

Муниципальное автономное общеобразовательное учреждение
лицей № 159

РАССМОТРЕНО

на заседании кафедры естественных
наук

Протокол № 1 от 27 августа 2015 г.

УТВЕРЖДАЮ:

Директор МАОУ лицей № 159

Ю.В. Аничкина

Приказ № 203 от 31 августа 2015 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

ПО ХИМИИ

углубленный уровень

8-9 класс

Составители:

Зуева Т.А.

учитель высшей категории

Пояснительная записка

Рабочая программа углубленного изучения учебного курса химии для 8А и 9А,Б классов составлена на основе федерального компонента государственного стандарта основного общего образования и авторской программы курса химии для 8-11 классов общеобразовательных учреждений (автор О.С. Gabriелян), допущенной Министерством образования и науки РФ, опубликованной издательством «Дрофа» в 2011 году (стр. 6-25)

Программа рассчитана на 210 часов, (105+105 ч) 3 часа в неделю, в том числе: контрольных работ:

8А класс- 5

9А класс- 4

практических работ:

8А класс- 11

9А класс- 13

Содержание рабочей программы направлено на усвоение учащимися знаний, умений, навыков на углубленном уровне, что соответствует образовательной программе лицея МАОУ № 159.

Преобладающими формами текущего контроля выступают: устный ответ, практические работы, контрольные работы, самостоятельные работы в тестовой форме.

Для реализации рабочей программы используется **учебно-методический комплект:**

для учащихся:

-О.С. Gabriелян Химия 8 учебник для общеобразовательных учреждений; Москва «Дрофа»2012

-О.С. Gabriелян, А.В. Яшукова Химия. Рабочая тетрадь; Москва «Дрофа» 2009

- О.С. Gabriелян Химия. Контрольные и проверочные работы 8 кл.; Москва « Дрофа» 2011

-О.С. Gabriелян Н.П. Воскобойникова Химия в тестах, задачах, упражнениях 8-9 кл; : Москва « Дрофа» 2005

- М.А.Рябова Тесты по химии К учебнику О.С. Gabriеляна Химия 8 кл.: Москва «Экзамен» 2009

-Ю.А. Шмаков Тесты. Неорганическая химия в 2 частях. Саратов « Лицей» 2002

-А.М. Радецкий Дидактический материал по химии. Москва « Просвещение»2004

-О.С. Gabriелян Химия 9;:Москва «Дрофа» 2012

-Химия. Контрольные и проверочные работы к учебнику О.С. Gabriеляну Химия 9; Москва « Дрофа» 2007

-М.А. Рябов Б.Ю. Невская Тесты по химии к учебнику О.С. Gabriеляна Химия 9

-А.Д. Микитюк Рабочая тетрадь по химии9 кл. Москва «Экзамен» 2011

-Д.Ю. Доброткин ГИА в новой форме 9 кл. « Интеллект-Центр» 2011

-ГИА 9класс Химия 20111 Сборник заданий. Москва эксмо 2011

ГИА-2011 Химия -9 тренировочные варианты; Москва 2011

Для учителя:

-Стандарты второго поколения Химия 8-9; : Москва « Просвещение» 2011

- О.С. Gabriелян Программа курса химии для 8-9 классов общеобразовательных учреждений. Москва «Дрофа 2011

- О.С. Gabriелян Настольная книга учителя .Химия 8-9 . Москва «Дрофа»2003

-О.С.Зайцев Методика обучения химии; : Москва «Владос» 2000

-О.С. Gabriелян Химия Методическое пособие 8-9 классы; : Москва «Дрофа»2000

-Н.Е. Кузнецова М.А. Шаталов Обучение химии на межпредметной интеграции 8-9 классы. Библиотека Учителя; : Москва « Вентана-Граф»2006

-Л.М.Брейгер Нестандартные уроки 8-9 класс; : Волгоград « Учитель»

в) электронные пособия:

CD диски «Общая и неорганическая химия»,

-Учебное электронное издание Химия 8-11 «Виртуальная лаборатория»

- Библиотека электронных наглядных пособий. Химия 8-11 класс
- Мультимедийное учебное пособие нового образца. Химия 8 класс 3 части

Интернет-ресурсы:

http://www.prosv.ru/ebooks/Gara_Uroki-himii_8kl/index.html

<http://chem-inf.narod.ru/inorg/element.html>

Видеофильмы и DVD:

- М. Ломоносов и Д. Менделеев
- Химия-8 2 части
- Химические элементы
- Приключения капли воды

Целями изучения химии в основной школе являются:

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

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

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

Общая характеристика учебного предмета

Особенности содержания обучения химии в основной школе обусловлены спецификой химии как науки и поставленными задачами. Основными проблемами химии являются изучение состава и строения веществ, зависимости их свойств от строения, получение веществ с заданными свойствами, исследование закономерностей химических реакций и путей управления ими в целях получения веществ, материалов, энергии. Поэтому в рабочей программе по химии нашли отражение основные содержательные линии:

- **вещество** — знания о составе и строении веществ, их важнейших физических и химических свойствах, биологическом действии;

- **химическая реакция** — знания об условиях, в которых проявляются химические свойства веществ, способах управления химическими процессами;

- **применение веществ** — знания и опыт практической деятельности с веществами, которые наиболее часто употребляются в повседневной жизни, широко используются в промышленности, сельском хозяйстве, на транспорте;

- **язык химии** — система важнейших понятий химии и терминов, в которых они описываются, номенклатура неорганических веществ, т. е. их названия (в том числе и тривиальные), химические формулы и уравнения, а также правила перевода информации с естественного языка на язык химии и обратно.

Поскольку основные содержательные линии школьного курса химии тесно переплетены, содержание представлено не по линиям, а по разделам: «Основные понятия химии (уровень атомно-молекулярных представлений)», «Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение вещества», «Многообразие химических реакций», «Многообразие веществ».

Углубление изучаемого материала происходит за счет изучения ряда тем, не предусмотренных для базового уровня, а также увеличения количества практических работ:

Темы, не предусмотренные в базовом уровне	Практические работы, не предусмотренные в базовом уровне
<p align="center">8 класс.</p> <p>-Краткие сведения по истории развития химии. Основоположники отечественной химии.</p> <p>-Изменение числа протонов в ядре- образование новых химических элементов. Изменение числа нейтронов в ядре - образование изотопов.</p>	<p>Химический практикум- Простейшие операции с веществом:</p> <p>-Наблюдения за изменениями, происходящими с горячей свечой.</p> <p>-Получение водорода</p> <p>-Получение кислорода</p>
<p>-Изменение числа электронов на внешнем уровне атома химического элемента - образование положительных и отрицательных ионов. Ионная химическая связь.</p>	<p>Химический практикум- Свойства электролитов:</p> <p>-Условия протекания химических реакций между растворами электролитов</p> <p>-Свойства кислот, оснований, солей.</p> <p>-Решение экспериментальных задач.</p>
<p>-Взаимодействие атомов элементов – неметаллов и элементов- металлов между собой- образование химической связи.</p>	
<p>-Аллотропия</p>	
<p>-Бинарные соединения металлов и неметаллов: оксиды, летучие водородные соединения.</p> <p>-Аморфные и кристаллические вещества. Межмолекулярные взаимодействия.</p> <p>-Скорость химических реакций.</p> <p>-Химическое равновесие.</p> <p>-Катализ и катализаторы.</p>	
<p>-Свойства изученных классов веществ в свете окислительно-восстановительных реакций.</p>	
<p>-Шеренга великих химиков.</p> <p>-Учебные экскурсии</p>	
<p align="center">9 класс</p> <p>-Амфотерные оксиды и гидроксиды.</p>	
<p>-Век медный, бронзовый, железный.</p> <p>-Ряд напряжения металлов.</p> <p>-Коррозия металлов.</p> <p>-Амфотерный характер оксида и гидроксида алюминия</p>	<p>Химический практикум - Свойства металлов и их соединений:</p> <p>-Качественные реакции на ионы металлов.</p> <p>-Практическое осуществление цепочки химических превращений металлов.</p>
<p>-Химические элементы- неметаллы в живых организмах.</p> <p>-Биологическое значение и применение галогенов и их соединений.</p>	<p>Химический практикум – Неметаллы:</p> <p>- Получение соляной кислоты и опыты с ней.</p> <p>-Получение аммиака и опыты с ним.</p> <p>-Решение экспериментальных задач.</p>
<p>-Ацетилен, его свойства.</p> <p>-Химические свойства органических соединений.</p> <p>-Ароматические углеводороды.</p>	<p>Практикум по органической химии.</p>

- Понятие об альдегидах. -Реакции окисления. -Глюкоза	
-Обобщение знаний по химии за курс основной школы.	
-Химия и экология.	

Место учебного предмета в учебном плане

Особенности содержания курса «Химия» являются главной причиной того, что в базисном учебном плане этот предмет появляется в 8 классе среди естественно-научных дисциплин, поскольку для его освоения школьники должны обладать не только определенным запасом предварительных естественно-научных знаний, но и достаточно хорошо развитым абстрактным мышлением.

Содержание основного общего образования по учебному предмету

Раздел 1. Основные понятия химии.

Предмет химии. Методы познания в химии: наблюдение, эксперимент, измерение. Источники химической информации: химическая литература, Интернет.

Чистые вещества и смеси. Очистка веществ. Простые и сложные вещества. Металлы и неметаллы. Химический элемент, атом, молекула. Знаки химических элементов. Химическая формула. Валентность химических элементов. Составление формул бинарных соединений по валентности атомов химических элементов и определение валентности атомов химических элементов по формулам бинарных соединений.

Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Массовая доля химического элемента в сложном веществе. Количество вещества. Моль. Молярная масса и молярный объем.

Физические явления и химические реакции. Признаки и условия протекания химических реакций. Закон сохранения массы веществ при химических реакциях. Химические уравнения. Коэффициенты в уравнениях химических реакций как отношения количеств веществ, вступающих и образующихся в результате химической реакции. Простейшие расчеты по уравнениям химических реакций.

Основные классы неорганических соединений. Номенклатура неорганических веществ. Кислород. Воздух. Горение. Оксиды. Оксиды металлов и неметаллов. Водород. Вода. Очистка воды. Аэрация воды. Взаимодействие воды с оксидами металлов и неметаллов. Кислоты, классификация и свойства: взаимодействие с металлами, оксидами металлов. Основания, классификация и свойства: взаимодействие с оксидами неметаллов, кислотами. Амфотерность. Кислотно-основные индикаторы. Соли. Средние соли. Взаимодействие солей с металлами, кислотами, щелочами. Связь между основными классами неорганических соединений.

Первоначальные представления о естественных семействах (группах) химических элементов: щелочные металлы, галогены.

Раздел 2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение вещества.

Периодический закон. История открытия периодического закона. Значение периодического закона для развития науки.

Периодическая система как естественно-научная классификация химических элементов. Табличная форма представления классификации химических элементов. Структура таблицы «Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева». Физический смысл порядкового номера, номера периода и номера группы .

Строение атома: ядро и электронная оболочка. Состав атомных ядер: протоны и нейтроны. Изотопы. Заряд атомного ядра, массовое число и относительная атомная масса. Электронная оболочка атома. Электронные слои атомов элементов малых периодов.

Химическая связь. Электроотрицательность атомов. Ковалентная неполярная и полярная связь. Ионная связь. Валентность, степень окисления, заряд иона.

Раздел 3. Многообразие химических реакций

Классификация химических реакций: реакции соединения, разложения, замещения, обмена, экзотермические, эндотермические, окислительно-восстановительные, необратимые, обратимые.

Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

Растворы. Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Катионы и анионы. Диссоциация солей, кислот и оснований в водных растворах. Реакции ионного обмена в растворах электролитов.

Раздел 4. Многообразие веществ

Естественные семейства химических элементов металлов и неметаллов. Общая характеристика неметаллов на основе их положения в периодической системе. Закономерности изменения физических и химических свойств неметаллов — простых веществ, их водородных соединений, высших оксидов и кислородсодержащих кислот на примере элементов второго и третьего периодов.

Общая характеристика металлов на основе их положения в периодической системе. Закономерности изменения физических и химических свойств металлов — простых веществ, их оксидов и гидроксидов на примере элементов второго и третьего периодов. Амфотерные соединения алюминия. Общая характеристика железа, его оксидов и гидроксидов.

Раздел 5. Экспериментальная химия

Демонстрационный эксперимент. 1. Примеры физических явлений. 2. Примеры химических реакций с ярко выраженными изучаемыми признаками. 3. Реакции соединения, разложения, замещения, обмена. 4. Реакции, иллюстрирующие свойства и взаимосвязи основных классов неорганических соединений. 5. Опыты, иллюстрирующие закономерности изменения свойств щелочных металлов и галогенов. 6. Опыты, иллюстрирующие закономерности изменения свойств гидроксидов и кислородсодержащих кислот элементов одного периода. 7. Примеры окислительно-восстановительных реакций. 8. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. 9. Примеры эндо- и экзотермических реакций. 10. Сравнение электропроводности растворов электролитов и неэлектролитов. 11. Реакции ионного обмена. 12. Опыты, иллюстрирующие физические и химические свойства изучаемых веществ.

Лабораторный эксперимент. 1. Примеры физических явлений. 2. Примеры химических реакций. 3. Разделение смесей. 4. Признаки и условия течения химических реакций. 5. Типы химических реакций. 6. Свойства и взаимосвязи основных классов неорганических соединений. 7. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. 8. Свойства солей, кислот и оснований как электролитов. 9. Опыты, иллюстрирующие физические и химические свойства изучаемых веществ. 10. Опыты по получению изученных веществ.

Расчетные задачи. 1. Вычисление относительной молекулярной и молярной массы вещества по его химической формуле. 2. Расчет массовой доли химического элемента в соединении. 3. Расчет массовой доли растворенного вещества в растворе. 4. Вычисления по химическим уравнениям массы или количества вещества одного из участвующих или получающихся в реакции соединений по известной массе или количеству вещества другого соединения.

Примерные объекты экскурсий. Музеи минералогические, краеведческие, художественные, мемориальные музеи выдающихся ученых-химиков. Химические лаборатории образовательных учреждений среднего и высшего профессионального образования (учебные и научные), научно-исследовательских организаций. Водоочистные сооружения. Экскурсии в природу.

Примерные направления проектной деятельности обучающихся. 1. Работа с источниками химической информации — исторические обзоры становления и развития изученных понятий, теорий, законов; жизнь и деятельность выдающихся ученых-химиков. 2. Аналитические обзоры информации по решению определенных научных, технологических, практических проблем. 3. Овладение основами химического анализа. 4. Овладение основами неорганического синтеза.

Тематическое планирование

Углубленный курс(3 часа в неделю в 8 классе, 3 часа в 9 классе)

Темы, количество часов.	Основное содержание	Характеристика основных видов деятельности ученика (на уровне учебных действий)
8 класс		
1. Введение 6 ч	<p>Химия – наука о веществах, их свойствах и превращениях.</p> <p>Понятие о химическом элементе и формах его существования: свободных атомах, простых и сложных веществах.</p> <p>Превращения веществ. Отличие химических реакций от физических явлений. Роль химии в жизни человека.</p> <p>Краткие сведения из истории возникновения и развития химии. Период алхимии. Понятие о философском камне. Химия в 16 веке. Развитие химии на Руси. Роль отечественных ученых в становлении химической науки- работы М. В. Ломоносова, А. М. Бутлерова, Д. И. Менделеева.</p> <p>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.</p> <p>Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, ее структура: малые и большие периоды, группы и подгруппы(главная и побочная).</p> <p>Периодическая система как</p>	<p>Различать предметы изучения естественных наук. Наблюдать свойства веществ и их изменения в ходе химических реакций. Разделять смеси методами отстаивания, фильтрования и выпаривания.</p> <p>Различать понятия «молекула», «атом», «химический элемент».</p> <p>Определять валентности атомов в бинарных соединениях. Изображать состав простейших веществ с помощью химических формул; сущность простейших химических реакций с помощью химических уравнений. Составлять формулы бинарных соединений по известной валентности атомов.</p> <p>Измерять массы веществ. Проводить расчеты по химическим уравнениям с использованием молярной массы и молярного объема газа</p>

	<p>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.</p>	<p>Рассчитывать относительную молекулярную и молярную массу по формулам веществ. Вычислять массовую долю химического элемента в веществе по формуле</p>
<p>Атомы химических элементов 13 ч.</p>	<p>Атомы как формула существования химических элементов. Основные сведения о строении атомов. Доказательства сложности строения атомов. Опыты Резерфорда. Планетарная модель строения атомов. 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 разновидность атомов одного химического элемента. Электроны. Строение электронных оболочек атомов химических элементов № 1- 20 периодической системы Д. И. Менделеева. Понятие о завершеном и незавершеном 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.</p>	<p>Моделировать строение молекул метана, аммиака, воды, хлороводорода. Исследовать свойства изучаемых веществ. Моделировать строение атома. Определять понятия «химический элемент», «порядковый номер», «массовое число»«изотоп», «относительная атомная масса», «электронная оболочка», «электронный слой», «периодическая система химических элементов».</p> <p>Описывать и характеризовать структуру таблицы «Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева».</p>

	<p>Понятие об ионной связи. Схема образования ионной связи.</p> <p>Взаимодействие атомов химических элементов неметаллов между собой- образование металлических кристаллов. Понятие о металлической связи.</p> <p>Демонстрация. Модели атомов химических элементов Д. И. Менделеева.</p>	
<p>Простые вещества 9 ч</p>	<p>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.</p> <p>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, миллимолярные и киломолярный объем газообразных веществ.</p> <p>Расчеты с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем газов», «постоянная Авогадро» .</p> <p>Расчетные задачи. 1. Вычисление молярной массы веществ по химическим формулам. 2. расчеты с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем газов», «постоянная Авогадро» .</p> <p>Демонстрации. Получение озона.</p>	<p>Исследовать свойства изучаемых веществ. Наблюдать и описывать химические реакции с помощью естественного (русского, родного) языка и языка химии. Характеризовать химические элементы малых периодов по их положению в периодической системе. Наблюдать демонстрируемые и самостоятельно проводимые опыты.</p> <p>Описывать свойства изучаемых веществ на основе наблюдений за их превращениями.</p> <p>Обобщать знания и делать выводы о закономерностях изменений свойств металлов в периодах и группах периодической системы. Прогнозировать свойства неизученных элементов и их соединений на основе знаний о периодическом законе</p>

	<p>Образцы белого и серого олова, белого и красного фосфора. Некоторые металлы и неметаллы количеством вещество 1 моль. Модель молярного объема газообразных веществ.</p>	
<p>Соединение химических элементов 16ч</p>	<p>Степень окисления. Определение степени окисления элементов по химической формуле соединения. Составление формул бинарных соединений, общий способ их названия. Бинарные окисления: оксиды, хлориды, сульфиты и др. Составление их формул. Представители оксидов: воды, углекислый газ и негашеная известь. Представители летучих водородных соединений: хлороводород и аммиак. 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 кислотной среде. Кислоты, их состав и названия. Классификация кислот. Представители кислот: серная, соляная, 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, молекулярная, металлическая. Зависимость свойств веществ от типов кристаллических решеток. Вещества молекулярного и немолькулярного строения. Закон постоянства состава вещества. Чистые вещества и смеси. Примеры жидких, газообразных смесей.</p>	<p>Исследовать свойства изучаемых веществ. Наблюдать химические и физические превращения изучаемых веществ. Описывать химические реакции, наблюдаемые в ходе демонстрационного и лабораторного экспериментов. Делать выводы из результатов проведенных химических экспериментов. Классифицировать изучаемые вещества по составу, развивая информационную компетентность. Исследовать свойства изучаемых веществ.</p> <p>Рассчитывать относительную молекулярную и молярную массу по формулам веществ. Вычислять массовую долю химического элемента в веществе по формуле</p>

	<p>Свойства чистых веществ и смесей. Их состав. Массовая и объемная доли компонентов смеси. 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.</p>	
<p>Изменения, происходящие с веществами 13 ч</p>	<p>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</p>	<p>Наблюдать и описывать химические реакции с помощью естественного (русского, родного) языка и языка химии. Исследовать и описывать условия, влияющие на скорость химической реакции. Выполнять простейшие вычисления по химическим уравнениям. Измерять массу веществ и температуру среды во время реакций</p>

	<p>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.</p> <p>Реакции разложения. Понятие о скорости химических реакций. Катализаторы. Ферменты. Реакции соединения. Каталитические и некаталитические реакции. Обратимые и необратимые реакции.</p> <p>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).</p> <p>Расчетные задачи. 1. Вычисление по химическим уравнениям массы или количества вещества по известной массе или количеству вещества одного из вступающих в</p>	
--	---	--

	<p>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.</p> <p>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.</p>	
<p>Практикум № 1 Простейшие операции с веществом 5 ч</p>	<p>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. 3. Анализ почвы и воды. 4. Признаки</p>	<p>Различать предметы изучения естественных наук. Наблюдать свойства веществ и их изменения в ходе химических реакций. Разделять смеси методами отстаивания, фильтрования и выпаривания. Изучать строение пламени</p>

	<p>химических реакций. 5. Приготовление раствора сахара и определение массовой доли его в растворе.</p>	<p>исследовательским способом, выдвигая гипотезы и проверяя их экспериментально. Проводить химические опыты с нагреванием</p>
<p>Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов 26 ч</p>	<p>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.</p>	<p>Проводить наблюдения за поведением веществ в растворах, за химическими реакциями, протекающими в растворах. Давать определения понятий «электролит», «неэлектролит», «электролитическая диссоциация». Конкретизировать понятие «ион». Обобщать понятия «катион», «анион». Исследовать свойства растворов электролитов. Характеризовать условия течения реакций до конца в растворах электролитов. Вычислять массовую долю растворенного вещества в растворе</p>

	<p>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.</p> <p>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,</p>	<p>Испытывать вещества и их растворы на электропроводность. Описывать движение окрашенных ионов в электрическом поле. Изучить зависимость электропроводности уксусной кислоты от концентрации. Прогнозировать взаимодействие цинка с серой, соляной кислотой, хлоридом меди (II), горение магния, взаимодействие хлорной и сероводородной воды.</p>
--	---	---

	характерные для основных оксидов (например, для оксида кальция). 13. Реакции, характерные для кислотных оксидов (например, для углекислого газа).	
Практикум № 2 Свойства растворов электролитов 4 ч	6. Ионные реакции. 7. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца. 8. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей. 9. Решение экспериментальных задач.	Обобщать понятия «катион», «анион». Исследовать свойства растворов электролитов. Характеризовать условия течения реакций до конца в растворах электролитов. Вычислять массовую долю растворенного вещества в растворе
Портретная галерея великих химиков 6 ч	Повторение материала 8 класса — основных понятий, законов и теорий через знакомство с жизнью и деятельностью ученых, осуществивших их открытие.	Структурировать материалы о жизни и деятельности ученых
Учебные экскурсии 4 ч	Агрохимлаборатория, аптеки, местное производство.	Создавать презентацию, создавать отчеты, работать с Интернет ресурсами.
9 класс		
Повторение основных вопросов курса 8 класса и введение в курс 9 класса 7ч	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 гидроксидов цинка и исследование его свойств.	Классифицировать изученные химические элементы и их соединения. Сравнить свойства веществ, принадлежащих к разным классам; химические элементы разных групп. Различать периоды, А- и Б-группы. Моделировать строение атома. Определять понятия «химический элемент», «порядковый номер», «массовое число», «изотоп», «относительная атомная масса», «электронная оболочка», «электронный слой», «периодическая система химических элементов». Описывать и характеризовать структуру таблицы «Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева». Делать умозаключения о характере изменения свойств химических элементов с увеличением зарядов атомных ядер.

<p>Металлы 23 ч</p>	<p>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.</p> <p>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.</p> <p>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.</p> <p>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.</p> <p>Ж е л е з о. Строение атома, физические и химические свойства простого вещества. Генетические</p>	<p>Исследовать свойства изучаемых веществ. Наблюдать и описывать химические реакции с помощью языка химии. Характеризовать химические элементы малых периодов по их положению в периодической системе. Наблюдать демонстрируемые и самостоятельно проводимые опыты.</p> <p>Описывать свойства изучаемых веществ на основе наблюдений за их превращениями.</p> <p>Обобщать знания и делать выводы о закономерностях изменений свойств металлов в периодах и группах периодической системы. Прогнозировать свойства неизученных элементов и их соединений на основе знаний о периодическом законе</p>
-------------------------	--	---

	<p>ряды Ge^{2+} и Pb^{3+}. Качественные реакции на $\bullet\text{Ge}^{2+}$ и Ge^{3+}. Важнейшие соли железа. Значение железа, его соединений и сплавов в природе и народном хозяйстве.</p> <p>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).</p> <p>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 Ge^{2+} и Ge^{3+}.</p>	
<p>Практикум № 1 Свойства металлов и их соединений 3ч</p>	<p>1. Осуществление цепочки химических превращений металлов. 2. Получение и свойства соединений металлов. 3. Решение экспериментальных задач на распознавание и получение веществ.</p>	<p>Наблюдать демонстрируемые и самостоятельно проводимые опыты. Описывать свойства изучаемых веществ на основе наблюдений за их превращениями. Обобщать знания и делать выводы о закономерностях изменений свойств неметаллов в периодах и группах периодической системы. Прогнозировать свойства неизученных элементов и их соединений на основе знаний о периодическом законе</p>
<p>Неметаллы 28ч</p>	<p>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».</p>	<p>Исследовать свойства изучаемых веществ. Наблюдать и описывать химические реакции с помощью естественного (русского, родного) языка и языка химии. Характеризовать химические элементы малых периодов по их положению в периодической системе. Наблюдать демонстрируемые и самостоятельно проводимые опыты.</p>

	<p>Водород. Положение в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома и молекулы. Физические и химические свойства водорода, его получение и применение.</p> <p>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.</p> <p>Сера. Строение атома, аллотропия, свойства и применение ромбической серы. Оксиды серы (IV) 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.</p> <p>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.</p> <p>Фосфор. Строение атома, аллотропия, свойства белого и красного фосфора, их применение. Основные соединения: оксид фосфора (V), орто-фосфорная кислота и фосфаты. Фосфорные удобрения.</p> <p>Углерод. 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</p>	<p>Описывать свойства изучаемых веществ на основе наблюдений за их превращениями.</p> <p>Обобщать знания и делать выводы о закономерностях изменений свойств неметаллов в периодах и группах периодической системы.</p> <p>Прогнозировать свойства неизученных элементов и их соединений на основе знаний о периодическом законе</p>
--	--	--

	<p>природе и жизни человека. Качественная реакция на карбонат-ион.</p> <p>Кремний. Строение атома, кристаллический кремний, его свойства и применение. Оксид кремния (IV), его природные разновидности. Силикаты. Значение соединений кремния в живой и неживой природе. Понятие о силикатной промышленности.</p> <p>Демонстрации. Образцы галогенов — простых веществ.</p> <p>Взаимодействие галогенов с натрием, алюминием. Вытеснение хлором брома или иода из растворов их солей.</p> <p>Взаимодействие серы с металлами, водородом и кислородом.</p> <p>Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью.</p> <p>Поглощение углем растворенных веществ или газов. Восстановление меди из ее оксида углем. Образцы природных соединений хлора, серы, фосфора, углерода, кремния. Образцы важнейших для народного хозяйства сульфатов, нитратов, карбонатов, фосфатов. Образцы стекла, керамики, цемента.</p> <p>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.</p>	
<p>Практикум № 2</p> <p>Свойства неметаллов и их соединений</p> <p>3ч</p>	<p>4. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода». 5. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппы азота и углерода». 6. Получение, собирание и распознавание газов.</p>	<p>Описывать свойства изучаемых веществ на основе наблюдений за их превращениями.</p>
<p>Органические соединения</p>	<p>Вещества органические и неорганические, относительность</p>	

14 ч	<p>понятия «органические вещества».</p> <p>Причины многообразия органических соединений.</p> <p>Химическое строение органических соединений. Молекулярные и структурные формулы органических веществ.</p> <p>Метан и этан: строение молекул. Горение метана и этана. Дегидрирование этана. Применение метана.</p> <p>Химическое строение молекулы этилена. Двойная связь. Взаимодействие этилена с водой. Реакции полимеризации этилена. Полиэтилен и его значение.</p> <p>Понятие о предельных одноатомных спиртах на примерах метанола и этанола. Трехатомный спирт — глицерин.</p> <p>Понятие об альдегидах на примере уксусного альдегида. Окисление альдегида в кислоту.</p> <p>Одноосновные предельные карбоновые кислоты на примере уксусной кислоты. Ее свойства и применение. Стеариновая кислота как представитель жирных карбоновых кислот.</p> <p>Реакции этерификации и понятие о сложных эфирах. Жиры как сложные эфиры глицерина и жирных кислот.</p> <p>Понятие об аминокислотах. Реакции поликонденсации. Белки, их строение и биологическая роль.</p> <p>Понятие об углеводах. Глюкоза, ее свойства и значение. Крахмал и целлюлоза (в сравнении), их биологическая роль.</p> <p>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 уксус -но-этилового эфира. Омыление жира. Взаимодействие глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра. Качественная реакция на</p>	
------	--	--

	<p>крахмал. Доказательство наличия функциональных групп в растворах аминокислот. Горение белков (шерсти или птичьих перьев). Цветные реакции белков.</p> <p>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.</p>	
<p>Обобщение знаний по химии за курс основной школы</p> <p>12ч</p>	<p>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.</p> <p>Типы химических связей и типы кристаллических решеток. Взаимосвязь строения и свойств веществ.</p> <p>Классификация химических реакций по различным признакам (число и состав реагирующих и образующихся веществ; тепловой эффект; использование катализатора; направление; изменение степеней окисления атомов).</p> <p>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.</p>	<p>Обобщать знания и делать выводы о закономерностях изменений свойств неметаллов в периодах и группах периодической системы. Прогнозировать свойства неизученных элементов и их соединений на основе знаний о периодическом законе</p>
<p>Химия и экология</p> <p>12ч</p>	<p>* Основные понятия экологии: среда обитания, экологические факторы, биосфера и ее основные элементы. Человек и биосфера. Уровни экологических проблем:</p>	<p>Классифицировать изученные химические элементы и их соединения. Сравнить свойства веществ, принадлежащих к разным классам; химические</p>

	<p>локальный, региональный, глобальный. Взаимосвязь экологии и химии. Связь понятий «химический элемент», «вещество», «химическая реакция» с экологическими понятиями. Природные и антропогенные источники веществ — загрязнителей окружающей среды. Характер воздействия вредных веществ на человека: общетоксическое, раздражающее, аллергическое, с отдаленными последствиями (канцерогенное, мутагенное). Нормирование загрязнений окружающей среды, понятия и критерии нормирования: ЛД₅₀ (летальная доза), ЛК₅₀ (летальная концентрация), ПДВ (предельно допустимые выбросы), ВДК (временно допустимые концентрации).</p> <p>Основные источники загрязнения атмосферы и современные способы очистки выбросов (абсорбция, адсорбция, конденсация, катализ). Источники загрязнения гидросферы и современные способы очистки сточных вод (физические, химические, биологические). Источники загрязнения литосферы, проблема городских и промышленных свалок и пути ее решения.</p> <p>Химические элементы и их соединения в биосфере. Биохимические циклы элементов. Биологическая роль и круговороты важнейших элементов-неметаллов в биосфере: кислорода, серы, азота, фосфора, углерода. Биометаллы — магний, кальций, железо, калий, натрий и их роль в жизнедеятельности организмов. Антропогенные источники тяжелых металлов — меди, ртути, свинца и др., их воздействие на организм и биохимические циклы.</p> <p>Органические вещества в жизни растений, животных и человека. Взаимодействие растений и животных посредством</p>	<p>элементы разных групп. Обобщать знания и делать выводы о закономерностях изменений свойств неметаллов в периодах и группах периодической системы. Прогнозировать свойства неизученных элементов и их соединений на основе знаний о периодическом законе</p>
--	--	--

	<p>органических веществ (красители, пахучие вещества, феромоны). Токсичность и пути воздействия некоторых органических веществ (спирты, фенолы, альдегиды, анилин, полициклические углеводороды) на организм человека. Нефть, уголь и охрана окружающей среды. Решение расчетных задач, упражнений с экологическим содержанием и контролирующих заданий.</p> <p>Демонстрации. Образцы сточных вод различных предприятий, гальванических шлаков, твердых остатков в циклонах и электрофильтрах. Коллекции веществ-коагулянтов, катализаторов, обезвреживающих выбросы в атмосферу. Влияние оксида серы (IV) на растения; действие нефти и нефтепродуктов на растения; влияние синтетических моющих средств на водную экосистему.</p> <p>Лабораторные опыты. 1. Извлечение ионов меди из промывных вод гальванических ванн меднения методом цементации. 2. Очистка воды от аммиака ионообменным способом. 3. Качественные реакции на нитрат-, нитрит- и фосфат-ионы. 4. Обнаружение серы и азота в органических соединениях. 5. Качественные реакции на ионы тяжелых металлов — свинца, цинка, меди и др</p>	
--	--	--

календарно-тематическое планирование по химии 8 класс. 3ч.

Номер и тема урока./ Учебная неделя	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>Тема 1. Введение (6 ч) Цели:</p> <ul style="list-style-type: none"> — Дать представление об основных химических понятиях: химия, вещество, свойства вещества, атом, молекула, химический элемент, химические реакции, химические формулы, относительная атомная и молекулярная массы. — Познакомить учащихся со структурой Периодической таблицы. — Научиться определять положение элемента в Периодической таблице, пользуясь таблицей вычислять относительные молекулярные 			
1. Предмет химии. Вещества 1	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. Предмет химии. Превращение веществ. Роль химии в нашей жизни	Химические явления, их отличие от физических явлений. Достижения химии и их правильное использование	Д. 1. Взаимодействие соляной кислоты с мрамором. 2. Помутнение «известковой воды»	§2, упр. 1—5
3. Краткие сведения по истории развития химии. Основоположники отечественной химии 1	История возникновения и развития химии. Роль отечественных ученых в становлении химической науки. Основные законы химии		§3, упр. 1, 5
4. Знаки (символы) химических элементов 2	Обозначение химических элементов, их названия. Происхождение названий химических элементов		§ 4 до слов: «Каждому химическому элементу отведено в таблице Д. И. Менделеева...», табл. 1, упр. 1, 4
5. Таблица Д. И. Менделеева 2	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 до конца

6. Химические формулы. Относительные атомная и молекулярная массы 2	Химическая формула, индекс, коэффициент: записи и чтение формул. Масса атомов и молекул. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса		§5, упр. 1—5
Планируемый результат повышенного уровня.			
<u>Ученик должен знать:</u>			
☉ важнейшие химические понятия: изотопы.			
<u>Ученик должен уметь:</u>			
☉ определять: положение элемента в периодической системе, относительную атомную и относительную молекулярную массы.			
Тема 2. Атомы химических элементов (10 ч)			
Цели:			
<ul style="list-style-type: none"> — Дать представление о планетарной модели атома, составе ядра, строении электронных оболочек атомов — Дать представление о химической связи и её типах. — Научиться определять тип химической связи по формуле вещества. 			
1. Основные сведения о строении атома. Состав атомных ядер: протоны, нейтроны 3	Доказательства сложности строения атомов. опыты Резер-форда. Планетарная модель строения атома. Характеристика нуклонов. Взаимосвязь понятий: протон, нейтрон, массовое число		§6, упр. 1,3
2. Изменение числа протонов в ядре — образование новых химических элементов. Изменение числа нейтронов в ядре — образование изотопов 3	Современное определение понятия «химический элемент». Изотопы как разновидность атомов одного химического элемента		§7, упр. 1—4
3. Электроны. Строение электронных оболочек атомов элементов № 1—20 в таблице Д. И. Менделеева 3	Характеристика электронов. Строение электронных оболочек атомов элементов № 1—20 в таблице Д. И. Менделеева. Понятие о завершённом и незавершённом электронных уровнях		§8, упр. 1—5

<p>4. Таблица Д. И. Менделеева и строение атома</p> <p>4</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>§ 9 до СЛОВ: «Каков же результат приема-отдачи электронов...», упр. 1</p>
<p>5. Изменение числа электронов на внешнем электронном уровне атома химического элемента — образование положительных и отрицательных ионов. Ионная химическая связь.</p> <p>4</p>	<p>Понятие иона. Ионы, образованные атомами металлов и неметаллов. Понятие об ионной связи. Схемы образования ионных соединений</p>		<p>§ 9 до конца, упр. 2,3</p>
<p>6. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой — образование молекул простых веществ. Ковалентная неполярная химическая связь</p> <p>4</p>	<p>Схема образования двухатомных молекул (H_2, Cl_2, N_2). Электронные и структурные формулы. Кратность химической связи</p>		<p>§10, упр. 1—4</p>
<p>7. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой — образование молекул соединений. Электроотрицательность (ЭО). Ковалентная полярная химическая</p>	<p>Схемы образования молекул соединений (HCl, H_2O, NH_3 и др.). Электронные и структурные формулы. Понятие об ЭО и ковалентной полярной химической связи</p>		<p>§11, упр. 1—4</p>

связь 5			
8. Взаимодействие атомов элементов-металлов между собой — образование металлических кристаллов 5	Понятие о металлической связи. Относительность деления химической связи на виды		§12, упр. 1—3
9. Обобщение и систематизация знаний об элементах: металлах и неметаллах, о видах химической связи 5	Выполнение упражнений. Подготовка к контрольной работе		•
10. Контрольная работа № 1 6			

Планируемый результат повышенного уровня.

Ученик должен знать:

☺ **важнейшие химические понятия:** электроотрицательность.

Ученик должен уметь:

☺ **определять:** степень окисления элемента в соединении из трёх элементов.

Тема 3. Простые вещества (9 ч)

Цели:

- Дать представление о простых веществах: металлах и неметаллах, явлении аллотропии.
- Сформировать понятие о количестве вещества и единицах его измерения.
- Показать взаимосвязь физико-химических величин: массы, количества вещества и числа молекул.

1. Простые вещества — металлы. Общие физические свойства металлов 6	Характеристика положения элементов-металлов в Периодической системе. Строение атомов металлов. Металлическая связь (повторение); физические свойства металлов — простых веществ	Д. Коллекция металлов: Fe, Al, Ca, Mg, Na, K, Hg (последние два в запаянных ампулах)	§13, упр. 1, 3, 4
2. Простые вещества-неметаллы. Физические	Положение элементов-неметаллов в Периодической системе. Строение их	Д. Коллекция неметаллов: H ₂ , O ₂ (в газометре), S, P, угля	§ 14 до слов: «Однако кислород...», табл. 3, упр. 3,

свойства неметаллов— простых веществ 6	атомов. Ковалентная связь (повторение). Физические свойства неметаллов — простых веществ. Химические формулы. Расчет относительной молекулярной массы	активированного, брома (в ампуле)	4
3. Аллотропия 7	Понятие «аллотропия». Аллотропия кислорода, фосфора, углерода, олова. Относительность понятий «металлические свойства» и «неметаллические свойства»	Д. 1. Получение и свойства белого и красного фосфора, белого и серого олова. 2. Получение озона	§ 14 до конца, упр. 4
4. Количество вещества 7	Количество вещества и единицы его измерения: моль, ммоль, кмоль. Постоянная Авогадро	Некоторые металлы и неметаллы количеством вещества 1 моль, 1 ммоль, 1 кмоль	§ 15 до слов: «Масса 1 моль называется молярной...», упр. 1,2
5. Молярная масса вещества 7	Расчет молярных масс веществ по их химическим формулам. Миллимолярная и киломолярная массы. Выполнение упражнений с использованием понятий: «постоянная Авогадро», «количество вещества», «масса», «молярная масса»		§ 15 до конца, упр. 3,4
6. Молярный объем газообразных веществ 8	Понятие о молярном объеме газов. Нормальные условия. Миллимолярный и киломоляр-ный объем. Выполнение упражнений с использованием понятий: «объем», «молярный объем», «масса», «количество веществ- ; ва », « молярная масса »	Д. Модель молярного объема газов	§ 16, упр. 1, 2
7. Урок-упражнение 8	Решение задач и упражнений с использованием понятий: «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем газов», «постоянная Авогадро»		
8. Обобщение и систематизация знаний по теме 8	Решение задач и упражнений, подготовка к контрольной работе		
Контрольная работа № 2 9			

Планируемый результат повышенного уровня.

Ученик должен знать:

☺ **важнейшие химические понятия:** моль, кмоль, моль.

Тема 4. Соединения химических элементов (15 ч)

Цели:

- Дать представление об основных классах веществ: оксидах, основаниях, кислотах, солях.
- Познакомить с типами кристаллических решёток, показать их взаимосвязь типами химической связи и физическими свойствами вещества.
- Дать понятие о чистом веществе и смеси веществ. Раскрыть значение смесей в природе и жизни человека.

1. Степень окисления 9	Понятие о степени окисления. Определение степени окисления элементов по формулам соединений		§ 17 до слов: «Знание с. о. необходимо и для того...», упр. 1
2. Бинарные соединения металлов и неметаллов: оксиды, хлориды, сульфиды и пр. 9	Составление формул бинарных соединений, общий способ их названий	Д. Образцы хлоридов, сульфидов, оксидов, металлов	§ 17 до конца, упр. 2
3. Важнейшие классы бинарных соединений — оксиды, летучие водородные соединения 10	Составление формул, их названия. Расчеты по формулам. Характеристика важнейших соединений. Представители: H_2O , CO_2 , CaO , HCl , NH_3	Д. Образцы оксидов: P_2O_5 , CO_2 , SiO_2 , H_2O , HCl и NH_3 (газы и растворы)	§ 18 до конца, упр. 1—6
4. Основания 10	Состав и названия оснований, их классификация. Расчеты по формулам оснований. Представители: $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$	Д. 1. Образцы щелочей (твердых и в растворе) и нерастворимых оснований. 2. Изменение окраски индикаторов	§19, упр.1—6
5. Кислоты 10	Состав и названия кислот. Их классификация. Расчеты по формулам кислот. Представители: HCl , H_2SO_4 , H_2CO_3	Д. 1. Образцы кислот: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , некоторых других минеральных и органических кислот. 2. Изменение окраски индикаторов	§20, упр. 1—5
6—7. Соли как производные кислот и оснований 11,11	Состав и названия солей. Расчеты по формулам солей. Представители: $NaCl$, $CaCO_3$,	Д. 1. Образцы солей кислородсодержащих и бескислородных кислот.	§21, упр. 1—3
8. Урок-упражнение	Классификация сложных веществ,		

11	определение принадлежности соединений к различным классам по их формулам. Упражнения в составлении формул по названиям и названий веществ по формулам. Расчеты по формулам		
9. Аморфные и кристаллические вещества. Межмолекулярные взаимодействия. Молекулярные кристаллические решетки. Ионные, атомные и металлические кристаллические решетки 12	Понятия 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 CO ₂ , иода, NaCl, алмаза, графита, металлов. 2. Возгонка бензойной кислоты или нафталина	§22, упр. 1,4, 5
10. Чистые вещества и смеси 12	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. 3. Способы разделения смесей, в том числе и с помощью делительной воронки. 4. Дистилляция воды	§23, упр. 1, 2, 4
11—12. Массовая и объемная доли компонентов смеси, в том числе и доля примесей 12,13	Понятие о доле компонента смеси. Вычисление ее в смеси и расчет массы или объема вещества в смеси по его доле		§24, упр. 1—3
11. Расчеты, связанные с понятием «доля» 13	Решение задач и упражнений на расчет доли (массовой или объемной) и нахождение массы (объема) компонента смеси		§24, упр. 4—7
12. Обобщение и систематизация знаний по теме 13	Решение задач и упражнений. Подготовка к контрольной работе		
Контрольная работа №3 14			

Планируемый результат повышенного уровня.

Ученик должен знать:

☉ **важнейшие химические понятия:** массовая (объёмная) доля вещества в смеси.

Ученик должен уметь:

☉ **решать:** задачи с использованием понятия массовая (объёмная) доля вещества в смеси

☉ **определять:** степень окисления элемента в соединении из трёх элементов.

Тема 5. Изменения, происходящие с веществами (12 ч)

Цели:

- Дать представление о классификации химических реакций, признаках реакций, их сущности.
- Сформировать понятие о законе сохранения масс, его практическом применении.
- Начать формирование умений составлять уравнения химических реакций.

<p>1. Физические явления</p> <p align="center">14</p>	<p>Способы очистки веществ, основанные на их физических свойствах. Очистка питьевой воды. Перегонка нефти</p>	<p>Д. 1. Плавление парафина. Возгонка иода I₂ или бензойной кислоты. 2. Диффузия душистых веществ с горячей лампочки накаливания. 3. Способы разделения смесей. Л. Сравнение скорости испарения капель воды и спирта с фильтровальной бумаги</p>	<p>§25, упр. 2—4</p>
<p>2—3. Химические реакции</p> <p align="center">14,15</p>	<p>Понятие о химических явлениях, их отличие от физических. Признаки и условия протекания химических реакций. Реакция горения. Экзо- и эндотермические реакции</p>	<p>Д. 1. Горение магния. 2. Взаимодействие HCl с мрамором, получение Cu(OH)₂ и последующее растворение его в кислоте. 3. Взаимодействие CuSO₄ с Fe, помутнение «известковой воды»</p>	<p>§26, упр. 1—5</p>
<p>4. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения</p> <p align="center">15</p>	<p>Количественная сторона химических реакций в свете учения об атомах и молекулах. Значение закона сохранения массы веществ. Роль М. В. Ломоносова и Д. Дальтона в открытии и утверждении закона сохранения массы веществ. Понятие о химическом уравнении как об условной записи химической реакции с помощью</p>	<p>Д. Подтверждение закона сохранения массы веществ в результате химических реакций</p>	<p>§ 27 до слов: «С помощью уравнений химических реакций можно определить и тип...», упр. 1</p>

	химических формул. Значение индексов и коэффициентов. Составление уравнений химических реакций		
6. Реакции разложения 15	Сущность реакций разложения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем	Д. 1. Электролиз воды. 2. Разложение нитратов калия или натрия, перманганата калия, азотной кислоты, гидроксида	§ 27 — реакции разложения
7. Реакции соединения 16	Сущность реакций соединения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем	Д. Осуществление переходов: $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3$; $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$	§ 27 — реакции соединения
8. Реакции замещения 16	Сущность реакций замещения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем	Д. 1. Взаимодействие щелочных металлов с водой 2. Взаимодействие цинка и алюминия с растворами соляной и серной кислот. Л. Взаимодействие металлов (Fe, Al, Zn) с растворами солей (CuSO ₄ , AgNO ₃)	§27 — реакции замещения
9. Реакции обмена 16	Сущность реакций обмена. Составление уравнений реакций, проделанных учителем. Реакции нейтрализации. Условия течения реакций между растворами кислот, щелочей и солей до конца	Д. Взаимодействие растворов щелочей, окрашенных фенолфталеином, с растворами кислот. Л. Взаимодействие H₂SO₄ и BaCl₂ , HCl и AgNO₃ , NaOH и Fe₂(SO₄)₃ и т. д.	§ 27 — реакции обмена, упр. 3, 4
9—10. 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		§28, задачи 1—5

17,17	содержит определенную долю примесей		
10. Обобщение и систематизация знаний по теме !7	Решение задач и упражнений. Подготовка к контрольной работе		
11. Контрольная работа № 4 18			
Планируемый результат повышенного уровня.			
<u>Ученик должен знать:</u>			
☉ важнейшие химические понятия: массовая (объёмная) доля вещества в смеси.			
<u>Ученик должен уметь:</u>			
☉ решать: задачи с использованием понятия массовая (объёмная) доля вещества в смеси по уравнениям химических реакций.			
Тема 6. Простейшие операции с веществом. Химический практикум (7 ч)			
Цели:			
<ul style="list-style-type: none"> – Начать формирование важнейшего метода познания химических явлений – наблюдения – и умения описывать его. – Сформировать умения и навыки по использованию лабораторного оборудования для проведения химического эксперимента. – Начать формирование умений делать практические выводы из проведённого анализа. – Продолжить работу по формированию умений составлять уравнения химических реакций. 			
<ol style="list-style-type: none"> 1. Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с нагревательными приборами и лабораторным оборудованием. 2. Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание. 3. Анализ почвы и воды. 4. Признаки химических реакций. 5. Получение водорода и изучение его свойств. 6. Получение кислорода и изучение его свойств. 7. Приготовление раствора сахара и определение массовой доли сахара в растворе 			
Планируемый результат повышенного уровня.			
<u>Ученик должен знать:</u>			
☉ важнейшие химические понятия: массовая (объёмная) доля вещества в смеси.			
Тема 7. Скорость химических реакций. Химическое равновесие (7 ч)			
1. Скорость химических реакций	Понятие о скорости химических реакций. Единицы измерения скорости химических реакций. Скорость гомогенных и гетерогенных процессов.	Л. Взаимодействие гранул и порошка цинка с соляной кислотой	§29, упр. 1—5

18	Зависимость скорости от площади соприкосновения реагирующих веществ		
2. Зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ, концентрации и температуры	Зависимость скорости химических реакций: а) от природы реагирующих веществ; б) от температуры; в) от концентрации реагирующих веществ (закон действующих масс)	Л. 1. Взаимодействие Zn, Mg, Fe с HCl. 2. Взаимодействие раствора H ₂ SO ₄ с раствором тиосульфата натрия различной концентрации. 3. Взаимодействие цинка с H ₂ SO ₄ при разных температурах; тиосульфата натрия с H ₂ SO ₄ при разных температурах	§30, упр. 1—6
18			
2. Катализ и катализаторы	Понятие о катализе, катализаторах и ингибиторах. Понятие о ферментах как биологических катализаторах белковой природы	Л. Разложение пероксидов водорода в присутствии MnO ₂ , горение сахара в присутствии MnO ₂ , горение сахара в присутствии свежего сигаретного пепла	§31, упр. 1—5
19			
3. Обратимые и необратимые реакции	Понятие об обратимости химических реакций. Условия протекания необратимых реакций	Л. Примеры необратимых реакций, протекающих в растворах с образованием газа, осадка или H ₂ O, а также реакций горения. Примеры обратимых реакций	§32, упр. 1—4
19			
4. Химическое равновесие и способы его смещения	Понятие о химическом равновесии как характеристике обратимых реакций. Динамический характер химического равновесия. Принцип Ле Шателье	Д. Смещение равновесия химической реакции, протекающей между роданидом аммония и хлоридом железа (III)	§33, упр. 1—5
19			
6—7. Обобщение и систематизация знаний по теме	Выполнение заданий и упражнений. Учет и контроль знаний по теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»		
20,20			

Тема 8. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов (22 ч)

Цели:

- Углубить и систематизировать знания учащихся о веществах и химических реакциях с точки зрения теории электролитической диссоциации; дать представление об электролитах, электролитической диссоциации, реакциях ионного обмена.
- Начать формирование умений записывать уравнения химических реакций в молекулярном, ионном, окислительно-восстановительном виде.
- Продолжить формирование мировоззренческих знаний: показать зависимость свойств веществ от их состава и строения (свойства

ионов определяют свойства растворов электролита).			
– Способствовать дальнейшему развитию логического мышления (умения сравнивать, выделять главное).			
1. Растворение как физико-химический процесс 20	Растворы. Гидраты. Кристаллогидраты. Тепловые явления при растворении	Д. Мгновенная кристаллизация пересыщенного раствора глауберовой соли. Л. Растворение безводного сульфата меди (II) в воде	§ 34 до слов: «Растворимость зависит от температуры...»
2. Растворимость. Типы растворов. 21	Зависимость растворимости веществ от температуры. Кривые растворимости. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Различная растворимость веществ в воде	Л. Растворимость веществ при разных температурах. Тепловые явления при растворении	§ 34 до конца, упр. 1—7
3—4. Электролитическая диссоциация 21,21	Электролиты и неэлектролиты. Механизм диссоциации веществ с разным видом связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты	Д. 1. Испытание веществ и их растворов на электропроводность. 2. Зависимость электролитической диссоциации уксусной кислоты от разбавления	§35, упр. 1—6
5. Основные положения теории электролитической диссоциации (ТЭД) 22,22	Ионы. Свойства ионов. Классификация ионов по составу (простые и сложные), по заряду (катионы и анионы), по наличию водной оболочки (гидратированные и негидратированные). Основные положения ТЭД	Д. Движение окрашенных ионов в электрическом поле	§36, упр. 1—5
6. Ионные уравнения Реакций 22	Реакции обмена, идущие до конца. Запись уравнений реакций (молекулярных и ионных) с использованием таблицы растворимости	Л. Примеры реакций, идущих до конца	§37, упр. 1—5
7—8. Кислоты в свете ТЭД, их классификация и свойства 23.23	Определение кислот как электролитов, их диссоциация. 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	Л. Химические свойства кислот (на примере HCl, H ₂ SO ₄)	§ 38, упр. 1—6

	кислот с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств кислот		
9—10. Основания в свете ТЭД, их классификация и свойства 23,24	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. Разложение нерастворимых оснований	Д. 1. Взаимодействие CO_2 и NaOH . 2. Разложение $\text{Si}(\text{OH})_2$. Л. Реакции, характерные для щелочей и нерастворимых оснований	§39, упр. 1 – 5
11—12. Оксиды 24,24	Состав оксидов, их классификация: несолеобразующие и солеобразующие (кислотные и основные). Свойства кислотных и основных оксидов	Л. Изучение свойств основных оксидов для CaO и кислотных для CO_2 или SO_2	§40, упр.: 1 – 5
13—14. Соли в свете ТЭД, их свойства 25,25	Определение солей как электролитов, их диссоциация. Взаимодействие солей с металлами, особенности этих реакций и взаимодействие солей с солями (работа с таблицей растворимости). Взаимодействие солей с кислотами и щелочами (повторение)	Л. Химические свойства солей	§41, упр. 1—5
15. Генетическая связь между классами неорганических веществ 25	Понятие о генетической связи и генетических рядах металлов и неметаллов	Д. Осуществление переходов: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ $\rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2;$ $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow$ $\rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	§42, упр. 1—5
16. Обобщение и систематизация знаний по теме 26	Решение расчетных задач по уравнениям, характеризующим свойства основных классов соединений и выполнение упражнений этого плана и на генетическую связь. Подготовка к контрольной работе		

17. Контрольная работа № 5 26			
18. Классификация химических реакций 26	Различные признаки классификации химических реакций	Д. Примеры реакций соединения, разложения, замещения, обмена, гомо- и гетерогенных; экзо- и эндотермических; каталитических и некаталитических	
19. Окислительно-восстановительные реакции 27	Определение степеней окисления элементов, образующих вещества различных классов. Реакции окислительно-восстановительные и реакции ионного обмена, их отличия. Понятие об окислителе и восстановителе, окислении и восстановлении	Д. 1. Взаимодействие Zn с HCl, S, CuSO ₄ . 2. Горение магния. 3. Взаимодействие хлорной и сероводородной воды	§43, упр. 1—3
20. Упражнения в составлении окислительно-восстановительных реакций 27	Составление уравнений ОВР методом электронного баланса		§43, упр.4—8
21. Свойства изученных классов веществ в свете окислительно-восстановительных реакций 27	Характеристика свойств простых веществ металлов и неметаллов, а также кислот и солей в свете ОВР		
22. Обобщение и систематизация знаний по теме 28	Выполнение упражнений. Учет и контроль знаний по теме		

Планируемый результат повышенного уровня.

Ученик должен знать:

© **важнейшие химические понятия:** степень диссоциации, катион, анион, метод электронного баланса.

Ученик должен уметь:

© **составлять:** уравнения электролитической диссоциации, полные и сокращённые уравнения реакций, полуреакции окислительно-восстановительных реакций.

Тема 9. Химический практикум по теме «Свойства электролитов» (4 ч)

1. Ионные реакции.
 2. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца.
 3. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей.
 4. Решение экспериментальных задач
- 28.28.29.29

Тема 10. Шеренга великих химиков (6 ч)

29,30,30,30,31,31.

Повторение материала 8 класса — основных понятий, законов и теорий через знакомство с жизнью и деятельностью ученых, осуществивших их открытие

31,32,32,32,32,33,

Тема 11. Учебные экскурсии (4 ч)

33,33.34,34,35

Агрохимлаборатория, аптеки, местное производство

Резервное время – 3 часа

Календарно-тематическое планирование по химии 9 класс 3 часа

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный; Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
Тема 1. Повторение основных вопросов курса 8 класса и введение в курс 9 класса (5 ч)			
1. Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева	Строение атома; характер простого вещества; сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду и подгруппе элементами; состав и характер высшего оксида; состав и характер высшего гидроксида; состав летучего водородного соединения (для неметалла). Генетические ряды металла и неметалла. Предсказания Д. И. Менделеева для германия, скандия и галлия	Д. Получение и характерные свойства основного и кислотного оксидов; основания и кислоты (CaO и SO ₂ ; Ca(OH) ₂ и H ₂ SO ₄)	§1, упр. 1—10
2. Амфотерные оксиды и гидроксиды	Понятие о переходных элементах. Амфотерность. Генетический ряд переходного элемента. Зависимость свойств оксидов и гидроксидов переходных элементов от величины степени окисления (для хрома)	Д. Свойства гидроксидов хрома. Л. Получение и свойства амфотерного Zn(OH) ₂ или Al(OH) ₃	§2, упр. 1—4
3. Урок-упражнение по описанию свойств элементов на основании их положения в Периодической системе Д. И. Менделеева	Оксиды, основания, кислоты: их состав, классификация и свойства в свете ТЭД и ОВР. Расчет доли выхода продукта реакции от теоретически возможного		§2, упр. 7—10
4. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома	Открытие Д. И. Менделеевым Периодического закона. Физический смысл порядкового номера химического элемента, номеров периода и группы. Закономерности изменения свойств элементов и образованных ими веществ в периодах и группах		§4, упр. 1—5
5. Повторение свойств классов соединений в свете ТЭД и ОВР	Характеристика свойств основных классов неорганических соединений в свете ТЭД и ОВР. Решение упражнений и задач на выход продукта реакции по отношению к теоретически возможному	Д. Получение и свойства NaOH, HCl. Л. Получение и свойства Fe(OH) ₃ , CuSO ₄	
Тема 2. Металлы (21 ч)			
1. Века медный, бронзовый, железный	Значение металлов в истории человеческой цивилизации. Бронза и художественное литье. Сплавы черные и цветные	Д. 1. Образцы изделий из металлов, коллекции монет. 2. Иллюстрации семи чудес света, Царь-пушки и Царь-колокола, «кружев чугунных» Санкт-Петербурга и т. д.	§4, упр. 1—6

2. Положение металлов в ПСХЭ Д. И. Менделеева и особенности строения их атомов	Характеристика положения металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева. Особенности строения атомов металлов. Относительность деления элементов на металлы и неметаллы		§5, упр. 1—3
3. Общие физические свойства металлов	Повторение материала о металлической связи и металлической кристаллической решетке. Физические свойства металлов: пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск, плотность, твердость и др. Металлы черные и цветные. Драгоценные металлы (Au, Pt, Ag, Ir)	Л. Ознакомление с коллекцией образцов металлов	§6, упр. 1—3
4. Сплавы	Понятие о сплавах, их свойствах (твердость и температура плавления). Классификация сплавов. Представители черных сплавов — чугун и сталь; цветных — бронза, латунь, дюралюминий, мельхиор	Д. Ознакомление с коллекцией сплавов	§7, упр. 1—3
5. Общие химические свойства металлов	Взаимодействие металлов с кислородом, неметаллами, водой	Д. 1. Горение Na, Ca, Al в кислороде. 2. Взаимодействие Na и Ca с водой. 3. Взаимодействие Al с I ₂ ; Fe с S	§ 8 до слов «...рядом напряжений», упр. 1, 3—5
6. Общие химические свойства металлов и ряд напряжений	Особенности взаимодействия металлов с растворами кислот и солей. Использование таблицы растворимости и ряда напряжений металлов для прогнозирования этих свойств	Л. Взаимодействие Zn с HCl и H ₂ SO ₄ (разб.); Fe с CuSO ₄	§ 8 до конца, упр. 2,6—8
7. Металлы в природе. Общие способы получения металлов	Металлы в природе. Руды металлов. Пиро-, гидро- и электрометаллургия. Микробиологическая металлургия	Д. Восстановление металлов из оксидов углем, водородом. Л. Изучение образцов руд черных и цветных металлов	§9, упр. 1—6
8. Коррозия металлов	Коррозия металлов. Способы борьбы с коррозией: защитные покрытия, легирующие добавки, ингибиторы коррозии, протекторная защита	Д. Коррозия металлов (демонстрация результатов заблаговременно заложенных опытов) и способы защиты их от коррозии	§10, упр. 1—6
9. Общая характеристика элементов главной подгруппы I группы Периодической системы Д. И. Менделеева	Строение атомов, простые вещества в плане сравнительной характеристики. Химические свойства щелочных металлов в сравнении: взаимодействие их с водородом, хлором, серой, водой. Особенности взаимодействия с кислородом: образование пероксида — у натрия и оксида — у лития	Д. 1. Взаимодействие Li и Na с водой. 2. Взаимодействие Li и Na с Cl ₂ , серой	§ 11 до соединений щелочных металлов, упр. 1, 2
10. Соединения щелочных металлов	Оксиды: строение (ионная связь и решетка —	Д. 1. Химические свойства Li ₂ O.	§ 11 до конца,

	повторение), их основной характер и получение. Гидроксиды (ионный характер связи и решетки), свойства в свете ТЭД (повторение), получение и применение NaOH и KOH. Соли (ионная связь и решетка) и представители: сода (техническая и пищевая), поташ, глауберова соль, поваренная соль. Биологическая роль ионов Na^+ и K^+	2. Распознавание солей Na^+ и K^+ по окраске пламени. Л. 1. Химические свойства NaOH и KOH. 2. Изучение образцов природных соединений щелочных металлов	упр. 3 — по желанию, упр. 4, 5
11. Щелочноземельные металлы	Сравнительная характеристика щелочноземельных металлов: строение атомов, физические и химические свойства простых веществ: взаимодействие их с кислородом, хлором, оксидами металлов	Д. 1. Горение магния. 2. Взаимодействие Ca с Cl_2 , S, водой	§ 12 до соединений щелочноземельных металлов, упр. 1, 6, 9
12. Соединения щелочноземельных металлов: оксиды и гидроксиды	Оксиды: их строение и основные свойства, получение, применение CaO (негашеной извести) и MgO. Гидроксиды, их строение, свойства, получение и применение. Разновидности $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (известковая вода, известковое молоко, пушонка)	Л. Свойства негашеной и гашеной извести	§ 12 до солей щелочноземельных металлов, упр. 5, 8
13. Соли щелочноземельных металлов	Сульфиды (фосфоры), галогениды, сульфаты, фосфаты. Кальцит и его разновидности (мел, мрамор, известняк). Биологическая роль кальция и магния	Л. Изучение коллекции природных соединений кальция	§ 12 до конца, упр. 7 — по желанию, упр. 2, 4, 9
14. Алюминий	Строение атома алюминия и сравнение его с бором. Алюминий — простое вещество (мет. связь и решетка — повт.). Физические свойства алюминия и его применение на основе этих свойств. Химические свойства алюминия: взаимодействие с кислородом, неметаллами, кислотами, щелочами, солями. Алюминотермия	Д. 1. Горение алюминия. 2. Взаимодействие алюминия с иодом. 3. Показ механической прочности оксидной пленки. Л. 1. Ознакомление с коллекцией изделий из алюминия. 2. Коллекция сплавов алюминия. 3. Взаимодействие Al с растворами кислот, солей и щелочей	§13 до соединений алюминия, упр. 3, 4, 7
15. Амфотерный характер оксида и гидроксида алюминия	Амфотерность. Получение и свойства $\text{Al}(\text{OH})_3$	Л. Получение и свойства $\text{Al}(\text{OH})_3$	§ 13 — «оксид и гидроксид алюминия», упр. 1, 2, 5
16. Соединения алюминия	Распространенность алюминия в природе. Алюмосиликаты. Бокситы. Глинозем. Корунд и его разновидности (наждак, рубин, сапфир).	Л. Рассмотрение образцов природных соединений алюминия	§ 13 — «соединения алюминия», упр. 8 — по

	Соли алюминия: хлорид и сульфат		желанию, упр. 6
17. Железо	Строение атома железа и степени его окисления: +2 и +3. Железо — простое вещество, его физические свойства и техническое значение. Химические свойства железа — простого вещества: взаимодействие с хлором, серой, растворами кислот и солей, водяными парами. Железо в природе: оксидные и сульфидные руды	Д. 1. Горение железа в хлоре. 2. опыты, показывающие отношение железа к концентр. H_2SO_4 и HNO_3 . Л. 1. Взаимодействие железа с серой, растворами кислот и солей. 2. Рассмотрение руд железа	§ 14 до соединений железа, упр.4—6
18. Генетический ряд Fe^{2+}	Соединение железа со степенью окисления +2 согласно ряду: $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow \dots \rightarrow FeO \rightarrow Fe$. Основной характер оксида и гидроксида железа (II). Качественная реакция на ионы железа (II)	Л. 1. Получение $Fe(OH)_2$ и доказательство его основного характера, окисление его в $Fe(OH)_3$. 2. Качественная реакция на Fe^{2+}	§ 14 — ряд Fe^{2+} , упр. 2 (а), 8 — по желанию
19. Генетический ряд Fe^{3+}	Соединения железа со степенью окисления +3 согласно ряду: $Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow \dots \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe$. Качественные реакции на Fe^{3+} . Соли железа (III): хлорид и сульфат. Биологическая роль железа	Л. 1. Получение $Fe(OH)_3$ и изучение его свойств. 2. Качественные реакции на Fe^{3+}	§ 14 — ряд Fe^{3+} , упр.1,2 (б, в), 7
20. Обобщение и систематизация знаний по теме «Металлы»	Обобщение знаний, решение задач и упражнений, подготовка к контрольной работе		
21. Контрольная работа по теме «Металлы»			
Тема 3. Свойства металлов и их соединений. Химический практикум (4 ч)			
1. Определение доли выхода продукта реакции от теоретически возможного. 2. Практическое осуществление переходов. 3. Решение экспериментальных задач. 4. Качественные реакции на ионы металлов			
Тема 4. Неметаллы (25 ч)			
1. Общая характеристика неметаллов	Положение элементов-неметаллов в Периодической системе, особенности строения их атомов. Электроотрицательность как мера неметалличности, ряд ЭО. Кристаллическое строение неметаллов — простых веществ. Аллотропия. Физические свойства неметаллов. Относительность	Д. 1. Образцы неметаллов различных агрегатных состояний. 2. Аллотропные модификации О, S, P. 3. Получение озона	§15, упр.1-6

	понятий «металл» и «неметалл». Кислород и озон. Состав воздуха		
2. Химические элементы в клетках живых организмов	Макро- и микроэлементы. Органогены и органические вещества. Роль микроэлементов в жизнедеятельности растений, животных и человека. Витамины. Гормоны	Д. 1. Образцы витаминных препаратов и гормонов. 2. Иллюстрации с авитаминозами и гормональными нарушениями у людей и животных	§16, упр. 1—6
3. Общая характеристика галогенов	Строение атомов галогенов, их степени окисления. Строение молекул галогенов. Галогены — простые вещества. Закономерности в изменении их физических и химических свойств в зависимости от увеличения порядкового номера химического элемента	Д. 1. Образцы галогенов — простых веществ. 2. Взаимодействия их с Na, Al. 3. Вытеснение хлором брома или иода из растворов их солей	§17, упр. 1—8
4. Соединения галогенов	Галогены в природе. Галит. Галогеноводороды. Хлороводород и соляная кислота. Хлориды, их применение в народном хозяйстве. Получение галогенов	Д. 1. Образцы галогеноводородов (газы и растворы). 2. Получение и свойства HCl. Л. 1. Образцы природных соединений галогенов. 2. Качественные реакции на галогенид-ионы	§18, упр. 1—7
5. Биологическое значение и применение галогенов и их соединений	Биологическая роль фтора, хлора, брома и иода. Применение хлора и соединений фтора, хлора и иода	Д. Образцы зубной пасты и изделий из тефлона; веществ на основе хлора (пластмасс, лекарств, ядохимикатов и пр.); образцы фотобумаги и киноплёнки; препаратов иода	§19, упр. 1—7, 8 — по желанию
6. Кислород	Кислород в природе — в атмосфере, литосфере, гидросфере. Химические свойства кислорода: взаимодействие с простыми веществами (металлами и неметаллами), сложными веществами (углеводородами, сероводородом). Горение и медленное окисление. Дыхание и фотосинтез. Получение и применение кислорода	Д. 1. Получение кислорода разложением $KMnO_4$ и H_2O_2 . 2. Собираение и распознавание кислорода. 3. Горение S, P, Fe, Li, Na, Al в кислороде; горение CH_4 и H_2S	§20, упр. 1—6, 7, 8 — по желанию
7. Сера	Строение атома серы. Аллотропия. Физические свойства ромбической серы. Характеристика	Д. 1. Получение пластической серы. 2. Взаимодействие серы с	§ 21 до серы в природе, упр. 2,

	химических свойств серы в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях	металлами, водородом и кислородом	6
8. Сера в природе	Сера в природе: самородная, сульфидная и сульфатная. Получение и применение серы. Биологическое значение серы. Сероводород и сульфиды	Д. 1. Образцы природных соединений серы. 2. Образцы соединений серы, применяемых в народном хозяйстве, в том числе и в сельском. 3. Получение и свойства H_2S . Л. Качественная реакция на S^{2-}	§ 21 до конца, упр. 1, 3—5; § 22 — сероводород и сульфиды
9. Оксиды серы (IV) и (VI)	Получение и свойства оксидов серы (IV) и (VI) как кислотных оксидов. Характеристика реакции $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ и рассмотрение условий смещения равновесия вправо. Сернистая кислота и ее соли	Д. 1. Получение SO_2 горением серы и взаимодействием меди с H_2SO_4 (конц.). 2. Взаимодействие SO_2 с водой и щелочью. 3. Обесцвечивание красок с помощью SO_2 . Л. Качественная реакция на SO_3^{2-}	§ 22 оксиды серы (IV и VI), упр. 1, 2, 5, 6
10. Серная кислота. Получение и применение серной кислоты	Характеристика состава и свойств серной кислоты в свете представления об электролитической диссоциации и ОВР. Сравнение свойств концентрированной и разбавленной серной кислоты. Производство H_2SO_4 : сырье, химизм процессов, аппаратура. Области применения серной кислоты	Д. 1. Разбавление концентрированной H_2SO_4 . 2. Взаимодействие H_2SO_4 (конц.) с медью, органическими веществами (сахаром, целлюлозой). 3. Модели аппаратов для производства H_2SO_4 . Л. 1. Свойства H_2SO_4 (разб.). 2. Качественная реакция SO_4^{2-}	§ 22 до соли серной кислоты. упр. 3, 4, 8
11. Соли серной кислоты	Сульфаты и гидросульфаты, их значение в народном хозяйстве. Применение сульфатов в сельском хозяйстве. Распознавание сульфат-иона	Д. Образцы сульфатов, применяемых в народном хозяйстве, в том числе и в сельском хозяйстве. Л. Распознавание сульфатов	§ 22 до конца, упр. 7
12. Азот	Строение атомов азота. Строение молекулы азота. Физические и химические свойства азота в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях. Биологическое значение азота. Фиксация его клубеньковыми бактериями	Д. Корни бобовых растений с клубеньками	§23, упр. 1—5
13. Аммиак	Строение молекулы аммиака. Физические свойства, получение, собирание, распознавание аммиака. Химические свойства аммиака: восстановительные и образование иона аммония по донорно-акцепторному	Д. 1. Модель колонны синтеза. 2. Получение, собирание и распознавание аммиака. 3. Растворение аммиака в воде. 4.	§24, упр. 1—7

	механизму	Взаимодействие аммиака с хлороводородом	
14. Соли аммония	Соли аммония: состав, получение, физические и химические свойства. Представители солей аммония. Применение в народном хозяйстве. Распознавание солей аммония	Л. 1. Знакомство с образцами солей аммония, в том числе в составе удобрений. 2. Качественная реакция NH_4	§25, упр. 1—5
15. Кислородные соединения азота	Оксиды азота. Состав и свойства азотной кислоты, в том числе взаимодействие концентрированной и разбавленной азотной кислоты с медью. Получение азотной кислоты из азота и аммиака. Применение HNO_3 в народном хозяйстве	Д. 1. Взаимодействие HNO_3 (разб.) и HNO_3 (конц.) с медью. 2. Горение скипидара в азотной кислоте. 3. Разложение нитрата калия	§ 26 до солей азотной кислоты, упр. 1—5
16. Соли азотистой и азотной кислот. Азотные удобрения	Нитраты и нитриты, их свойства (разложение при нагревании) и представители. Применение. Азотные удобрения. Проблема повышенного содержания нитратов и нитритов в сельскохозяйственной продукции	Л. 1. Знакомство с образцами нитратов и нитритов. 2. Знакомство с коллекцией азотных удобрений. 3. Качественное обнаружение NO_3 и NO_2	§ 26 до конца, упр. 6, 7
17. Фосфор	Строение атома. Аллотропия. Сравнение свойств и применения красного и белого фосфора. Химические свойства фосфора. Биологическое значение фосфора	Д. 1. Получение белого фосфора из красного. 2. Воспламенение белого фосфора	§ 27 до кислородных соединений фосфора, упр. 1—3
18. Соединения фосфора	Оксид фосфора (V), ортофосфорная кислота и ее соли. Фосфор в природе. Фосфорные удобрения	Д. 1. Получение оксида фосфора (V) горением. 2. Растворение P_2O_5 в воде. Л. 1. Свойства H_3PO_4 как электролита. 2. Качественная реакция на PO_4 3. Знакомство с образцами природных соединений фосфора и коллекций фосфорных удобрений	§ 27 до конца, упр. 4—7
19. Углерод	Строение атома углерода. Аллотропия, свойства модификаций — алмаза и графита. Их применение. Аморфный углерод и его сорта: кокс, сажа, древесный уголь. Адсорбция и ее практическое значение. Химические свойства углерода. Биологическое значение углерода — это основной элемент живой природы	Д. 1. Модели кристаллических решеток алмаза и графита. 2. Адсорбция активированным углем растворенных или газообразных веществ. 3. Горение угля в кислороде. 4. Восстановление меди из ее	§28, упр. 1—8

		оксида углем	
20. Оксиды углерода (II) и (IV)	Строение молекул CO и CO ₂ . Их физические и химические свойства. Получение и применение CO и CO ₂ . Их биологическое значение	Л. 1. Получение, собирание и распознавание CO ₂ . 2. Свойства CO ₂ как кислотного оксида	§29 до угольной кислоты, упр. 1—5
21. Углерод в природе. Карбонаты	Углерод в природе. Карбонаты: кальцит, сода, поташ, их значение и применение. Распознавание карбонатов. Переход карбонатов в гидрокарбонаты и обратно	Л. 1. Знакомство с коллекцией карбонатов. 2. Качественная реакция на CO ₃ . 3. Переход карбоната кальция в гидрокарбонат и обратно	§ 29 до конца, упр. 6—8
22. Кремний	Строение атома кремния, сравнение его свойств со свойствами атома углерода. Кристаллический кремний, сравнение его свойств с углеродом.	Л. Знакомство с коллекцией природных соединений кремния	§ 30 до применения кремния, упр. 1—4
23. Силикатная промышленность	Кремний в природе: оксидные, силикатные и алюмосиликатные соединения. Биологическое значение кремния. Производство стекла, фарфора, цемента. Их применение в народном хозяйстве	Л. Знакомство с коллекцией изделий из стекла, фарфора, керамики, цемента	§ 30 до конца, упр. 5, 6
24. Обобщение по теме «Неметаллы»	Решение задач и упражнений по теме. «Цепочки переходов», подготовка к контрольной работе		
25. Контрольная работа по теме «Неметаллы»			
Тема 5. Практикум по теме «Неметаллы» (5 ч)			
1. Получение соляной кислоты и опыты с ней. 2. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода». 3. Получение аммиака и опыты с ним. 4. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа азота». 5. Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов			
Тема 6. Органические вещества (18 ч)			
1. Предмет органической химии. Теория строения А. М. Бутлерова	Органическая химия — химия соединений углерода. Вещества органические и неорганические. Относительность понятия «органические вещества». Причины многообразия углеродных соединений. Природные и синтетические органические вещества. Валентность, ее сравнение со степенью окисления. Основные положения теории строения А. М. Бутлерова	Д. Образцы природных и синтетических органических веществ	§31, упр. 1—6
2. Алканы. Строение молекул метана. Химические свойства и применение алканов	Гомологический ряд алканов: общая формула, номенклатура, изомерия углеродного скелета.	Д. 1. Шаростержневые и масштабные модели молекул	§32, упр. 1—6

	Физические свойства метана. Химические свойства алканов: горение углеводородов, термическое разложение, галогенирование. Применение метана на основе его свойств	алканов. 2. Горение метана и других углеводородов, обнаружение продуктов горения. 3. Отношение алканов к бромной воде и раствору перманганата калия	
3—4. Алкены. Строение молекул этилена. Химические свойства этилена	Гомологический ряд алкенов: общая формула, номенклатура, изомерия. Физические свойства этилена. Получение. Реакции горения. Реакции присоединения: водорода, галогена, галогеноводорода, воды. Качественные реакции на двойную связь	Д. 1. Модели молекул этилена. 2. Получение этилена. 3. Горение этилена. 4. Взаимодействие его с бромной водой и раствором перманганата калия	§33, упр. 1—6
5. Ацетилен, его строение и свойства	Тройная связь. Получение ацетилена карбидным способом и его свойства: реакции горения, присоединение хлороводорода и дальнейшая полимеризация в поливинилхлорид. Реакция тримеризации в бензол	Д. 1. Получение ацетилена из карбида кальция. 2. Горение ацетилена. 3. Взаимодействие C_2H_2 с растворами брома и перманганата калия. 4. Изделия из поливинилхлорида	§34, упр. 1—6
6. Ароматические углеводороды на примере бензола	Понятие о бензольном кольце. Физические и некоторые химические свойства бензола: реакции замещения с бромом и нитрирования и реакция присоединения хлора. Понятие о пестицидах и их группах. Применение бензола	Д. 1. Бензол как растворитель. 2. Коллекция пестицидов	§35, упр. 1—5
7. Понятие о спиртах на основе реакции гидратации этилена и взаимодействие этилена с раствором перманганата калия	Общая формула и гомологический ряд предельных одноатомных спиртов, номенклатура. Этанол и метанол, их физиологические свойства и значение. Атомность спиртов. Этиленгликоль как двухатомный спирт и глицерин как трехатомный спирт, их значение. Окисление спиртов в альдегиды	Д. 1. Образцы метанола, этанола, этиленгликоля, глицерина. 2. Качественная реакция на многоатомные спирты. 3. Окисление спиртов в альдегиды	§36, упр. 1—5
8. Реакция гидратации ацетилена и понятие об альдегидах. Реакция окисления спиртов в альдегиды	Понятие об альдегидах на примере уксусного альдегида. Реакция Кучерова. Применение формальдегида. Качественная реакция на альдегиды	Д. 1. Образцы формальдегида и ацетальдегида. 2. Формалин. 3. Реакция «серебряного зеркала»	§37, упр. 1—6
9. Окисление альдегида в кислоту и понятие об одноосновных карбоновых кислотах	Понятие об одноосновных предельных карбоновых кислотах на примере уксусной кислоты. Ее	Д. Типичные кислотные свойства уксусной кислоты:	§38, упр. 1, 4—6

	народнохозяйственное значение. Ацетаты. Жирные кислоты	взаимодействие ее с металлом, оксидом металла, основанием и солью (карбонатом)	
10. Реакция этерификации и понятие о сложных эфирах	Взаимодействие уксусной кислоты с этиловым спиртом. Реакция этерификации, ее обратимость. Строение сложных эфиров. Сложные эфиры в природе. Их применение	Д. Получение сложных эфиров: синтез этилового эфира уксусной кислоты	§38, упр. 2, 3
11. Жиры	Жиры как сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и жирных кислот. Физические и химические свойства жиров. Гидролиз и гидрирование. Понятие о мылах	Д. 1. Образцы твердых и жидких жиров. 2. Растворимость жиров	§39, упр. 1—5
12. Понятие об аминокислотах	Аминокислоты как продукты последовательного замещения атома водорода в радикале карбоновых кислот на аминогруппу. Амфотерность аминокислот: их взаимодействие с кислотами и щелочами. Биологическое значение аминокислот	Д. Доказательство наличия функциональных групп в растворах аминокислот	§ 40, упр.1
13. Реакции поликонденсации аминокислот. Белки	Белки как продукты реакции поликонденсации аминокислот. Пептидная связь. Состав и строение белков. Распознавание белков. Биологическая роль белков	Д. 1. Цветные реакции белков. 2. Растворение и осаждение белков. 3. Денатурация белков	§40, упр. 2—5
14. Углеводы. Полисахариды: крахмал и целлюлоза	Углеводы. Их классификация (моно-, ди- и полисахариды). Глюкоза, сахароза, крахмал и целлюлоза. Биологическая роль углеводов. Физические свойства и нахождение в природе. Сравнение крахмала и целлюлозы. Их гидролиз. Применение	Д. 1. Образцы углеводов. 2. Взаимодействие крахмала с иодом. 3. Гидролиз крахмала и целлюлозы	§41, упр. 3, 5, 6
15. Глюкоза	Структурная формула глюкозы (альдегидной формы). Химические свойства и применение. Фруктоза как изомер глюкозы. Значение и биологическая роль глюкозы	Д. 1. Реакция «серебряного зеркала». 2. Взаимодействие с гидроксидом меди (II)	§41, упр. 1, 2, 4
16. Полимеры	Природные, химические и синтетические полимеры. Реакции полимеризации и поликонденсации. Основные понятия химии ВМС: полимер, мономер, макромолекула, структурное звено, степень полимеризации. Волокна и пластмассы	Д. Коллекция пластмасс и волокон, каучуков и биополимеров	§42, упр. 1—5

17. Обобщение знаний учащихся по органической химии	Генетическая связь между классами органических веществ на примере цепочек переходов от алкана к полипептиду		
18. Контрольная работа по теме «Органические вещества»			
Тема 7. Практикум по органической химии (4 ч)			
1. Получение и свойства этилена. 2. Решение экспериментальных задач. 3. Распознавание пластмасс. 4. Распознавание волокон			
Тема 10. Обобщение знаний по химии за курс основной школы (12 ч)			
1. Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома	Физический смысл порядкового номера элемента, номеров периода и группы. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в периодах и группах в свете представлений о строении атомов элементов. Значение Периодического закона		
2—3. Строение вещества	Виды химических связей и типы кристаллических решеток. Взаимосвязь строения и свойств веществ		
4—5. Химические реакции	Классификация химических реакций по разным признакам (число образующихся веществ; наличие границы раздела фаз; тепловой эффект; изменение степеней окисления атомов; использование катализатора, направление протекания). Обратимость химических реакций и способы смещения химического равновесия. Скорость химических реакций и факторы, влияющие на нее		
6—7. Классификация веществ	Простые и сложные вещества. Металлы и неметаллы. Генетические ряды металла, неметалла и переходного металла. Оксиды и гидроксиды (основные кислоты, амфотерные гидроксиды), соли. Их состав, классификация и общие химические свойства в свете теории электролитической диссоциации		
8. Контрольная работа по теме «Обобщение знаний по химии за курс основной школы»			
Тема 11. Химия и экология (8 ч)			
1. Понятие экологии: среда обитания, экологические факторы, биосфера	Основные понятия экологии		

2. Человек и биосфера	Уровни экологических проблем: локальный, региональный, глобальный		
3. Взаимосвязь экологии и химии	Связь понятий «хим. элемент», «вещество», «хим. Реакция» с экологическими понятиями		
4. Природные источники – загрязнители окружающей среды	Нормирование загрязнителей окружающей среды. Понятия и критерии.		
5. Основные источники загрязнения гидросферы, атмосферы, литосферы	Современные способы очистки вод, воздуха и почвы		
6. Биологическая роль химических элементов	Биометаллы, тяжелые металлы. Их воздействие на организм		
7. Органические вещества в природе	Токсичные вещества. Их влияние на организм. Нефть, уголь и охрана окружающей среды		
8. Решение расчетных задач, упражнений с экологическим содержанием			
Резервное время (3 ч)			