

Предисловие

Предлагаемый курс построен на основе концентрической концепции химического образования для основной школы и завершается в 9 классе темой «Органическая химия». Важнейшей его особенностью является стремление автора сохранить высокий теоретический уровень, присущий отечественной средней школе и признанный во всем мире, и тенденцию перехода общеобразовательной школы к основному 9-летнему образованию. Это достигается вычленением укрупненной дидактической единицы, в роли которой выступает основополагающее понятие «химический элемент и формы его существования (свободные атомы, простые и сложные вещества)», следованием строгой логике принципа развивающего обучения, положенного в основу построения курса, и освобождением его от избытка конкретного материала.

Другой особенностью курса является то, что весь теоретический материал рассматривается на первом году обучения, что позволяет учащимся более осознанно изучать фактический материал — химию элементов и их соединений. Наряду с этим такое построение курса дает возможность развивать полученные первоначально теоретические сведения на богатом фактическом материале химии элементов.

Программа составлена с учетом реализации межпредметных связей с курсом физики 7 класса, где изучаются основные сведения о строении атомов, и биологии 9 класса, где ученики знакомятся с химической организацией клетки и процессами обмена веществ.

Ведущими идеями предлагаемого курса являются:

— материальное единство веществ природы, их генетическая связь;

— причинно-следственные связи между составом, строением, свойствами и применением веществ;

— познаваемость закономерностей протекания химических реакций;

— объясняющая и прогнозирующая роль теоретических знаний для фактологического материала химии элементов;

— представление о химическом соединении как о звене в непрерывной цепи превращений веществ, об участии веществ в круговороте химических элементов и в химической эволюции;

— объективность и познаваемость — основа разработки принципов управления химическими превращениями веществ, экологически безопасных способов их производства и мероприятий по охране окружающей среды от загрязнения;

— взаимосвязанность науки и практики: практика — движущая сила развития науки, а успехи практики — результаты развития науки;

— гуманистический характер химической науки и химизации народного хозяйства, их направленность на решение глобальных проблем современности.

Основное содержание курса химии 8 класса составляют сведения о химическом элементе и формах его существования — атомах, изотопах, ионах, простых веществах и их важнейших соединениях, о строении вещества (типы химических связей и виды кристаллических решеток), закономерностях протекания реакций и их классификации.

Основное содержание курса химии 9 класса сводится к изучению отдельных, наиболее практически ценных веществ. Курс заканчивается знакомством с органическими соединениями, в основе отбора которых лежит идея генетического развития органических веществ от углеводов до биополимеров (белков и углеводов).

Введенный в курс химический эксперимент преследует цель сформировать у учащихся практические навыки в проведении основных химических операций, приобщить их к самостоятельной химической работе, обучить безопасному и экологически грамотному обращению с веществами в быту и на производстве.

Практические работы сгруппированы в блоки — химические практикумы, которые служат не только средством закрепления знаний, но также способом контроля за качеством их сформированности. По своему усмотрению, а также исходя из возможностей школьного кабинета химии, учитель может изменить структуру представленного в программе практикума, например увеличить число лабораторных работ за счет сокращения демонстрационных опытов, что рекомендуется при небольшой наполняемости классов.

Данное пособие содержит также методические рекомендации к проведению некоторых уроков курса химии 8—9 классов.

Важнейшей особенностью курса является выделение специального времени (11 часов) на реализацию регионального компонента в обучении химии, которая осуществляется через модули определенного содержания. В пособии предлагаются программы модулей «Химия и экология городов» и «Химия в сельском хозяйстве» (рекомендуется для сельских школ), но в каждой конкретной школе учитель может использовать и свой собственный модуль, наиболее характерно отражающий региональный компонент. В качестве дополнительного средства его реализации могут быть предусмотрены экскурсии на местные химические производства, аптеки, водочистные станции и др.

Распределение времени по темам является ориентировочным, и учитель может изменять его по своему усмотрению.

Авторы выражают глубокую благодарность учителям г. Калуги и Калужской области за бескорыстную и действенную многолетнюю проверку всего курса и ценные замечания по его улучшению.

Искреннюю признательность и благодарность авторы выражают также методистам Г. В. Бронзовой (г. Зеленоград), В. Н. Перемановой и Г. Г. Лысовой (г. Москва), С. Ф. Шеверевой (г. Смоленск), Л. И. Лагуновой (г. Тверь) и всем учителям, принявшим активное участие в апробации и совершенствовании данного курса.

Примерное планирование уроков по химии в 8 классе

Предлагаемое примерное распределение учебного материала является оптимальным результатом многолетнего педагогического эксперимента по апробации авторского курса во многих регионах РФ.

Курс построен исходя из укрупненной дидактической единицы — «химический элемент», который может существовать в виде атома, образовывать простое вещество и входить в состав сложного. Поэтому после основательного введения изучаются три темы: «Атомы химических элементов», «Простые вещества», «Соединения химических элементов». Логика подсказывает, что после изучения состава вещества необходимо изучать его свойства, поэтому четвертая тема — «Изменения, происходящие с веществами», которая заканчивается практикумом. Большинство химических реакций происходит в растворах, и поэтому курс 8 класса заканчивается темой «Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов», за которой следует второй практикум. В заключение дается классификация химических реакций по различным признакам и изучаются окислительно-восстановительные процессы.

Данная программа подчинена строгой логике, освобождена от избытка конкретного материала, так как в основу ее положен развивающий принцип.

Для усиления идей гуманизации и гуманитаризации в завершение курса предусматривается тема «Портретная галерея великих химиков», в которой повторение основного материала 8 класса (важнейших понятий, законов и теорий) проводится по блокам через знакомство с жизнью и деятельностью выдающихся ученых-химиков.

Разумеется, предлагаемое планирование является ориентировочным, и каждый учитель может разработать свой вариант, наиболее отвечающий особенностям конкретного класса и своего методического предпочтения.

Примерное планирование из расчета 2 ч в неделю (всего 68 ч)

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом на учебнику
Введение (4 ч)			
1. Предмет химии. Вещества	Что изучает химия. Простые и сложные вещества. Свойства веществ. Химический элемент. Формы существования химического элемента	Д. Коллекции изделий — тел из алюминия и стекла	§ 1, упр. 3—5
2. Превращение веществ. Роль химии в жизни человека. Краткие сведения по истории химии. Основы отечественной химии	Химические явления, их отличие от физических явлений. Достижения химии и их практическое использование. История возникновения и развития химии. Роль отечественных ученых в становлении химической науки. Основные законы химии	Д. 1. Взаимодействие соляной кислоты с мрамором. 2. Помутнение «известковой воды»	§ 2, упр. 1—5; § 3, упр. 1, 5

<p>3. Знаки (символы) химических элементов. Таблица Д. И. Менделеева</p>	<p>Обозначение химических элементов. Происхождение названий химических элементов. Общее знакомство со структурной Периодической таблицей: периоды и группы. Таблица Д. И. Менделеева как справочное пособие для получения сведений о химических элементах</p>	<p>§ 4, упр. 1—4</p>
<p>4. Химические формулы. Относительные атомная и молекулярная массы. Массовая доля элемента в соединении</p>	<p>Химическая формула, индекс, коэффициент: записи и чтение формул. Масса атомов и молекул. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Расчет массовой доли химического элемента по формуле вещества</p>	<p>§ 5, упр. 1—5</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
Тема 1. Атомы химических элементов (9 ч)			
1. Основные сведения о строении атомов. Состав атомных ядер: протоны, нейтроны	Доказательства сложности строения атомов. Опыты Резерфорда. Планетарная модель строения атома. Характеристика нуклонов. Взаимосвязь понятий: протон, нейтрон, массовое число. Современное определение понятия «химический элемент». Изотопы как разновидности атомов одного элемента		§ 6, упр. 1, 3; § 7, упр. 1—4
2. Электроны. Строение электронных оболочек атомов	Характеристика электронов. Строение электронных оболочек атомов элементов № 1—20		§ 8, упр. 1—5

<p>чек атомов элементов № 1—20 в таблице Д. И. Менделеева</p>	<p>в таблице Д. И. Менделеева. Понятие о завершённом и незавершённом электронных уровнях</p>		
<p>3. Металлические и неметаллические свойства элементов. Изменение свойств химических элементов по группам и периодам</p>	<p>Физический смысл порядкового номера элемента, номера группы, номера периода. Металлические и неметаллические свойства элементов. Изменение свойств химических элементов в периодах и группах</p>		<p>§ 9 до слов: «Катод же получает приематоды электронов...», упр. 1</p>
<p>4. Ионная химическая связь</p>	<p>Понятие иона. Ионы, образованные атомами металлов и неметаллов. Понятие об ионной связи. Схемы образования ионных соединений</p>		<p>§ 9 до конца, упр. 2, 3</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
5. Ковалентная неполярная химическая связь	Схемы образования двухатомных молекул (H_2 , Cl_2 , S_2 , N_2). Электронные и структурные формулы. Кратность химической связи		§ 10, упр. 1—4
6. Электроотрицательность. Ковалентная полярная химическая связь	Схемы образования молекул соединений (HCl , H_2O , NH_3 и др.). Электронные и структурные формулы. Понятие об электроотрицательности и ковалентной полярной химической связи		§ 11, упр. 1—4
7. Металлическая связь	Понятие о металлической связи. Единая природа химической связи		§ 12, упр. 1—3

<p>8. Обобщение и систематизация знаний об элементах: металлах и неметаллах, о видах химической связи</p>	<p>Выполнение упражнений. Подготовка к контрольной работе</p>		
<p>9. Контрольная работа по теме «Атомы химических элементов»</p>			
<p>Тема 2. Простые вещества (6 ч)</p>			
<p>1. Простые вещества — металлы. Аллотропия</p>	<p>Характеристика положения элементов-металлов в Периодической системе. Строение атомов металлов. Металлическая связь (повторение); физические свойства металлов — простых веществ. Аллотропия на примере олова</p>	<p>Д. 1. Коллекция металлов: Fe, Al, Ca, Mg, Na, K, Hg (последние два в запаянных ампулах). 2. Образцы белого и серого олова</p>	<p>§ 13, упр. 1, 3, 4</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>2. Простые вещества — неметаллы, их сравнение с металлами</p>	<p>Положение элементов-неметаллов в Периодической системе. Строение их атомов. Ковалентная связь (повторение). Физические свойства неметаллов — простых веществ. Химические формулы. Расчет относительной молекулярной массы (повторение). Понятие аллотропии на примере модификаций кислорода. Аллотропия фосфора, углерода. Относительность понятий «металлические» и «неметаллические» свойства</p>	<p>Д. 1. Коллекция неметаллов — H_2, O_2 (в газометре), S, P, угля активированного, брома (в ампуле). 2. Получение и свойства белого и красного фосфора</p>	<p>§ 14, упр. 3, 4</p>

<p>3. Количество вещества</p>	<p>Количество вещества и единицы его измерения: моль, ммоль, кмоль. Постоянная Авогадро. Расчет молярных масс веществ по их химическим формулам. Миллимолярная и киломолярная массы. Выполнение упражнений с использованием понятий «постоянная Авогадро», «количество вещества», «масса», «молярная масса»</p>	<p>Д. Некоторые металлы и неметаллы количеством 1 моль, 1 ммоль, 1 кмоль</p>	<p>§ 15, упр. 1—4</p>
<p>4. Молярный объем газообразных веществ</p>	<p>Понятие о молярном объеме газов. Нормальные условия. Миллимолярный и киломолярный объем. Выполнение упражнений с использованием понятий «объем», «молярный объем», «количество вещества», «масса», «молярная масса»</p>	<p>Д. Модель молярного объема газов</p>	<p>§ 16, упр. 1, 2</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
5. Урок-упражнение	Решение задач и упражнений с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем газов», «постоянная Авогадро»		
6. Обобщение и систематизация знаний по теме	Решение задач и выполнение упражнений		
Тема 3. Соединения химических элементов (13 ч)			
1. Степень окисления. Основы номенклатуры бинарных соединений	Понятие о степени окисления. Определение степени окисления элементов по формулам соединений. Составление формул бинарных соединений, общий способ их названий	Д. Образцы хлоридов, сульфидов, оксидов металлов	§ 17, упр. 1, 2

2—3. Оксиды	Оксиды. Составление их формул и названий. Расчеты по формулам. Характеристика важнейших соединений. Их представители: H_2O , CO_2 , CaO , HCl , NH_3	Д. 1. Образцы оксидов: P_2O_5 , SiO_2 , H_2O . 2. Образцы летучих водородных соединений: HCl и NH_3 (газы и растворы)	§ 18 до конца, упр. 1—6
4—5. Основания	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
6—7. Кислоты	Состав и названия кислот; их классификация. Расчеты по формулам кислот. Представители кислот	Д. 1. Образцы кислот: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , некоторые других минеральных и органических кислот. 2. Изменение окраски индикаторов	§ 20, упр. 1—5

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
8—9. Соли как производные кислот и оснований	Состав и названия солей. Расчеты по формулам солей. Представители: NaCl , CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Д. 1. Образцы солей кислородсодержащих и бескислородных кислот. 2. Кальцит и его разновидности	§ 21, упр. 1—3
10. Аморфные и кристаллические вещества. Кристаллические решетки	Аморфные и кристаллические вещества. Кристаллические решетки. 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.	Д. 1. Модели кристаллических решеток NaCl , алмаза, графита, металлов, CO_2 . Модели кристаллических решеток CO_2 и иода. 2. Возгонка бензойной кислоты или нафталина	§ 22, упр. 1, 4, 5

<p>11. Чистые вещества и смеси. Массовая и объемная доля компонентов смеси, в том числе и доля примесей</p>	<p>Взаимосвязь типов кристаллических решеток и видов химической связи</p>	<p>§ 23, упр. 1, 2, 4; § 24, упр. 1—3</p>
<p>12. Расчеты, связанные с понятием «доля» (w, φ). Обобщение и систематизация знаний по теме «Соединения химических элементов»</p>	<p>Понятия о чистом веществе и смеси, их отличия. Примеры жидких и газообразных смесей. Способы разделения смесей. Понятие о доле компонента смеси. Вычисление ее в смеси и расчет массы или объема вещества в смеси по его доле</p> <p>Решение задач и упражнений на расчет доли (массовой или объемной) и нахождения массы (объема) компонента смеси. Выполнение упражнений и решение задач</p>	<p>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</p> <p>§ 24, упр. 4—7</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
13. Контрольная работа по теме «Соединения химических элементов»			
Тема 4. Изменения, происходящие с веществами (11 ч)			
1. Физические явления. Разделение смесей	Способы очистки веществ, основанные на их физических свойствах. Очистка питьевой воды. Перегонка нефти	Д. 1. Плавление парафина. 2. Возгонка I ₂ (иода) или бензойной кислоты. 3. Диффузия душистых веществ с горячей лампочки накаливания.	§ 25, упр. 2—4

<p>2. Химические реакции. Признаки и условия протекания химических реакций</p>	<p>Понятие о химических явлениях, их отличие от физических. Признаки и условия протекания химических реакций. Реакция горения. Экзо- и эндотермические реакции</p>	<p>4. Способы разделения смесей. Л. Сравнение скорости испарения капель воды и спирта с фильтровальной бумаги</p>	<p>Д. 1. Горение магния. 2. Взаимодействие соляной кислоты с мрамором, получение Cu(OH)_2 и последующее растворение его в кислоте. 3. Взаимодействие CuSO_4 с Fe, помутнение «известковой воды»</p>	<p>§ 26, упр. 1—5</p>
--	--	---	---	-----------------------

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>3. Химические уравнения. Закон сохранения массы веществ</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 химических формул. Значение индексов и коэффициентов. Составление уравнений химических реакций</p>	<p>Д. 1. Опыты, подтверждающие закон сохранения массы веществ в результате химических реакций. 2. Электролиз воды</p>	<p>§ 27, упр. 1—3</p>

<p>4. Расчеты по химическим уравнениям</p>	<p>Решение задач на нахождение количества, массы или объема продукта реакции по количеству, массе или объему исходного вещества. Те же расчеты, но с использованием понятия «доля» (исходное вещество дано в виде раствора заданной концентрации или содержит определенную долю примесей)</p>		<p>§ 28, задачи 1—5</p>
<p>5. Реакции разложения. Понятие о скорости химической реакции и катализаторах</p>	<p>Сущность реакций разложения и составление уравнений реакций, проделанных учителем. Понятие о скорости химических реакций. Катализаторы. Ферменты</p>	<p>Д. 1. Разложение нитрата калия, перманганата калия, азотной кислоты, гидроксида меди (II). 2. Разложение пероксида водорода в присутствии MnO_2</p>	<p>§ 29, упр. 1—4</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
6. Реакции соединения. Цепочки переходов	Сущность реакций соединения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем. Каталитические и некаталитические реакции. Обратимые и необратимые реакции	Д. Осуществление переходов: $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3$; $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$; $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$	§ 30, упр. 1—4, 6
7. Реакции замещения. Ряд активности металлов	Сущность реакций замещения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем. Ряд активности металлов, его использование для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и растворами кислот. Реакции вытеснения одних металлов из растворов их солей другими металлами	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 ($CuSO_4$, $AgNO_3$)	§ 31, упр. 1—3

<p>8. Реакции обмена. Правило Бергелле</p>	<p>Сущность реакций обмена. Составление уравнений реакций, проделанных учителем. Реакции нейтрализации. Условия течения реакций между растворами кислот, щелочей и солей до конца</p>	<p>Д. Взаимодействие вне растворов щелочей, окрашенных фенолфталеином, с растворами кислот. Л. Взаимодействие H_2SO_4 и $BaCl_2$, HCl и $AgNO_3$, $NaOH$ и $Fe_2(SO_4)_3$ и т. д.</p>	<p>§ 32, упр. 1—4</p>
<p>9. Типы химических реакций на примере свойств воды. Понятие о гидролизе</p>	<p>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 сульфата алюминия и карбида кальция)</p>	<p>Д. 1. Взаимодействие H_2O с CO_2 и CaO. 2. Взаимодействие H_2O с Na, Li. 3. Гидролиз сульфида алюминия</p>	<p>§ 33, упр. 1—3</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
10. Обобщение и систематизация знаний по теме	Решение задач и выполнение упражнений. Подготовка к контрольной работе		
11. Контрольная работа по теме «Изменения, происходящие с веществами»			
Тема 5. Простейшие операции с веществами. Химический практикум (5 ч)			
Практическая работа № 1 «Правила по технике безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с нагревательными приборами и лабораторным оборудованием». Практическая работа № 2 «Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание» ¹ .			

¹ Практическая работа может быть проведена в виде домашнего эксперимента.

Практическая работа № 3 «Анализ почвы и воды»¹.
 Практическая работа № 4 «Признаки химических реакций».
 Практическая работа № 5 «Приготовление раствора сахара и определение массовой доли сахара в растворе»

Тема 6. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов (19 ч)

<p>1. Основные положения теории электролитической диссоциации</p>	<p>Электролиты и неэлектролиты. Механизм диссоциации веществ с разным видом связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. 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</p>	<p>Д. 1. Испытание веществ и их растворов на электропроводность. 2. Зависимость электролитической диссоциации уксусной кислоты от разбавления. 3. Движение окращенных ионов в электрическом поле</p>	<p>§ 35, упр. 1—6; § 36, упр. 1—5</p>
---	--	--	--

¹ Практическая работа может быть проведена в виде домашнего эксперимента.

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>2—4. Кислоты, их классификация и свойства</p>	<p>Определение кислот как электролитов, их диссоциация. Классификация кислот по различным признакам. Взаимодействие кислот с металлами, условия течения этих реакций. Электрохимический ряд напряжения металлов. Взаимодействие кислот с оксидами металлов и основаниями. Реакции нейтрализации. Взаимодействие кислот с солями. Запись уравнений реакций (молекулярных и ионных) с использованием таблицы растворимости</p>	<p>Л. Химические свойства кислот (на примере HCl, H₂SO₄)</p>	<p>§ 38, упр. 1—6</p>

<p>5—7. Основания, их классификация и свойства</p>	<p>Определение оснований как электролитов, их диссоциация. Классификация оснований по различным признакам. Взаимодействие оснований с кислотами (повторение). Взаимодействие щелочей с солями (работа с таблицей растворимости) и оксидами металлов. Разложение нерастворимых оснований</p>	<p>Д. 1. Взаимодействие CO_2 и NaOH. 2. Разложение $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Л. Реакции, характерные для щелочей и нерастворимых оснований</p>	<p>§ 39, упр. 1—5</p>
<p>8—9. Оксиды, их классификация и свойства</p>	<p>Состав оксидов, их классификация: несолеобразующие и солеобразующие (кислотные и основные). Свойства кислотных и основных оксидов</p>	<p>Л. Изучение свойств основных оксидов для CaO и кислотных для CO_2 или SO_2</p>	<p>§ 40, упр. 1—5</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
10—12. Соли, их классификация и свойства	<p>Определение солей как электролитов, их диссоциация.</p> <p>Взаимодействие солей с металлами, особенности этих реакций и взаимодействие солей с солями (работа с таблицей растворимости).</p> <p>Взаимодействие солей с кислотами и щелочами (повторение)</p>	<p>Л. Химические свойства солей</p>	§ 41, упр. 1—5
13. Генетическая связь между классами неорганических веществ	<p>Понятие о генетической связи и генетических рядах металлов и неметаллов</p>	<p>Д. Осуществление переходов:</p> <p>а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$;</p> <p>б) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$</p>	§ 42, упр. 1—5

<p>14—15. Обобщение и систематизация знаний по теме «Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов»</p>	<p>Решение расчетных задач по уравнениям, характеристизующим свойства основных классов соединений, и выполнение упражнений этого плана и на генетическую связь. Подготовка к контрольной работе</p>		
<p>16. Контрольная работа по теме «Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов»</p>			
<p>17. Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции</p>	<p>Различные признаки классификации химических реакций. Определение степеней окисления элементов, образующих вещества различных классов. Реакции окислительно-восстановительные и реакции ионного обмена, их отличия.</p>	<p>Д. 1. Примеры реакций соединения, разложения, замещения, обмена, гомогенных; экзо- и эндотермических; и эндотермических и некаталитических.</p>	<p>§ 43, упр. 1—3</p>

Окончание

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
	Понятие об окислителе и восстановителе, окислении и восстановлении	2. Взаимодействие Zn с HCl, S, CuSO ₄ . 3. Горение магния. 4. Взаимодействие хлорной и сероводородной воды	
18. Свойства изученных классов веществ в свете окислительно-восстановительных реакций	Характеристика свойств простых веществ металлов и неметаллов, а также кислот и солей в свете ОВР		
Тема 7. Свойства электролитов. Химический практикум (2 ч)			
Практическая работа № 6 «Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца». Практическая работа № 7 «Свойства кислот, оснований, оксидов и солей»			

Примерное планирование из расчета 3 ч в неделю (всего 102 ч)

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
Введение (6 ч)			
1. Предмет химии. Вещества	Что изучает химия. Простые и сложные вещества. Свойства веществ. Химический элемент. Формы существования химического элемента	Д. Коллекции изделий — тел из алюминия и стекла	§ 1, упр. 3—5
2. 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	История возникновения и развития химии. Роль отечественных ученых в становлении химической науки. Основные законы химии		§ 3, упр. 1, 5

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
4. Знаки (символы) химических элементов	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	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

<p>6. Химические формулы. Относительные атомная и молекулярная массы. Массовая доля элемента в соединении</p>	<p>Химическая формула, индекс, коэффициент; запись и чтение формул. Масса атомов и молекул. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Расчет массовой доли химического элемента по формуле вещества</p>	<p>§ 5, упр. 1—5</p>
<p>Тема 1. Атомы химических элементов (12 ч)</p>		
<p>1. Основные сведения о строении атомов. Состав атомных ядер: протоны, нейтроны</p>	<p>Доказательства сложности строения атомов. Опыты Резерфорда. Планетарная модель строения атома. Характеристика нуклонов. Взаимосвязь понятий: протон, нейтрон, массовое число</p>	<p>§ 6, упр. 1, 3</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>2. Изменение числа протонов в ядре — образование новых химических элементов. Изменение числа нейтронов в ядре — образование изотопов</p>	<p>Современное определение понятия «химический элемент». Изотопы как разновидности атомов одного химического элемента</p>		<p>§ 7, упр. 1—4</p>
<p>3—4. Электроны. Строение электронных оболочек атомов элементов № 1—20</p>	<p>Характеристика электронов. Строение электронных оболочек атомов элементов № 1—20. Понятие о завершеном и не завершеном электронных уровнях</p>		<p>§ 8, упр. 1—5</p>

<p>5. Металлические и неметаллические свойства элементов. Изменение свойств химических элементов по периодам и группам</p>	<p>Физический смысл порядкового номера элемента, номера группы, номера периода. Металлические и неметаллические свойства элементов. Изменение свойств химических элементов в периодах и группах</p>	<p>§ 9 до слов: «Катод же рекультат приематодачи электроднов...», упр. 1</p>
<p>6. Ионная химическая связь</p>	<p>Понятие иона. Ионы, образованные атомами металлов и неметаллов. Понятие об ионной связи. Схемы образования ионных соединений</p>	<p>§ 9 до конца, упр. 2, 3</p>
<p>7. Ковалентная неполярная химическая связь</p>	<p>Схема образования двухатомных молекул (H_2, Cl_2, S_2, N_2). Электронные и структурные формулы. Кратность химической связи</p>	<p>§ 10, упр. 1—4</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
8. Электроотрицательность. Ковалентная полярная химическая связь	Схемы образования молекул соединений (HCl , H_2O , NH_3 и др.). Электронные и структурные формулы. Понятие об электроотрицательности и ковалентной полярной химической связи		§ 11, упр. 1—4
9. Металлическая химическая связь атомов элементов металлов между собой — образование металлических кристаллов	Понятие о металлической связи. Единая природа химической связи		§ 12, упр. 1—3
10—11. Обобщение и систематизация знаний об элементах: метал-	Выполнение упражнений. Подготовка к контрольной работе		

лах и неметаллах, о видах химической связи			
12. Контрольная работа по теме «Атомы химических элементов»			
Тема 2. Простые вещества (9 ч)			
1. Простые вещества — металлы. Общие физические свойства металлов	Характеристика положения элементов-металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева. 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

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>2. Простые вещества — неметаллы. Физические свойства неметаллов — простых веществ</p>	<p>Положение элементов-неметаллов в Периодической системе Д. И. Менделеева. Строение их атомов. Ковалентная связь (повторение). Физические свойства неметаллов — простых веществ. Химические формулы. Расчет относительной молекулярной массы</p>	<p>Д. Коллекция неметаллов: H_2, O_2 (в газометре), S, P, активированного угля, брома (в ампуле)</p>	<p>§ 14 до слов: «Однако кислород...», табл. 3, упр. 3, 4</p>
<p>3. Аллотропия</p>	<p>Понятие аллотропии на примере модификаций кислорода. Аллотропия фосфора, углерода, олова. Относительность понятий «металлические» и «нематаллические» свойства</p>	<p>Д. 1. Получение и свойства белого и красного фосфора, белого и серого олова. 2. Получение озона</p>	<p>§ 14 до конца, упр. 4</p>

<p>4. Количество вещества</p>	<p>Количество вещества и единицы его измерения: моль, ммоль, кмоль. Постоянная Авогадро</p>	<p>Д. Некоторые металлы и неметаллы количеством 1 моль, 1 ммоль, 1 кмоль</p>	<p>§ 15 до слов: «Масса 1 моль называется молярной...», упр. 1, 2</p>
<p>5. Молярная масса вещества</p>	<p>Расчет молярных масс веществ по их химическим формулам. Миллимолярная и киломолярная массы. Выполнение упражнений с использованием понятий «постоянная Авогадро», «количество вещества», «масса», «молярная масса»</p>		<p>§ 15 до конца, упр. 3, 4</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>6. Молярный объем газообразных веществ</p>	<p>Понятие о молярном объеме газов. Нормальные условия. Миллимолярный и киломолярный объем. Выполнение упражнений с использованием понятий «объем», «молярный объем», «масса», «количество вещества», «молярная масса»</p>	<p>Д. Модель молярного объема газов</p>	<p>§ 16, упр. 1, 2</p>
<p>7. Урок-упражнение</p>	<p>Решение задач и упражнений с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем», «постоянная Авогадро»</p>		

8. Обобщение и систематизация знаний по теме	Решение задач и выполнение упражнений, подготовка к контрольной работе		
9. Контрольная работа по теме «Простые вещества»			
Тема 3. Соединения химических элементов (19 ч)			
1. Степень окисления	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.	Составление формул бинарных соединений, общий способ их названий	Д. Образцы хлоридов, сульфидов, оксидов, металлов	§ 17 до конца, упр. 2

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
3—4. Важнейшие классы бинарных соединений — оксиды, летучие водородные соединения	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, упр. 1—6
5—6. Основания	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
7—8. Кислоты	Состав и названия кислот. Их классификация. Расчеты по формулам кислот.	Д. 1. Образцы кислот: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , некоторых других минеральных кислот	§ 20, упр. 1—5

	<p>Представители кислот: HCl, H_2SO_4, H_2CO_3</p>	<p>ральных и органических кислот. 2. Изменение окраски индикаторов</p>	
<p>9—10. Соли как производные кислот и оснований</p>	<p>Состав и названия солей. Расчеты по формулам солей. Представители: NaCl, CaCO_3, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$</p>	<p>Д. 1. Образцы солей хлоридсодержащих и бесхлоридных кислот. 2. Кальцит и его разновидности</p>	<p>§ 21, упр. 1—3</p>
<p>11. Урок-упражнение</p>	<p>Классификация сложных веществ, определение принадлежности соединений к различным классам по их формулам. Упражнения в составлении формул по названиям и названий веществ по формулам. Расчеты по формулам соединений</p>	<p>Д. 1. Модели кристаллических решеток CO_2 и иода. 2. Возгонка бензойной кислоты или нафталина</p>	

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>12. Аморфные и кристаллические вещества. Кристаллические решетки</p>	<p>Аморфные и кристаллические вещества. Кристаллические решетки. 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</p>	<p>Д. Модели кристаллических решеток NaCl, алмаза, графита, металлов, CO₂</p>	<p>§ 22, упр. 1, 4, 5</p>
<p>13. Чистые вещества и смеси</p>	<p>Понятия о чистом веществе и смеси, их отличия.</p>	<p>Д. 1. Взрыв смеси водорода с воздухом.</p>	<p>§ 23, упр. 1, 2, 4</p>

	<p>Примеры жидких и газообразных смесей. Способы разделения смесей</p>	<p>2. Различные образцы смесей. 3. Способы разделения смесей, в том числе и с помощью делительной воронки. 4. Дистилляция воды</p>	
<p>14—15. Массовая и объемная доля компонентов смеси, в том числе и доля примесей</p>	<p>Понятие о доле компонента смеси. Вычисление ее в смеси и расчет массы или объема вещества в смеси по его доле</p>		<p>§ 24, упр. 1—3</p>
<p>16. Расчеты, связанные с понятием «доля» (w, φ)</p>	<p>Решение задач и упражнений на расчет доли (массовой или объемной) и нахождения массы (объема) компонента смеси</p>		<p>§ 24, упр. 4—7</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
17—18. Обобщение и систематизация знаний по теме	Решение задач и выполнение упражнений. Подготовка к контрольной работе		
19. Контрольная работа по теме «Соединения химических элементов»			
Тема 4. Изменения, происходящие с веществами (13 ч)			
1. Физические явления. Разделение смесей	Способы очистки веществ, основанные на их физических свойствах. Очистка питьевой воды. Перегонка нефти	Д. 1. Плавление парафина. Возгонка I ₂ (иода) или бензойной кислоты. 2. Диффузия душистых веществ с горячей лампочки накаливания.	§ 25, упр. 2—4

<p>2. Химические реакции</p>	<p>Понятие о химических явлениях, их отличие от физических. Признаки и условия протекания химических реакций. Реакция горения. Экзо- и эндотермические реакции</p>	<p>3. Способы разделения смесей. Л. Сравнение скорости испарения капель воды и спирта с фильтровальной бумагой</p>	<p>§ 26, упр. 1—5</p>
	<p>Д. 1. Горение магния. 2. Взаимодействие HCl с мрамором, получение Cu(OH)_2 и последующее растворение его в кислоте. 3. Взаимодействие CuSO_4 с Fe, помутнение «известковой воды»</p>		

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
3. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения	<p>Количественная сторона химических реакций в свете учения об атомах и молекулах.</p> <p>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 химических формул.</p> <p>Значение индексов и коэффициентов.</p> <p>Составление уравнений химических реакций</p>	<p>Д. 1. Подтверждение закона сохранения массы веществ в результате химических реакций.</p> <p>2. Электролиз воды</p>	<p>§ 27, упр. 1—3</p>

<p>4—5. Расчеты по химическим уравнениям</p>	<p>Решение задач на нахождение количества, массы или объема продукта реакции по количеству, массе или объему исходного вещества. Те же расчеты, но с использованием понятия «доля» (исходное вещество дано в виде раствора заданной концентрации или содержит определенную долю примесей)</p>		<p>§ 28, задачи 1—5</p>
<p>6. Реакции разложения. Понятие о скорости химических реакций. Катализаторы. Ферменты</p>	<p>Сущность реакций разложения. Составление уравнений реакций, продельных учителем. Понятие о скорости химических реакций. Катализаторы. Ферменты</p>	<p>Д. 1. Разложение нитратов калия или натрия, перманганата калия, азотной кислоты, гидроксида меди (II). 2. Разложение пероксида водорода в присутствии MnO_2</p>	<p>§ 29, упр. 1—4</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
7. Реакции соединения. Цепочки переходов	Сущность реакций соединения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем. Каталитические и некаталитические реакции. Обратимые и необратимые реакции	Д. Осуществление переходов: $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3$; $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$; $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$	§ 30, упр. 1—4, 6
8. Реакции замещения. Ряд активности металлов	Сущность реакций замещения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем. Ряд активности металлов, его использование для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и растворами кислот. Реакции вытеснения одних металлов из растворов их солей другими металлами	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 ($CuSO_4$, $AgNO_3$)	§ 31, упр. 1—3

<p>9. Реакции обмена. Правило Бертолле</p>	<p>Сущность реакций обмена. Составление уравнений реакций, проделанных учителем. Реакции нейтрализации. Условия течения реакций между растворами кислот, щелочей и солей до конца</p>	<p>Д. Взаимодействие растворов щелочей, окрашенных фенолфталеином, с растворами кислот. Л. Взаимодействие H_2SO_4 и $BaCl_2$, HCl и $AgNO_3$, $NaOH$ и $Fe_2(SO_4)_3$ и т. д.</p>	<p>§ 32, упр. 1—4</p>
<p>10. Типы химических реакций на примере свойств воды. Понятие о гидролизе</p>	<p>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».</p>	<p>Д. 1. Взаимодействие H_2O с CO_2 и CaO. 2. Взаимодействие H_2O с Na, Li. 3. Гидролиз сульфида алюминия</p>	<p>§ 33, упр. 1—3</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
	<p>Реакции замещения — взаимодействие воды с щелочными и щелочноземельными металлами. Реакции обмена (на примере гидролиза сульфида алюминия и карбида кальция)</p>		
<p>11—12. Обобщение и систематизация знаний по теме</p>	<p>Решение задач и выполнение упражнений. Подготовка к контрольной работе</p>		
<p>13. Контрольная работа по теме «Изменения, происходящие с веществами»</p>			

Тема 5. Простейшие операции с веществом. Химический практикум (5 ч)		
<p>Практическая работа № 1 «Правила по технике безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с нагревательными приборами и лабораторным оборудованием».</p> <p>Практическая работа № 2 «Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание».</p> <p>Практическая работа № 3 «Анализ почвы и воды».</p> <p>Практическая работа № 4 «Признаки химических реакций».</p> <p>Практическая работа № 5 «Приготовление раствора сахара и определение массовой доли сахара в растворе»</p>		
Тема 6. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов (26 ч)		
<p>1. Растворение как физико-химический процесс</p>	<p>Растворы. Гидраты. Кристаллогидраты. Тепловые явления при растворении</p>	<p>§ 34 до слов: «Растворимость зависит от температуры»</p> <p>Д. Мгновенная кристаллизация пересыщенного раствора глауберовой соли. Л. Растворение безводного сульфата меди (II) в воде</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
2. Растворимость. Типы растворов	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	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 искусной кислоты от разбавления	§ 35, упр. 1—6

<p>5. Основные положения теории электролитической диссоциации</p>	<p>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</p>	<p>Д. Движение окрашенных ионов в электрическом поле</p>	<p>§ 36, упр. 1—5</p>
<p>6—7. Ионные уравнения реакций</p>	<p>Реакции обмена, идущие до конца. Запись уравнений реакций (молекулярных и ионных) с использованием таблицы растворимости</p>	<p>Л. Примеры реакций, идущих до конца</p>	<p>§ 37, упр. 1—5</p>
<p>8—10. Кислоты в свете ТЭД, их классификация и свойства</p>	<p>Кислоты как электролиты, их диссоциация. Классификация кислот по различным признакам. Взаимодействие кислот с металлами, условия течения этих реакций. Электрохимический ряд напряжений металлов.</p>	<p>Л. Химические свойства кислот (на примере HCl, H_2SO_4)</p>	<p>§ 38, упр. 1—6</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
	<p>Взаимодействие кислот с оксидами металлов и основаниями. Реакции нейтрализации. Взаимодействие кислот с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств кислот</p>		
<p>11—13. Основания в свете ТЭД, их классификация и свойства</p>	<p>Основания как электролиты, их электролитическая диссоциация. Классификация оснований по различным признакам, взаимодействие оснований с кислотами (повторение).</p>	<p>Д. 1. Взаимодействие CO_2 и NaOH. 2. Разложение Cu(OH)_2.</p>	<p>§ 39, упр. 1—5</p>

	Взаимодействие щелочей с солями (работа с таблицей растворимости) и оксидами неметаллов. Разложение нерастворимых оснований	Л. Реакции, характерные для щелочей и нерастворимых оснований	
14—15. Оксиды	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 CO₂ или SO₂	§ 40, упр. 1—5
16—17. Соли в свете ТЭД, их свойства	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 катионами и анионами (повторение)	Л. Химические свойства солей	§ 41, упр. 1—5

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>18. Генетическая связь между классами неорганических веществ</p>	<p>Понятие о генетической связи и генетических рядах металлов и неметаллов</p>	<p>Д. Осуществление переходов: а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$; б) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$</p>	<p>§ 42, упр. 1—5</p>
<p>19. Обобщение и систематизация знаний по теме</p>	<p>Решение расчетных задач по уравнениям, характеристическим свойствам основных классов соединений и выполнение упражнений этого плана и на генетическую связь. Подготовка к контрольной работе</p>		

<p>20. Контрольная работа по теме «Свойства растворов электролитов»</p>			
<p>21. Классификация химических реакций</p>	<p>Различные признаки классификации химических реакций</p>	<p>Д. Примеры реакций соединения, разложения, замещения, обмена, гомо- и гетерогенных; экзо- и эндотермических; каталитических и некаталитических</p>	
<p>22. Окислительно-восстановительные реакции</p>	<p>Определение степеней окисления элементов, образующих вещества различных классов.</p>	<p>Д. 1. Взаимодействие Zn с HCl, S, CuSO₄. 2. Горение магния.</p>	<p>§ 43, упр. 1—3</p>

Окончание

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
	<p>Реакции окислительно-восстановительные и реакции ионного обмена, их отличия. Понятие об окислителе и восстановителе, окислении и восстановлении</p>	<p>3. Взаимодействие хлорной и сероводородной воды</p>	
<p>23. Упражнения в составлении окислительно-восстановительных реакций</p>	<p>Составление уравнений ОВР методом электронного баланса</p>		<p>§ 43, упр. 4—8</p>
<p>24. Свойства изученных классов веществ в свете окислительно-восстановительных реакций</p>	<p>Характеристика свойств простых веществ металлов и неметаллов, а также кислот и солей в свете ОВР</p>		

25—26. Обобщение и систематизация знаний по теме	Выполнение упражнений. Учет и контроль знаний по теме	
Тема 7. Химический практикум «Свойства электролитов» (4 ч)		
Практическая работа № 1 «Ионные реакции». Практическая работа № 2 «Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца». Практическая работа № 3 «Свойства кислот, оснований, оксидов и солей». Практическая работа № 4 «Решение экспериментальных задач»		
Тема 8. Портретная галерея великих химиков (5 ч)		
Повторение материала 8 класса — основных понятий, законов и теорий через знакомство с жизнью и деятельностью ученых, осуществивших их открытия		
Тема 9. Учебные экскурсии (3 ч)		
Агрохимлаборатория, аптеки, местное производство		

Примерное планирование уроков по химии в 9 классе

Курс 9 класса начинается введением, в котором обобщаются основные вопросы курса 8 класса и дается понятие о переходных элементах и амфотерности.

Далее рассматриваются общие свойства классов химических элементов — металлов и неметаллов. Затем в обобщенном плане разбираются свойства отдельных, наиболее ярких представителей каждого класса, групп химических элементов: свойства щелочных и щелочноземельных металлов и галогенов. Далее, в плане восхождения от абстрактного к конкретному, рассматриваются и свойства отдельных, важных в народнохозяйственном отношении веществ, образованных конкретными химическими элементами. При изучении материала химии классов, групп и отдельных химических элементов повторяются, обобщаются и развиваются полученные в 8 классе основные понятия, законы и теории базового курса.

Курс 9 класса, построенный по концентрической концепции, завершается темой «Знакомство с органическими веществами».

Региональный компонент, включенный в базовый курс, реализуется с помощью специально отведенного времени на изучение тем-модулей: «Химия в сельском хозяйстве» для сельских школ (11 ч) и «Химия и экология городов» для городских школ (11 ч). Однако в каждой школе учитель может использовать и свой собственный модуль, наиболее характерно отражающий региональный компонент.

Разумеется, предлагаемое планирование является ориентировочным, и каждый учитель может разработать свой вариант планирования, наиболее отвечающий особенностям конкретного класса и своего методического предпочтения.

Примерное планирование из расчета 2 ч в неделю (всего 68 ч)

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
Повторение основных вопросов курса 8 класса и введение в курс 9 класса (7 ч)			
1—2. 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).	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

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
	Свойства электролитов в свете ТЭД. Генетические ряды металла и неметалла		
3. Амфотерные оксиды и гидроксиды	Понятие о переходных элементах. Амфотерность. Генетический ряд переходного элемента	Л. Реакции получения и свойства гидроксидов цинка или алюминия	§ 2, упр. 1—4
4. Периодический закон и система элементов Д. И. Менделеева	Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева и строение атома. Значение ПЗ и ПС. Предсказания Д. И. Менделеева для германия, скандия и галлия		§ 3, упр. 1—11
5—6. Обобщение и систематизация знаний по «Введению»	Выполнение заданий и упражнений по материалу «Введение»		

7. Контрольная работа по «Введению»			
Тема 1. Металлы (7 ч)			
<p>1. Положение элементов-металлов в Периодической системе</p> <p>Д. И. Менделеева и особенности строения их атомов.</p> <p>Физические свойства металлов.</p> <p>Сплавы</p>	<p>Характеристика положения элементов-металлов в Периодической системе.</p> <p>Строение атомов металлов.</p> <p>Металлические кристаллические решетки. Металлическая химическая связь.</p> <p>Физические свойства металлов — простых веществ.</p> <p>Характеристика сплавов, их свойства.</p> <p>Важнейшие сплавы и их значение</p>	<p>Л. 1. Ознакомление с коллекцией образцов металлов.</p> <p>2. Ознакомление с коллекцией сплавов</p>	<p>§ 4 прочитать, упр. 1—6, § 5 выучить, упр. 1—3, § 6, § 7, упр. 1—3</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
2. Химические свойства металлов	Характеристика общих химических свойств металлов на основании их положения в электрохимическом ряду напряжений в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях	Д. 1. Взаимодействие металлов с неметаллами и водой. 2. Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей. 3. Горение Na, Mg, Fe	§ 8, упр. 1, 3—5
3. Общие понятия о коррозии металлов	Коррозия металлов. Способы защиты металлов от коррозии	Д. Опыты, демонстрирующие коррозию металлов и способы защиты их от коррозии	§ 10, упр. 2, 6—8
4. Металлы в природе. Общие способы их получения	Самородные металлы и основные соединения металлов в природе. Важнейшие руды.	Д. Восстановление металлов углем, водородом.	§ 9, упр. 1—6

	Понятие о металлургии и ее разновидностях: пиро-, гидро-, электрометаллургии	Л. Ознакомление с коллекцией руд	
5. Жесткость воды и способы ее устранения	Жесткость воды (временная и постоянная). Способы устранения жесткости воды		
6. Обобщение по теме «Металлы»	Обобщение знаний, решение задач и упражнений, подготовка к контрольной работе		
7. Контрольная работа по теме «Металлы»			
Тема 2. Практикум «Свойства металлов и их соединений» (3 ч)			
1. Осуществление цепочки химических превращений металлов			

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
2. Получение и свойства соединений металлов			
3. Решение экспериментальных задач на распознавание и получение веществ			
Тема 3. Неметаллы (29 ч)			
1. Общая характеристика неметаллов	Положение элементов-неметаллов в Периодической системе, особенности строения их атомов. Электроотрицательность как мера неметаллическости, ряд ЭО.	Д. 1. Ряд ЭО. 2. Модели атомных кристаллических решеток (на примере модификаций углерода алмаза и графита) и молекулярных	§ 15, упр. 1—6

<p>2. Общие химические свойства неметаллов</p>	<p>Кристаллическое строение неметаллов — простых веществ. Аллотропия. Озон. Состав воздуха. Физические свойства неметаллов. Относительность понятий «металл» и «неметалл»</p>	<p>(на примере озона и кислорода). 3. Состав воздуха</p>
<p>2. Общие химические свойства неметаллов</p>	<p>Химические свойства неметаллов. Окислительные свойства: взаимодействие с металлами, водородом, менее электроотрицательными металлами, некоторыми сложными веществами. Восстановительные свойства неметаллов в реакциях с кислородом, сложными веществами-окислителями</p>	

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
3. Неметаллы в природе и способы их получения	Неметаллы в природе и способы их получения		§ 16
4. Водород	Положение в Периодической системе Д. И. Менделеева. Строение атома и молекулы. Физические и химические свойства водорода, его получение и применение	<p>Д. 1. Получение водорода.</p> <p>2. Горение водорода.</p> <p>3. Взрыв «гремучего газа».</p> <p>4. Восстановление CuO водородом</p>	§ 17, упр. 2, 4
5. Общая характеристика галогенов	Строение атомов галогенов, их степени окисления. Строение молекул галогенов. Галогены — простые вещества. Закономерности в изменении их физических	<p>Д. 1. Образцы галогенов — простых веществ.</p> <p>2. Взаимодействие галогенов с натрием, алюминием.</p>	§ 18, упр. 1—8, § 20, упр. 1, 2

	<p>и химических свойств в зависимости от увеличения порядкового номера химического элемента. Краткие сведения о хлоре, броме, иоде и фторе</p>	<p>3. Вытеснение хлором брома или иода из растворов их солей</p>	
<p>6. Соединения галогенов</p>	<p>Хлороводород и соляная кислота. Хлориды, их применение в народном хозяйстве</p>	<p>Д. Получение и свойства НСl. Л. 1. Образцы природных хлоридов. 2. Качественная реакция на галогенид-ионы</p>	<p>§ 19, упр. 1—7</p>
<p>7. Кислород</p>	<p>Строение атома кислорода. Аллотропия кислорода. Характеристика химических свойств кислорода в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях. Применение кислорода</p>		<p>§ 21, упр. 1—3</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
8. Сера, ее физические и химические свойства	Строение атома серы. Аллотропия. Физические свойства ромбической серы. Характеристика химических свойств серы в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях	Д. 1. Получение пластической серы. 2. Взаимодействие серы с металлами, водородом и кислородом	§ 22, упр. 2, 3, 6
9. Сероводород, сульфиды	Получение и свойства сероводорода. Сульфиды		§ 23
10. Оксиды серы (IV) и (VI)	Получение и свойства оксидов серы (IV) и (VI) как кислотных оксидов. Характеристика реакции, уравнение которой $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$	Д. 1. Получение SO_2 горением серы и взаимодействием меди с H_2SO_4 (конц.). 2. Взаимодействие SO_2 с водой и щелочью.	§ 23 оксиды серы (IV) и (VI), упр. 1, 2, 5, 6

<p>11. Серная кислота как электролит и ее соли</p>	<p>Характеристика состава и свойств серной кислоты в свете представления об электролитической диссоциации и ОВР. Соли серной кислоты. Их применение в народном хозяйстве. Распознавание сульфат-иона</p>	<p>3. Обесцвечивание красок с помощью SO_2</p> <p>Д. 1. Разбавление H_2SO_4 (конц.).</p> <p>2. Свойства H_2SO_4 (разб.) как типичной кислоты.</p> <p>Л. 1. Качественная реакция на сульфат-ион.</p> <p>2. Ознакомление с образцами сульфатов</p>	<p>§ 23 до конца, упр. 3, 4, 8</p>
<p>12. Серная кислота как окислитель. Получение и применение серной кислоты</p>	<p>Серная кислота как окислитель; взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами и некоторыми неметаллами и сложными веществами. Производство H_2SO_4; сырьё, химизм процессов. Применение серной кислоты</p>	<p>Д. 1. Взаимодействие H_2SO_4 (конц.) с медью.</p> <p>2. Взаимодействие H_2SO_4 (конц.) с сахарозой</p>	<p>§ 23</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
13. Азот и его свойства	Строение атомов азота. Строение молекулы азота. Физические и химические свойства азота в свете представлений об окислительных восстановительных реакциях	Д. Корни бобовых растений с клубеньками	§ 24, упр. 1—5
14. Аммиак и его свойства	Строение молекулы аммиака. Физические свойства, получение, собиране, распознавание аммиака. Химические свойства аммиака: восстановительные и образование иона аммония по донорно-акцепторному механизму	Д. 1. Получение, собиране и распознавание аммиака. 2. Растворение аммиака в воде. 3. Взаимодействие аммиака с хлороводородом	§ 25, упр. 1—7

15. Соли аммония	Соли аммония: состав, получение, физические и химические свойства. Представители. Применение в народном хозяйстве	<p>Д. 1. Получение солей аммония.</p> <p>2. Химическая возгонка хлорида аммония.</p> <p>Л. Качественная реакция на NH_4^+</p>	§ 26, упр. 1—5
16. Оксиды азота (II) и (IV)	Получение и свойства оксидов азота (II) и (IV)		§ 27
17. Азотная кислота как электролит, ее применение	Состав и свойства азотной кислоты как электролита. Применение азотной кислоты в народном хозяйстве	<p>Д. Химические свойства HNO_3 как электролита</p>	§ 27
18. Азотная кислота как окислитель, ее получение	Особенности окислительных свойств азотной кислоты, ее взаимодействие с медью. Получение азотной кислоты из аммиака	<p>Д. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью</p>	§ 27

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>19. Соли азотистой и азотной кислот. Азотные удобрения</p>	<p>Нитраты и нитриты, их свойства (разложение при нагревании) и представители. Применение в народном хозяйстве. Проблема повышенного содержания нитратов и нитритов в сельскохозяйственной продукции</p>	<p>Л. 1. Знакомство с образцами нитратов и нитритов. 2. Знакомство с кол-лекцией азотных удобрений. 3. Качественное обнаружение NO_3^- и NO_2^-, в том числе и в сельскохозяйственной продукции</p>	<p>§ 27 до конца, упр. 6, 7</p>
<p>20. Фосфор</p>	<p>Строение атома. Аллотропия. Сравнение свойств и применения красного и белого фосфора. Химические свойства фосфора</p>	<p>Д. 1. Получение белого фосфора из красного. 2. Воспламенение белого фосфора</p>	<p>§ 28 до кислородных соединений фосфора, упр. 1—3</p>

<p>21. Соединения фосфора. Понятие о фосфорных удобрениях</p>	<p>Оксид фосфора (V) и ортофосфорная кислота. Соли ее. Фосфор в природе. Фосфорные удобрения</p>	<p>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. 3. Знакомство с образцами природных соединений фосфора и коллекцией фосфорных удобрений</p>	<p>§ 28 до конца, упр. 4—7</p>
<p>22. Углерод</p>	<p>Строение атома углерода. Аллотропия, свойства модификаций — алмаза и графита. Их применение.</p>	<p>Д. 1. Модели кристаллических решеток алмаза и графита.</p>	<p>§ 29, упр. 1—8</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
	<p>Аморфный углерод и его сорта: кокс, сажа, древесный уголь. Адсорбция и ее практическое значение. Химические свойства углерода</p>	<p>2. Адсорбционные свойства активированного угля: поглощение им растворенных или газообразных веществ. 3. Горение угля в кислороде. 4. Восстановление меди из ее оксида углем</p>	
23. Оксиды углерода (II) и (IV)	Строение молекул CO и CO ₂ . Физические и химические свойства оксидов углерода. Получение и применение CO и CO ₂	Л. Получение, соби- рание и распознавание CO ₂	§ 30 до угольной кислоты, упр. 1—5

<p>24. Угольная кислота и ее соли</p>	<p>Угольная кислота. Важнейшие карбонаты: карбонат, сода, погаш — их значение и применение. Распознавание карбонатов. Переход карбонатов в гидрокарбонаты и обратно</p>	<p>Л. 1. Знакомство с коллекцией карбонатов. 2. Качественная реакция на CO_3^{2-}. 3. Переход карбоната кальция в гидроксид и обратно</p>	<p>§ 30 до конца, упр. 6—8</p>
<p>25. Кремний</p>	<p>Строение атома, сравнение его свойств со свойствами атома углерода. Кристаллический кремний, сравнение его свойств с углеродом. Природные соединения кремния: SiO_2, силикаты и алюмосиликаты</p>	<p>Л. Знакомство с коллекцией природных соединений кремния</p>	<p>§ 31 до применения кремния, упр. 1—4</p>
<p>26. Кислородные соединения кремния</p>	<p>Оксид кремния (IV): наличие в природе, физические и химические свойства. Кремниевая кислота. Силикаты</p>		<p>§ 31</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
27. Силикатная промышленность	Производство и применение стекла, фарфора, цемента	Л. Знакомство с коллекцией изделий из стекла и фарфора	§ 31 до конца, упр. 5, 6
28. Обобщение по теме «Неметаллы»	Решение задач и выполнение упражнений по теме «Цепочки переходов»		
29. Контрольная работа по теме «Неметаллы»			
Тема 4. Практикум «Свойства неметаллов и их соединений» (3 ч)			
1. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода»			

<p>2. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппы азота и углерода»</p>			
<p>3. Получение, обирание и распознавание газов</p>			
<p>Тема 5. Органические вещества (8 ч)</p>			
<p>1. Предмет органической химии. Валентность</p>	<p>Вещества органические и неорганические. Причины многообразия органических соединений. Химическое строение органических соединений. Молекулярные и структурные формулы органических соединений</p>	<p>Д. 1. Образцы органических соединений, материалов и изделий из них. 2. Шаростержневые модели молекул органических соединений</p>	<p>§ 32</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
2. Углеводороды	Метан и этан: строение молекул. Горение метана и этана. Применение метана. Химическое строение молекулы этилена. Двойная связь. Взаимодействие этилена с водой. Полимеризация этилена. Полиэтилен и его значение	<p>Д. 1. Модели молекул метана, этана, этилена.</p> <p>2. Взаимодействие C_2H_4 с бромной водой и раствором перманганата калия.</p> <p>Л. Изготовление моделей молекул углеводородов (метана, этана, этилена)</p>	§ 33, 34
3. Спирты	Понятие о предельных одноатомных спиртах на примере метанола и этанола. Трехатомный спирт глицерин	<p>Д. Образцы этанола и глицерина.</p> <p>Л. Качественная реакция на многоатомные спирты</p>	§ 35

<p>4. Карбоновые кислоты</p>	<p>Понятие об альдегидах на примере уксусного альдегида. Окисление альдегида в кислоту. Одноосновные предельные карбоновые кислоты на примере уксусной кислоты. Ее свойства, применение. Стеариновая кислота как представитель жирных карбоновых кислот</p>	<p>Д. 1. Реакция «серебряного зеркала». 2. Свойства уксусной кислоты</p>	<p>§ 36 до сложных эфиров</p>
<p>5. Сложные эфиры. Жиры</p>	<p>Реакция этерификации. Понятие о сложных эфирах. Жиры как сложные эфиры глицерина и жирных кислот</p>	<p>Д. 1. Получение уксусно-этилового эфира. 2. Омыление жира</p>	<p>§ 36 до конца; § 37</p>
<p>6. Аминокислоты. Белки</p>	<p>Понятие об аминокислотах. Реакции поликонденсации. Белки, их строение и биологическая роль</p>	<p>Д. 1. Доказательство наличия функциональных групп в растворах аминокислот. 2. Горение белков. 3. Цветные реакции белков</p>	<p>§ 38</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
7. Углеводы	Понятие об углеводах. Глюкоза. Ее свойства и значение. Крахмал и целлюлоза (в сравнении), их биологическая роль	Д. Взаимодействие глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра. Л. 1. Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II) без нагревания. 2. Качественная реакция на крахмал	§ 39
8. Полимеры	Полимеры природные и синтетические. Реакции полимеризации и поликонденсации. Пластмассы и волокна	Д. Образцы полимеров	§ 40

Тема 6. Обобщение знаний по химии за курс основной школы (11 ч)		
<p>1—2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома</p>	<p>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</p>	
<p>3—4. Строение вещества (виды химических связей и типы кристаллических решеток)</p>	<p>Виды химических связей и типы кристаллических решеток. Взаимосвязь строения и свойств веществ</p>	

Окончание

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
5—6. Химические реакции	Классификация химических реакций по разным признакам (число и состав реагирующих и 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		

<p>7—10. Классы химических соединений в свете ТЭД</p>	<p>Простые и сложные вещества. Металлы и неметаллы. Генетические ряды металла, неметалла и переходного металла. Оксиды и гидроксиды (основания, кислоты, амфотерные гидроксиды), соли. Их состав, классификация и общие химические свойства в свете ТЭД</p>		
<p>11. Контрольная работа по темам «Органические вещества» и «Обобщение знаний по химии за курс основной школы»</p>			

Примерное планирование из расчета 3 ч в неделю (всего 102 ч)

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
Повторение основных вопросов курса 8 класса и введение в курс 9 класса (9 ч)			
1—3. 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 соедине-	Д. Получение и характерные свойства основного и кислотного оксидов; основания и кислоты (CaO и SO_2 ; Ca(OH)_2 и H_2SO_4)	§ 1, упр. 1—10

	<p>ния (для неметалла). Генетические ряды металла и неметалла. Предсказания Д. И. Менделеева для германия, скандия и галлия</p>		
<p>4. Амфотерные оксиды и гидроксиды</p>	<p>Понятие о переходных элементах. Амфотерность. Генетический ряд переходного элемента. Зависимость свойств оксидов и гидроксидов переходных элементов от величины степени окисления (для хрома)</p>	<p>Д. Свойства гидроксидов хрома Л. Получение и свойства амфотерного $Zn(OH)_2$ или $Al(OH)_3$</p>	<p>§ 2, упр. 1—4</p>
<p>5. Урок-упражнение по описанию свойств элементов на основании их положения в Периодической системе Д. И. Менделеева</p>	<p>Оксиды, основания, кислоты: их состав, классификация и свойства в свете ТЭД и ОВР. Расчет доли выхода продукта реакции от теоретически возможного</p>		<p>§ 2, упр. 7—10</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>6. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома</p>	<p>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</p>		<p>§ 3, упр. 1—5</p>
<p>7—8. Повторение свойств классов соединений в свете ТЭД и ОВР</p>	<p>Характеристика свойств основных классов неорганических соединений в свете ТЭД и ОВР.</p>	<p>Д. Получение и свойства NaOH, HCl. Л. Получение и свойства Fe(OH)₃, CuSO₄</p>	

	Выполнение упражнений и решение задач на выход продукта реакции по отношению к теоретически возможному		
9. Контрольная работа по «Введению»			
Тема 1. Металлы (21 ч)			
1. Век 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

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>2. Положение металлов в ПСХЭ Д. И. Менделеева и особенности строения их атомов</p>	<p>Характеристика положения металлов в Периодической системе. Особенности строения атомов металлов. Относительность деления элементов на металлы и неметаллы</p>		<p>§ 5, упр. 1—3</p>
<p>3. Общие физические свойства металлов</p>	<p>Повторение материала о металлической связи и металлической кристаллической решетке. Физические свойства металлов: пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск, плотность, твердость и др.</p>	<p>Л. Знакомление с коллекцией образцов металлов</p>	<p>§ 6, упр. 1—3</p>

	<p>Металлы черные и цветные. Драгоценные металлы (Au, Pt, Ag, Ir)</p>		
<p>4. Сплавы</p>	<p>Понятие о сплавах, их свойствах (твердость и температура плавления). Классификация сплавов. Представители черных сплавов — чугуны и сталь; цветных — бронза, латунь, дюралюминий, мельхиор</p>	<p>Д. Ознакомление с коллекцией сплавов</p>	<p>§ 7, упр. 1—3</p>
<p>5. Общие химические свойства металлов</p>	<p>Взаимодействие металлов с кислородом, неметаллами, водой</p>	<p>Д. 1. Горение Na, Ca, Al в кислороде. 2. Взаимодействие Na и Ca с водой. 3. Взаимодействие Al с I₂; Fe с S</p>	<p>§ 8 до слов «...рядом напряжений», упр. 1, 3—5</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
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 H₂SO₄ (разб.); Fe с CuSO₄	§ 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

<p>8. Коррозия металлов</p>	<p>Коррозия металлов. Способы борьбы с коррозией: защитные покрытия, легирующие добавки, ингибиторы коррозии, протекторная защита</p>	<p>Д. Коррозия металлов (демонстрация результатов заблаговременно заложенных опытов) и способов защиты их от коррозии</p>	<p>§ 10, упр. 1—6</p>
<p>9. Общая характеристика элементов главной подгруппы I группы</p>	<p>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</p>	<p>Д. 1. Взаимодействие Li и Na с водой. 2. Взаимодействие Li и Na с Cl₂, серой</p>	<p>§ 11 до соединительных щелочных металлов, упр. 1—2</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
10. Соединения щелочных металлов	<p>Оксиды: строение (ионная связь и решетка — повторение), их основной характер и получение.</p> <p>Гидроксиды (ионный характер связи и решетки), свойства в свете ТЭД (повторение), получение и применение NaOH и KOH.</p> <p>Соли (ионный характер связи и решетки) и предшественники: сода (техническая и пищевая), пошаш, глауберова соль, поваренная соль.</p> <p>Биологическая роль ионов Na⁺ и K⁺</p>	<p>Д. 1. Химические свойства Li₂O.</p> <p>2. Распознавание солей Na⁺ и K⁺ по окраске пламени.</p> <p>Л. 1. Химические свойства NaOH и KOH.</p> <p>2. Изучение образцов природных соединений щелочных металлов</p>	<p>§ 11 до конца, упр. 3 — по желанию, упр. 4, 5</p>

<p>11. Щелочноземельные металлы</p>	<p>Сравнительная характеристика щелочноземельных металлов: строение атомов, физические и химические свойства простых веществ: взаимодействие их с кислородом, хлором, оксидами металлов</p>	<p>Д. 1. Горение магния. 2. Взаимодействие Ca с Cl₂, S, водой</p>	<p>§ 12 до соединений щелочноземельных металлов, упр. 1, 6, 9</p>
<p>12. Соединения щелочноземельных металлов: оксиды и гидроксиды</p>	<p>Оксиды: их строение и основные свойства, получение, применение CaO (негашеной извести) и MgO. Гидроксиды, их строение, свойства, получение и применение. Разновидности Ca(OH)₂ (известковая вода, известковое молоко, пушонка)</p>	<p>Л. Свойства негашеной и гашеной извести</p>	<p>§ 12 до солей щелочноземельных металлов, упр. 5, 8</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
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 (металлическая связь и решетка — повт.). Физические свойства алюминия и его применение на основе этих свойств. Химические свойства	Д. 1. Горение алюминия. 2. Взаимодействие алюминия с иодом. 3. Показ механической прочности оксидной пленки. Л. 1. Ознакомление с коллекцией изделий из алюминия.	§ 13 до соединенный алюминия, упр. 3, 4, 7

	<p>алюминия: взаимодействие с кислородом, нметаллами, кислотами, щелочами, солями. Алюминотермия</p>	<p>2. Коллекция сплавов алюминия. 3. Взаимодействие Al с растворами кислот, солей и щелочей</p>	
<p>15. Амфотерный характер оксида и гидроксида алюминия</p>	<p>Амфотерность. Получение и свойства $Al(OH)_3$</p>	<p>Л. Получение и свойства $Al(OH)_3$</p>	<p>§ 13 — «оксид и гидроксид алюминия», упр. 1, 2, 5</p>
<p>16. Соединения алюминия</p>	<p>Распространенность алюминия в природе. Алюмосиликаты. Бокситы. Глинозем. Корунд и его разновидности (наждак, рубин, сапфир). Соли алюминия: хлорид и сульфат</p>	<p>Л. Рассмотрение образцов природных соединений алюминия</p>	<p>§ 13 — «соединения алюминия», упр. 8 — по желанию, упр. 6</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
17. Железо	<p>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, водянными парами. Железо в природе: оксидные и сульфидные руды</p>	<p>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</p>	<p>§ 14 до соединений железа, упр. 4—6</p>

<p>18. Генетический ряд Fe²⁺</p>	<p>Соединение железа со степенью окисления +2 согласно ряду: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$. Основной характер оксида и гидроксида железа (II). Качественная реакция на ионы железа (II)</p>	<p>Л. 1. Получение Fe(OH)_2 и доказательство его основного характера, окисление его в Fe(OH)_3. 2. Качественная реакция на Fe^{2+}</p>	<p>§ 14 — ряд Fe^{2+}, упр. 2 (а), 8 — по железию</p>
<p>19. Генетический ряд Fe³⁺</p>	<p>Соединения железа со степенью окисления +3 согласно ряду: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$. Качественные реакции на Fe^{3+}. Хлорид и сульфат железа (III). Биологическая роль железа</p>	<p>Л. 1. Получение Fe(OH)_3 и изучение его свойств. 2. Качественные реакции на Fe^{3+}</p>	<p>§ 14 — ряд Fe^{3+}, упр. 1, 2 (б, в), 7</p>
<p>20. Обобщение и систематизация знаний по теме «Металлы»</p>	<p>Обобщение знаний, решение задач и выполнение упражнений</p>		

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
21. Контрольная работа по теме «Металлы»			
Тема 2. Практикум «Свойства металлов и их соединений» (3 ч)			
1. Осуществление целочки химических превращений			
2. Получение и свойства соединений металлов			
3. Решение экспериментальных задач по распознаванию и получению веществ			

Тема 3. Неметаллы (26 ч)		
1. Общая характеристика неметаллов	<p>Положение элементов неметаллов в Периодической системе, особенности строения их атомов. Электроотрицательность.</p> <p>Кристаллическое строение неметаллов — простых веществ. Аллотропия. Физические свойства неметаллов. Относительность понятий «металл» и «неметалл». Кислород и озон. Состав воздуха</p>	<p>Д. 1. Образцы неметаллов различных агрегатных состояний.</p> <p>2. Аллотропные модификации O, S, P.</p> <p>3. Получение озона</p>
2. Общие химические свойства неметаллов	<p>Окислительные свойства неметаллов: взаимодействие с металлами, водородом, менее электроотрицательными неметаллами, неко-</p>	<p>§ 15, упр. 1—6</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Исучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
	<p>торыми сложными веществами. Восстановительные свойства металлов в реакциях с кислородом, сложными веществами-окислителями</p>		
<p>3. Неметаллы в природе и способы их получения</p>	<p>Неметаллы в природе и способы их получения</p>		<p>§ 16</p>
<p>4. Водород</p>	<p>Положение в Периодической системе Д. И. Менделеева. Строение атома и молекулы. Физические и химические свойства водорода, его получение и применение</p>	<p>Д. 1. Получение водорода. 2. Горение водорода. 3. Взрыв «гремучего газа». 4. Восстановление CuO водородом</p>	<p>§ 17, упр. 2, 4</p>

<p>5. Общая характеристика галогенов</p>	<p>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</p>	<p>Д. 1. Образцы галогенов — простых веществ. 2. Взаимодействия их с Na, Al. 3. Вытеснение хлором брома или иода из растворов их солей</p>	<p>§ 18, упр. 1—8</p>
<p>6. Соединения галогенов</p>	<p>Галогены в природе. Галит. Галогеноводороды. Хлороводород и соляная кислота. Хлориды, их применение в народном хозяйстве. Получение галогенов</p>	<p>Д. 1. Образцы галогеноводородов (газы и растворы). 2. Получение и свойства HCl. Л. 1. Образцы природных соединений галогенов. 2. Качественные реакции на галогенид-ионы</p>	<p>§ 19, упр. 1—7, § 20</p>

Номер и тема урока	Исучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
7. Кислород	<p>Кислород в природе — в атмосфере, литосфере, гидросфере.</p> <p>Химические свойства кислорода: взаимодействие с простыми веществами (металлами и неметаллами), сложными веществами (углеводородами, сероводородом).</p> <p>Горение и медленное окисление.</p> <p>Дыхание и фотосинтез.</p> <p>Получение и применение кислорода</p>	<p>Д. 1. Получение кислорода разложением KMnO_4 и H_2O_2.</p> <p>2. Собираение и распознавание кислорода.</p> <p>3. Горение S, P, Fe, Li, Na, Al в кислороде; горение CH_4 и H_2S</p>	<p>§ 21, упр. 1—6, упр. 7, 8 — по желанию</p>

8. Сера	Строение атома серы. Аллотропия. Физические свойства ромбической серы. Характеристика химических свойств серы в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях	Д. 1. Получение пластической серы. 2. Взаимодействие серы с металлами, водородом и кислородом	§ 22 до серы в природе, упр. 2, 6
9. Сера в природе. Сероводород	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 хозяйстве. 3. Получение и свойства H_2S . Л. Качественная реакция на S^{2-}	§ 22 до конца, упр. 1, 3, 4, 5; § 22 — сероводород и сульфиды

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
<p>10. Оксиды серы (IV) и (VI)</p>	<p>Получение и свойства оксидов серы (IV) и (VI) как кислотных оксидов. Характеристика реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$. Сернистая кислота и ее соли</p>	<p>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 крахмала с помощью SO_2. Л. Качественная реакция на SO_3^{2-}</p>	<p>§ 23 оксиды серы (IV) и (VI), упр. 1, 2, 5, 6</p>
<p>11. Серная кислота как электролит. Сульфаты и гидросульфаты</p>	<p>Характеристика состава и свойств серной кислоты в свете представления об электролитической диссоциации и ОВР. Сульфаты и гидросульфаты, их значение в народном хозяйстве.</p>	<p>Д. 1. Разбавление концентрированной H_2SO_4. 2. Образцы сульфатов, применяемых в народном хозяйстве, в том числе и в сельском хозяйстве.</p>	<p>§ 23 до солей серной кислоты, упр. 3, 4, 8</p>

<p>12. Серная кислота как окислитель. Получение и применение серной кислоты</p>	<p>Применение сульфатов в сельском хозяйстве. Распознавание сульфат-иона</p>	<p>Л. Распознавание сульфатов</p>	
<p>13. Азот</p>	<p>Сравнение свойств концентрированной и разбавленной серной кислоты. Производство H_2SO_4: сырье, химизм процессов, аппаратура. Области применения серной кислоты</p>	<p>Д. 1. Взаимодействие H_2SO_4 (конц.) с медью, органическими веществами (сахаром, целлюлозой). 2. Модели аппаратов для производства H_2SO_4. Л. Свойства H_2SO_4 (разб.)</p>	<p>§ 23 до конца, упр. 7</p>
	<p>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</p>	<p>Д. Корни бобовых растений с клубеньками</p>	<p>§ 24, упр. 1—5</p>

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
14. Аммиак	Строение молекулы аммиака. Физические свойства, получение, соби́рание, распознавание аммиака. Химические свойства аммиака: восстановление и образование иона аммония по донорно-акцепторному механизму	Д. 1. Модель колонны синтеза. 2. Получение, соби́рание и распознавание аммиака. 3. Растворение аммиака в воде. 4. Взаимодействие аммиака с хлороводородом	§ 25, упр. 1—7
15. Соли аммония	Соли аммония: состав, получение, физические и химические свойства. Представители. Применение в народном хозяйстве. Расознавание солей аммония	Л. 1. Знакомство с образцами солей аммония, в том числе в составе удобрений. 2. Качественная реакция на NH_4^+	§ 26, упр. 1—5

<p>16. Кислородные соединения азота</p>	<p>Оксиды азота. Состав и свойства азотной кислоты: взаимодействия концентрированной и разбавленной HNO_3 с медью. Получение азотной кислоты из азота и аммиака. Применение HNO_3 в народном хозяйстве</p>	<p>Д. 1. Взаимодействие HNO_3 (разб.) и HNO_3 (конц.) с медью. 2. Горение скипидара в азотной кислоте. 3. Разложение нитрата калия</p>	<p>§ 27 до солей азотной кислоты, упр. 1—5</p>
<p>17. Соли азотистой и азотной кислот. Азотные удобрения</p>	<p>Нитраты и нитриты, их свойства (разложение при нагревании) и применение. Азотные удобрения. Проблема повышенного содержания нитратов и нитритов в сельскохозяйственной продукции</p>	<p>Л. 1. Знакомство с образцами нитратов и нитритов. 2. Знакомство с коллекцией азотных удобрений. 3. Качественное обнаружение NO_3^- и NO_2^- в том числе в сельскохозяйственной продукции</p>	<p>§ 27 до конца, упр. 6, 7</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
18. 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	§ 28 до кислородных соединений фосфора, упр. 1—3
19. Соединения фосфора	Оксид фосфора (V) и ортофосфорная кислота. Соли ее. 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-} .	§ 28 до конца, упр. 4—7

<p>20. Углерод</p>	<p>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</p>	<p>3. Знакомство с образцами природных соединений фосфора и коллекций фосфорных удобрений</p>	<p>Д. 1. Модели кристаллических решеток алмаза и графита. 2. Адсорбция активированным углем различных веществ. 3. Горение угля в кислороде. 4. Восстановление меди из ее оксида углем</p>	<p>§ 29, упр. 1—8</p>
---------------------------	---	--	--	-----------------------

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
21. Оксиды углерода (II) и (IV)	Строение молекул CO и CO ₂ . Физические и химические свойства их. Получение и применение CO и CO ₂ . Их биологическое значение	Л. 1. Получение, соби- рание и распознавание CO ₂ . 2. Свойства CO ₂ как кислотного оксида	§ 30 до угольной кислоты, упр. 1—5
22. 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 ²⁻ . 3. Переход карбоната кальция в гидрокарбонат и обратно	§ 30 до конца, упр. 6—8

23. 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	§ 31 до применения кремния, упр. 1—4
24. 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	§ 31 до конца, упр. 5—6
25. Обобщение по теме «Неметаллы»	Решение задач и выполнение упражнений по теме. Подготовка к контрольной работе		

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
26. Контрольная работа по теме «Неметаллы»			
Тема 4. Практикум «Свойства неметаллов и их соединений» (3 ч)			
1. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода»			
2. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппы азота и углерода»			

3. Получение, соби- рание и распозна- вание газов			
Тема 5. Органические вещества (11 ч)			
1—2. Предмет орга- нической химии. Валентность	Органические вещества. Валентность. Хими- ческое строение орга- нических соединений. Молекулярные и струк- турные формулы	Д. 1. Образцы органи- ческих соединений. 2. Шаростержневые модели молекул органических соединений	§ 32
3—4. Углеводо- роды	Метан и этан: строение молекул, горение. При- менение метана. Химическое строение молекулы этилена. Двойная связь. Взаимо- действие этилена с во- дой. Полимеризация этилена. Полиэтилен и его значение	Д. 1. Модели молекул метана, этана, этилена. 2. Взаимодействие C_2H_4 с бромной водой и раствором перман- ганата калия. Л. Изготовление моделей молекул углеводородов	§ 33, 34

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
5. Спирты	Понятие о предельных одноатомных спиртах на примере метанола и этанола. Трехатомный спирт глицерин	Д. Образцы этанола и глицерина. Л. Качественная реакция на многоатомные спирты	§ 35
6. Карбоновые кислоты	Понятие об альдегидах на примере уксусного альдегида. Окисление альдегида в кислоту. Одноосновные предельные карбоновые кислоты на примере уксусной кислоты. Ее свойства, применение. Стеариновая кислота как представитель жирных карбоновых кислот	Д. 1. Реакция «серебряного зеркала». 2. Свойства уксусной кислоты	§ 36 до сложных эфиров

<p>7—8. Сложные эфиры. Жиры</p>	<p>Реакция этерификации. Понятие о сложных эфирах. Жиры как сложные эфиры глицерина и жирных кислот</p>	<p>Д. 1. Получение уксусно-этилового эфира. 2. Омыление жира</p>	<p>§ 36 до конца; § 37</p>
<p>9. Аминокислоты. Белки</p>	<p>Понятие об аминокислотах. Реакции поликонденсации. Белки, их строение и биологическая роль</p>	<p>Д. 1. Доказательство наличия функциональных групп в растворах аминокислот. 2. Горение белков. 3. Цветные реакции белков</p>	<p>§ 38</p>
<p>10. Углеводы</p>	<p>Понятие об углеводах. Глюкоза. Ее свойства и значение. Крахмал и целлюлоза (в сравнении), их биологическая роль</p>	<p>Д. Взаимодействие глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра. Л. 1. Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II) без нагревания. 2. Качественная реакция на крахмал</p>	<p>§ 39</p>

Продолжение

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
11. Полимеры	<p>Природные, искусственные и синтетические полимеры. Реакции полимеризации и поликонденсации. Основные понятия химии высокомолекулярных соединений: полимер, мономер, структурное звено, степень полимеризации. Волокна и пластмассы</p>		§ 40
Тема 6. «Химия в сельском хозяйстве» — модуль для сельских школ (11 ч)			
Тема 6. «Химия и экология городов» — модуль для городских школ (11 ч)			

Тема 7. Обобщение знаний по химии за курс основной школы (12 ч)		
<p>1—2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома</p>	<p>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</p>	
<p>3—5. Строение вещества</p>	<p>Виды химических связей и типы кристаллических решеток. Взаимосвязь строения и свойств веществ</p>	

Окончание

Номер и тема урока	Изучаемые вопросы	Эксперимент (Д. — демонстрационный, Л. — лабораторный)	Задания на дом по учебнику
6—7. 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		

<p>8—11. Классификация и свойства веществ</p>	<p>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</p>		
<p>12. Контрольная работа по теме «Обобщение знаний по химии за курс основной школы»</p>			

Методические рекомендации к некоторым урокам курса 8 класса

Уравнения химических реакций

Цели урока. Опытным путем доказать и сформулировать закон сохранения массы веществ. Дать понятие о химическом уравнении как об условной записи химической реакции с помощью химических формул. Начать формировать умение составлять уравнения химических реакций.

Оборудование и реактивы. Прибор для электролиза воды; лабораторный штатив с лапкой.

1. Закон сохранения массы веществ

Учитель эту часть урока начинает с постановки проблемного вопроса: «Изменится ли масса реагирующих веществ по сравнению с массой продуктов реакции?» — и предлагает обратиться к опытам.

Для этой цели лучше всего подходят обычные торговые весы со стрелкой. Учитель ставит на платформу весов два стаканчика:

а) один с раствором BaCl_2 , другой с раствором H_2SO_4 ; отмечает маркером значение показаний стрелки на циферблате, сливает растворы в один стаканчик, другой ставит рядом, и ребята отмечают, что показания стрелки не изменились, хотя реакция и прошла, о чем свидетельствует выпадение белого осадка;

б) аналогично проводится и реакция нейтрализации — к окрашенной фенолфталеином щелочи приливается избыток кислоты из другого стаканчика — показания стрелки, отмеченной маркером другого цвета, не изменились;

в) аналогично проводится и реакция со свежеполученным осадком $\text{Cu}(\text{OH})_2$, к которому приливается

раствор кислоты из другого стаканчика и размешивается стеклянной палочкой, взятой из него же, — показания стрелки, сделанной маркером третьего цвета, опять не изменились.

Вывод — формулировка закона сохранения массы веществ, открытого М. В. Ломоносовым и подтвержденного А. Л. Лавуазье:

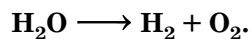
масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате ее.

Можно поставить еще одну проблемную демонстрацию на весах со стаканчиками: в одном раствор Na_2CO_3 , в другом кислоты. Показания отмечаются четвертым маркером. Растворы сливаются, а стрелка весов показывает меньшую массу. Почему? Верно, образовался газ, недаром в уравнениях рядом с формулами газов ставятся стрелки, направленные вверх.

II. Уравнения химических реакций

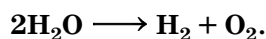
Учитель начинает объяснение с демонстрации опыта — электролиза воды. Так как современные электролизеры в школах почти отсутствуют, можно воспользоваться старым набором для электролитической диссоциации в коричневой коробочке, который имеется почти в каждой школе, и показать начало процесса, когда учащиеся заметят выделение пузырьков газов. Затем в ходе беседы оформить запись:

вода \longrightarrow водород + кислород, или

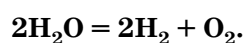


Просто и красиво, но неуважительно по отношению к закону сохранения массы веществ — она разная до и после реакции: атомов кислорода в левой части записи — один, а в правой — два, поэтому пе-

ред формулой воды нужно записать коэффициент 2 — уравнивать кислород:



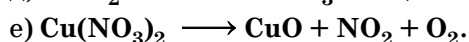
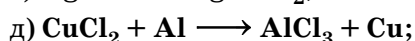
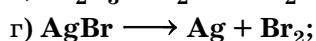
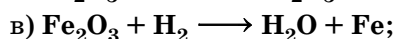
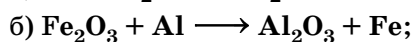
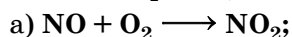
Но теперь нарушилось равенство для водорода: слева — четыре атома, а справа — только два. Очевидно, перед формулой водорода нужно записать коэффициент 2:



Теперь число атомов каждого элемента справа и слева в нашей записи одинаково, значит, будет одинаковой и масса, т. е. мы записали уравнение химической реакции.

Далее учащиеся выполняют задания, в результате которых закрепляются понятия «исходные вещества», «продукты реакции», «коэффициенты», «уравнения химических реакций» и формируется умение расставлять коэффициенты в схемах химических реакций.

Задание 1. Расставьте коэффициенты в схемах химических реакций:



Задание 2. Составьте уравнения химических реакций по описанию.

а) Исходные вещества: водород и кислород, продукт реакции: вода.

б) Исходные вещества: сероводород и кислород, продукт реакции: вода и оксид серы (IV).

в) Исходные вещества: алюминий и соляная кислота, продукт реакции: хлорид алюминия и водород.

г) Исходные вещества: оксид железа (III) и серная кислота, продукт реакции: сульфат железа (III) и вода.

д) Исходные вещества: сульфат алюминия и нитрат бария, продукт реакции: сульфат бария и нитрат алюминия.

Расчеты по химическим уравнениям

Цели урока. Научить учащихся проводить расчеты по химическим уравнениям: находить количество, массу и объем продуктов реакции по количеству, объему и массе исходных веществ, в том числе и в случае, если исходные вещества даны в виде растворов или смесей.

I. Решение расчетных задач с использованием уравнений химических реакций

Учитель объясняет, что химическое уравнение показывает не только качественную (превращение веществ) сторону процесса, но также и количественную сторону его.

Для подкрепления этого вывода он разбирает с учащимися решение типичных задач.

Задача 1. Какой объем водорода образуется (н. у.) при растворении в соляной кислоте 325 г цинка, содержащего 20% примесей?

На этом примере мы рекомендуем учителям отрабатывать с учащимися алгоритм решения расчетных задач с использованием уравнений химических реакций. Ход решения таких задач можно разделить на пять шагов:

1) составить уравнение реакции (т. е. обязательно уравнять — расставить коэффициенты);

2) над соответствующими формулами в уравнении записать количественные данные о веществах с единицами измерения, которые известны или их можно рассчитать, исходя из условия задачи, и искомую величину (x) также с единицами ее измерения;

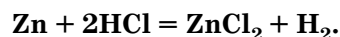
3) под этими формулами записать соответствующие количественные величины, задаваемые самим уравнением, также с единицами измерения;

4) составить и решить пропорцию;

5) оформить ответ.

Решение.

1. Составим уравнение реакции:



Будет очень полезно, если на начальных этапах ребята научатся читать химическое уравнение, например, так: «Из уравнения реакции видно, что для взаимодействия 1 кмоль цинка необходимо 2 кмоль соляной кислоты и при этом образуется 1 кмоль хлорида цинка и 1 кмоль водорода».

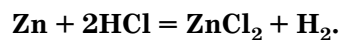
2. Над формулами веществ запишем массу цинка, вступившего в реакцию, — ее предварительно рассчитаем, исходя из условия задачи, и искомую величину, которую требуется определить.

$$m(\text{Zn}) = m(\text{образца}) \cdot w(\text{Zn}),$$

$$w(\text{Zn}) = 1 - w(\text{примеси}) = 1 - 0,2 = 0,8.$$

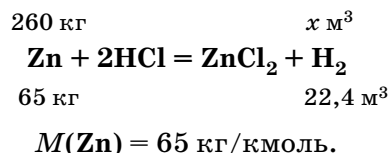
$$m(\text{Zn}) = 325 \text{ кг} \cdot 0,8 = 260 \text{ кг}.$$

$$260 \text{ кг} \qquad \qquad \qquad x \text{ м}^3$$



Здесь важно обратить внимание на то, что масса в задаче дана в килограммах, поэтому расчеты следует вести с использованием количества вещества в кмольях, а объем газов — в м³, т. е. через киломолярный объем, равный 22,4 м³/кмоль.

3. Под формулой цинка запишем соответственно массу 1 кмоль его, а под формулой водорода — объем 1 кмоль его:



4. Составим и решим пропорцию:

$$\frac{260}{65} = \frac{x}{22,4}; x = \frac{260 \cdot 22,4}{65} = 89,6 \text{ м}^3 (\mathbf{H}_2).$$

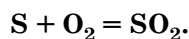
5. Запишем ответ: $V(\mathbf{H}_2) = 89,6 \text{ м}^3$.

Для того чтобы показать взаимосвязь между массовой и объемной долями, можно предложить на этом уроке комбинированные задачи.

Задача 2. Какой объем воздуха потребуется для сжигания 320 кг серы, содержащей 25% примесей?

Решение.

1. Составим уравнение химической реакции:

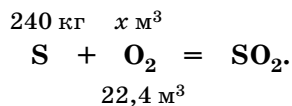


2. Рассчитаем массу чистой серы, вступающей в реакцию:

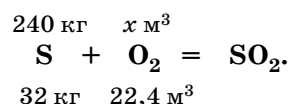
$$w(\mathbf{S}) = 1 - w(\text{примеси}) = 1 - 0,25 = 0,75;$$

$$m(\mathbf{S}) = m(\text{смеси}) \cdot w = 320 \text{ кг} \cdot 0,75 = 240 \text{ кг}.$$

Искомую величину найдем по кислороду, прореагировавшему с серой. Следовательно, можем записать



3. Под формулой серы запишем массу 1 кмоль ее, а под формулой кислорода объем 1 кмоль его:



4. Составим и решим пропорцию:

$$\frac{240}{32} = \frac{x}{22,4}; x = \frac{260 \cdot 22,4}{32} = 168 \text{ м}^3 (\text{O}_2).$$

По объемной доле кислорода, учитывая, что в воздухе содержится 21% O_2 , находим необходимый объем воздуха:

$$V(\text{O}_2) = \frac{V(\text{возд.})}{\varphi} = \frac{168 \text{ м}^3}{0,21} = 840 \text{ м}^3.$$

5. Запишем ответ: $V(\text{возд.}) = 840 \text{ м}^3$.

II. Самостоятельная работа учащихся по решению задач

Для закрепления расчетных навыков учитель может предложить следующие задачи.

Задача 1. Какой объем углекислого газа выделится при взаимодействии 15 г карбоната натрия, содержащего 10% примесей, с избытком соляной кислоты?

Задача 2. Какая масса азотной кислоты образовалась при взаимодействии 86,7 г технического нитрата натрия (массовая доля примесей 2%) с избытком H_2SO_4 (конц.)?

Реакции разложения

Цели урока. Дать понятие о сущности реакций разложения. Продолжить формирование умения записывать уравнения химических реакций. Дать понятие о скорости химических реакций и катализаторах.

Оборудование и реактивы. Тигельные щипцы, лучинка, спиртовка, ляписный карандаш — AgNO_3 (из аптечки), KNO_3 — кристалл, древесный уголь, HNO_3 (конц.), H_2O_2 (из аптечки), MnO_2 — порошок, кусочки сырого и вареного картофеля, пачки порошков, содержащих ферменты.

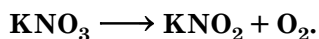
I. Понятие о реакциях разложения

Учитель показывает опыты.

1. Разложение калийной селитры. В пробирку помещается селитра KNO_3 (учитель сразу предупреждает, что универсальная мера школьных опытов — приблизительно 2 мл, т. е. мера толщиной в палец, и ребята должны будут ее соблюдать, когда сами будут проводить опыты), пробирка закрепляется в штативе и подогревается — селитра быстро плавится, превращаясь в густую жидкость. Учитель, используя тигельные щипцы, бросает в расплав раскаленный уголек, и класс с восторгом наблюдает, как этот уголек еще более раскаляется, начинает подпрыгивать в пробирке, взаимодействуя с кислородом.

Учитель предлагает записать схему реакции «нитрат калия разлагается на кислород и нитрит калия» с помощью формул.

Учащиеся записывают:



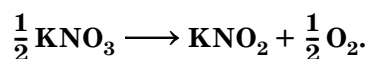
На этом примере можно будет объяснить расстановку дробных коэффициентов.

Учащимся следует помнить:

дробные коэффициенты записываются только перед формулами простых веществ!

В составленной схеме слева 3 атома кислорода, справа в нитрате калия KNO_2 их 2, до 3 недостает

1 атома. Делим 1 на 2 (в молекуле O_2 — 2 атома кислорода) и получаем:



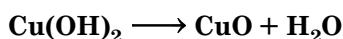
Переписываем уравнение с удвоенными коэффициентами, так как оно показывает не только количественные отношения между веществами (0,5 моль можно взять, и тогда дробные коэффициенты допустимы), но также и число молекул реагирующих и образующихся веществ (а вот полмолекулы взять невозможно):



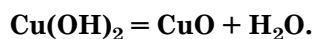
Заодно учитель повторит с учащимися, что перед формулами KNO_3 и KNO_2 в предыдущем уравнении реакции подразумеваются коэффициенты 1 (но не пишутся).

2. Разложение гидроксида меди (II). Очень легкий в исполнении опыт: нужно лишь немного подогреть пробирку со свежеполученным осадком $Cu(OH)_2$ — он почернеет из-за образовавшегося оксида меди (II).

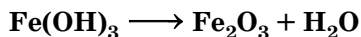
Учитель диктует: «Гидроксид меди (II) разлагается на оксид меди (II) и воду», а учащиеся записывают схему химической реакции:



и с радостью сообщают, что здесь уравнивать не нужно:



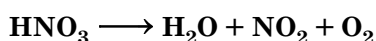
Тогда учитель просит учащихся самостоятельно записать по аналогии схему разложения гидроксида железа (III):



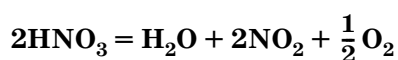
и уравнение, в котором уравниваем вначале железо, а затем водород:



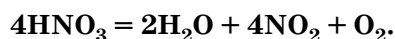
3. Разложение азотной кислоты. В пробирку наливается 2 мл концентрированной HNO_3 , и в нее вносится тлеющая лучинка — пробирка быстро заполняется бурым NO_2 . Учитель диктует: «Азотная кислота разлагается на воду, оксид азота (IV) и кислород». Учащиеся записывают:



и уравнивают, используя дробные коэффициенты:



и далее:



Эту эффектную демонстрацию учитель может заменить на менее красивую, но практически более значимую реакцию разложения ляписа, который используется для удаления бородавок, так как в результате разложения нитрата серебра образуется свободное серебро (демонстрируется действие ляписного карандаша):



Учитель подводит итог урока: «Мы все время говорили, что исходное вещество разлагается. Этот тип реакций так и называется — реакции разложения. Давайте выделим признаки этого типа реакций:

а) в реакции принимает участие только одно исходное вещество, обязательно сложное;

б) образуется два и более новых веществ как простых, так и сложных. Дайте определение этого типа реакций».

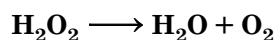
В заключение учитель связывает две типологии реакций (изученную на прошлом уроке — по тепловому эффекту и новую — по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции): как прави-

ло, почти все реакции разложения будут эндотермическими, и, чтобы они протекали, нужна непрерывная подача теплоты или использование особого вещества — катализатора.

II. Формирование понятий «скорость химических реакций», «катализаторы»

Учитель предлагает учащимся проанализировать рассмотренные на двух последних уроках химические реакции и ответить на вопрос: в каких реакциях образуется кислород? Обобщением ответов учащихся является вывод о том, что кислород образуется при разложении некоторых веществ.

В лабораторной практике кислород получают разложением пероксида водорода:



(предлагаем учащимся расставить коэффициенты в данной схеме).

В две пробирки наливаем по 3—4 мл раствора пероксида водорода. В 1-ю пробирку вносим тлеющую лучинку и отмечаем отсутствие изменений. Нагреваем 2-ю пробирку, не доводя до кипения, и также вносим в нее тлеющую лучинку и отмечаем отсутствие изменений. Формулируем вывод о том, что при данных условиях реакция разложения пероксида водорода протекает с небольшой скоростью. Учитель формулирует проблемный вопрос: можно ли увеличить скорость химической реакции?

Продолжаем демонстрацию. В 1-ю пробирку с помощью стеклянной трубочки всыпаем немного оксида марганца (IV) — перекись «вскипает». Вносим в пробирку тлеющую лучинку, она вспыхивает, следовательно, в результате реакции образовался кислород. В этом случае говорят о том, что реакция протекает с большой скоростью. Следовательно, *ско-*

рость химической реакции — это быстрота ее протекания, т. е. быстрота превращения одних веществ в другие.

Человек должен уметь управлять скоростью химических реакций в своих интересах. Например, увеличение скорости химических реакций на химических производствах понижает себестоимость продукции, что способствует повышению заработной платы рабочих. И наоборот, химики всего мира заняты поисками способов, с помощью которых можно было бы замедлить скорость коррозии — разрушения металлов.

Скоростью реакции разложения пероксида водорода мы управляли, используя оксид марганца (IV) — катализатор данной реакции. Формулируем определение понятия «катализаторы».

Катализаторы — это вещества, изменяющие скорость химической реакции, но по окончании реакции остающиеся качественно и количественно неизменными.

Отмечаем, что по окончании химической реакции разложения пероксида водорода оксид марганца (IV) не изменился. Это можно доказать, если вылить из пробирки продукт реакции — воду, а затем прилить в нее новую порцию раствора пероксида водорода (учитель проводит демонстрацию). В пробирке вновь протекает реакция, выделяется кислород.

Можно ли использовать для ускорения реакции разложения пероксида водорода какие-нибудь другие катализаторы? Демонстрируем разложение пероксида водорода, помещая в пробирку с его раствором кусочек сырого картофеля. Сообщаем учащимся, что реакция в данном случае катализируется содержащимся в картофеле биологическим катализатором — ферментом каталазой.

Биологические катализаторы белковой природы называют **ферментами**.

Можно познакомить учащихся с особенностями ферментов по сравнению с неорганическими катализаторами:

1) обладают высокой избирательностью: если во многих неорганических реакциях можно применять один и тот же катализатор — платину, то на каждую биохимическую реакцию имеется свой особый фермент (учитель реализует межпредметные связи, обращаясь за примерами к биологии, например к теме «Пищеварение»);

2) действуют в строго определенной среде раствора (птиалин слюны «работает» в щелочной среде, поэтому так важно не нарушать щелочной баланс во рту. В Голландии, например, любая реклама сладостей для детей должна сопровождаться изображением зубной щетки — чистка зубов после приема сладостей восстанавливает щелочную среду в ротовой полости и препятствует кариесу зубов);

3) «работают» в строго определенном интервале температур. Учитель формулирует проблему: «В каком интервале температур «работают» наши, человеческие ферменты?» Конечно же ответ подскажет обычный медицинский термометр — 35—42 °С.

Показываем, что в вареном картофеле катализа разрушилась: его кусочки, помещенные в пробирку с раствором пероксида водорода, не дают «вскипания».

Практический вывод: нужно тщательно следовать инструкциям, например на пачках со стиральными порошками, содержащими ферменты для удаления пятен белка, чая (учитель демонстрирует пачки таких порошков и предлагает кому-нибудь из учащихся прочитать отмеченное маркером указание о том, при какой температуре следует стирать белье этим порошком). Нельзя растворять такой порошок в кипятке — ферменты разрушатся, и пятна после стирки останутся.

Реакции соединения

Цели урока. Дать понятие о сущности реакций соединения и цепочках химических превращений. Продолжить формирование умения записывать уравнения химических реакций.

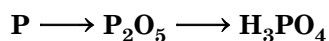
Оборудование и реактивы. Колбы, ложечка для сжигания веществ, тигельные щипцы, лакмус, фенолфталеин, фосфор красный, литий (можно заменить на натрий).

I. Понятие о реакциях соединения

Учитель предлагает учащимся самим попробовать назвать противоположный реакциям разложения тип реакций. Как правило, учащиеся предлагают название — реакции сложения. Учитель соглашается, но уточняет термин — «реакции соединения» и предлагает учащимся самим дать определение этому типу реакций. Они дают его без труда: «Это реакции, в результате которых из двух и более исходных веществ образуется одно сложное вещество».

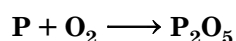
II. Эксперимент и отработка умения записывать уравнения химических реакций

1. Вначале учитель предлагает учащимся сделать в тетрадях особый вид записи — так называемые цепочки превращений:



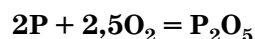
(диктуем: «Фосфор — стрелка — оксид фосфора (V) — стрелка — фосфорная кислота»). Учитель объясняет, что звенья этой цепочки, формулы веществ, соединены стрелками — превращениями: сколько стрелок, столько и реакций — превращений. В нашем случае их две, значит, мы должны предложить две реакции и записать соответственно два уравне-

ния. Далее обсуждается первый переход: чтобы из фосфора получить оксид фосфора (V), очевидно, утверждают учащиеся, нужно использовать кислород. Учитель просит их самих записать схему этой реакции:

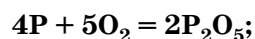


и далее отмечает, что есть два способа верно найти эти коэффициенты:

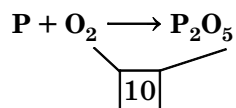
1) если уравнивать по фосфору, то можно использовать дробные коэффициенты:



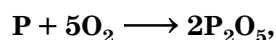
и с удвоенными коэффициентами:



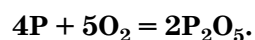
2) если уравнивать по кислороду, то, подобно выведению формул соединений по с. о., сначала найдется наименьшее общее кратное между индексами кислорода:



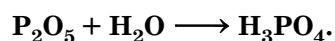
и определяются коэффициенты для O_2 и P_2O_5 :



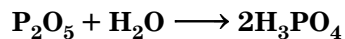
и, наконец, уравнивается фосфор:



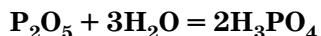
Для второго перехода учитель называет вещество — воду и подчеркивает, что фосфорная кислота, как кислородная, относится к гидроксидам: очевидно, теперь ребятам станет понятна этимология термина («гидро» — вода + «оксид»):



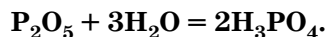
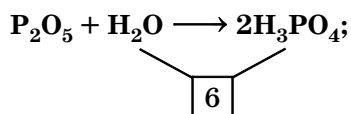
Уравнять можно по фосфору:



и далее — водород:

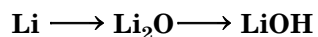


или по водороду — опять через наименьшее общее кратное:

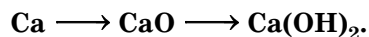


Затем демонстрируются опыты. В ложечке для сжигания веществ поджигается немного фосфора, который вносится в колбу, заполненную кислородом. Там он продолжает гореть и заполняет колбу густым белым дымом получившегося в результате горения P_2O_5 . Ложечка с недогоревшим фосфором вынимается, гасится водой — осуществлен первый переход. Затем учитель приливает в колбу с P_2O_5 воду и энергично встряхивает ее, закрыв пробкой: дым постепенно редет и наконец растворяется — осуществлен второй переход. Получение кислоты подтверждает изменение окраски прилитого лакмуса.

2. Аналогично разбирается и вторая цепочка переходов:

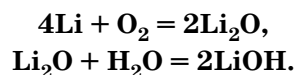


или

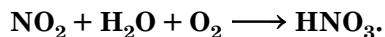


Сжигать кусочек щелочного металла следует так: воткнуть в него 1—2 спичечные головки для запала, поджечь их и сразу внести ложечку или щипцы с металлом в колбу, желательна заполненную кислородом (если просто воздухом, то горение будет менее эффективным), а потом, не вынимая ложечки из кол-

бы, сначала прилить в нее воды, а затем добавить несколько капель фенолфталеина:

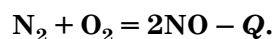


Для закрепления умения уравнивать схемы реакций соединения, проверки умения логически мыслить (ведь это будет обратное рассмотренному на предыдущем уроке уравнению разложения азотной кислоты) и для полного представления о реакциях соединения (не из двух, а из трех исходных веществ — как простых, так и сложных — образуется одно сложное вещество) учитель предлагает записать уравнение получения азотной кислоты из оксида азота (IV) и воды в присутствии кислорода (именно так, в форме диктанта):



Учащиеся посильнее догадаются переписать уравнение с предыдущего урока справа налево, остальные отработают уравнение с дробными коэффициентами.

Как и на предыдущем, на этом уроке учитель также связывает две типологии реакций (по составу и числу реагирующих и образующихся веществ и по тепловому эффекту): как правило, почти все реакции соединения будут экзотермическими. Редкое исключение составляет, например, реакция синтеза оксида азота (II):



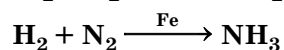
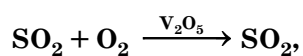
III. Классификация реакций по обратимости и участию катализатора

Учитель обращает внимание учащихся на то, что химические реакции можно классифицировать и по другим признакам. Например, по признаку «участие в реакции катализатора» выделяют две группы реакций — каталитические и некаталитические.

Реакции, протекающие с участием катализатора, называют **каталитическими**, а с участием ферментов — **ферментативными**.

Реакции, протекающие без участия катализатора, называют **некаталитическими**.

Учитель предлагает учащимся вспомнить, какая каталитическая реакция им известна (разложение пероксида водорода), и записывает примеры схем некоторых других каталитических реакций:



и предлагает расставить в них коэффициенты. Необходимо отметить, что обе реакции осуществляются в промышленности: 1-я — одна из стадий производства серной кислоты; 2-я — при производстве аммиака.

Следующая классификация — по направлению химической реакции. По этому признаку выделяют две группы химических реакций — обратимые и необратимые.

Обратимые реакции протекают как в прямом направлении, т. е. с образованием продуктов реакции, так и в обратном направлении, т. е. с образованием исходных веществ из продуктов реакции. В них вместо знака равенства ставят знак обратимости. Из рассмотренных ранее реакций к обратимым реакциям относятся реакция оксида серы (IV) с кислородом, реакция азота с водородом, реакция азота с кислородом.

Реакции замещения

Цели урока. Дать понятие о сущности реакции замещения. Продолжить формирование умения записывать уравнения химических реакций, начать формировать умение предсказывать продукты реакций замещения. Дать первоначальное понятие об электрохимическом ряде напряжений.

Оборудование и реактивы. Кодоскоп, чашки Петри, фломастер, прибор для получения газов, Zn, Mg, Al, Cu, Li, Ca, растворы HCl, CuSO₄, AgNO₃, медная монета, фенолфталеин.

I. Понятие о реакциях замещения на примере взаимодействия кислот с металлами

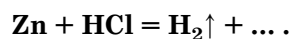
Учитель начинает объяснение с того, что рассказывает об открытии водорода Генри Кавендишем и предлагает посмотреть опыт. В соляную кислоту помещают гранулу (нужно объяснить это новое понятие — «зернышко», «кусочек») цинка — начинается выделение пузырьков газа, который учитель собирает в перевернутую пробирку большего диаметра. Объясняется, что этот способ называется способом вытеснения воздуха, а пробирка перевернута потому, что водород легче воздуха.

Затем учитель показывает способ распознавания водорода в двух модификациях:

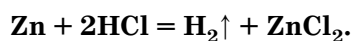
1) если он собирал H₂ в перевернутую пробирку, то при поднесении к ней горячей спички слышен характерный «лающий» взрыв, — значит, собран водород в смеси с воздухом — не чистый газ;

2) если же спичка подносится к самой пробирке, где идет реакция, которую учитель предварительно прикрыл большим пальцем, то слышится «глухой» хлопок — взрыв, — значит, собран чистый водород, без примеси воздуха.

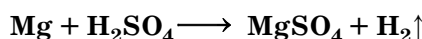
Учитель предлагает записать уравнение проделанной реакции:



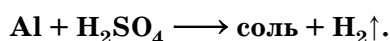
Учащиеся называют второй продукт реакции — ZnCl₂ и записывают уравнение:



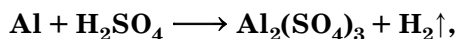
Следовательно, из исходных простого и сложного веществ образовались новое простое и новое сложное вещества. Такие реакции называются *реакциями замещения*. Учитель предлагает ребятам записать аналогичную реакцию для серной кислоты и магния:



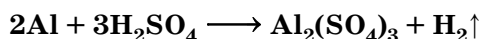
и усложняет — для серной кислоты и алюминия:



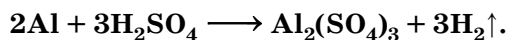
Вначале выводится формула соли $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:



а затем уравнивается запись — учитель рекомендует при уравнивании реакций с участием солей начинать именно с их формул («два алюминия и три остатка»):



и, наконец, уравнивается водород:



II. Электрохимический ряд напряжений металлов и два его правила

Учитель ставит проблемный вопрос: «А любой ли металл способен вступить в реакцию замещения с кислотой?» — и демонстрирует отсутствие взаимодействия между HCl и Cu . Оказывается, для решения этого вопроса можно воспользоваться еще одной узаконенной «шпаргалкой» — электрохимическим рядом напряжений металлов (можно на этом этапе давать другое определение — ряд активности — просто и понятно):

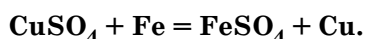
если металл стоит в этом ряду до водорода, он способен вытеснить его из растворов кислот, если после водорода, то нет.

Это и есть 1-е правило ряда напряжений. **Zn, Mg, Al** давали реакцию замещения с кислотами (они находятся в ряду напряжений до **H**), а **Cu** нет (она после **H**).

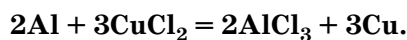
Этот ряд имеет и еще одно правило, оно тоже относится к реакциям замещения металлов, но только с растворами солей:

если металл стоит в ряду напряжений до металла соли, то он способен вытеснить этот металл из раствора его соли (2-е правило ряда напряжений).

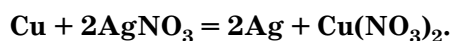
Проводится лабораторный опыт «Замещение меди в растворе сульфата меди (II) железом», и учащиеся записывают соответствующее уравнение:



По аналогии составляется уравнение реакции между алюминием и раствором хлорида меди (II):



Необходимо показать, что здесь положение металла до или после **H** уже не имеет значения, важно, чтобы вступающий в реакцию металл предшествовал металлу, образующему соль:

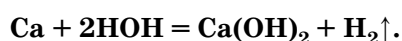
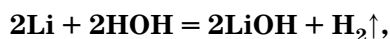


Серебро на медной монетке получается неэффективное — темный налет, но если его натереть мягкой тряпочкой, монета заблестит, она стала посеребрённой.

В заключение учитель демонстрирует взаимодействие щелочных металлов и **Ca** с водой.

Очень хорошо этот опыт получается с помощью кодоскопа. Чашки Петри снизу подписываются фломастерами (**Li, Ca**). В них наливается немного, на доньшко, воды, куда добавляется фенолфталеин.

Затем в каждую чашку, стоящую на кодоскопе, опускается по кусочку (со спичечную головку) металла. Реакция проецируется на экран. Записываются соответствующие уравнения реакций:



Учащимся напоминает название подгруппы — «щелочные металлы»: теперь этимология названия подтверждена экспериментом.

Реакции обмена

Цели урока. Дать понятие о сущности реакций обмена. Продолжить формирование умения записывать уравнения и предвидеть продукты реакций обмена. Дать первоначальное понятие об условиях течения реакций между растворами до конца (правило Бертолле).

Оборудование и реактивы. Держатель для пробирок, нагревательный прибор, CuO , растворы HCl , H_2SO_4 , FeCl_3 , Na_2CO_3 , BaCl_2 , фенолфталеин.

I. Понятие о реакциях обмена

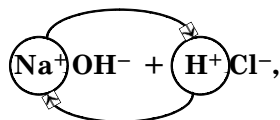
В качестве исходной реакции для объяснения темы учитель может использовать реакцию нейтрализации. В пробирку с раствором щелочи он приливает несколько капель фенолфталеина, а затем — избыток кислоты: раствор обесцвечивается. Записывается левая часть будущего уравнения:



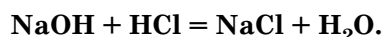
Учитель спрашивает: «А что получилось?» Учащиеся почти никогда не дают «перлов» типа NaH или ONCl , так как знают, что эти частички одновременно заряженные и соединиться не могут, и в

этом еще одно достоинство предлагаемого курса. Подавляющее большинство предлагают NaCl или HON , в которой они потом с удивлением узнают обычную воду. Учитель соглашается: «Верно, в одной пробирке реакция была щелочная, в другой — кислотная, а получилась нейтральная, отсюда и название реакции — нейтрализации».

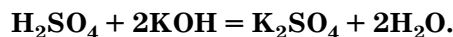
Реакции нейтрализации — это частный случай большого типа реакций обмена, т. е. реакций, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями, например ионами. В нашем случае NaOH и HCl обменялись положительными ионами:



и в результате получились соль и вода:

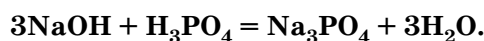


Учитель предлагает учащимся самим записать уравнение реакции между серной кислотой и гидроксидом калия и назвать продукты реакции: соль — сульфат калия и вода:



«Расстановку коэффициентов, — напоминает учитель, — лучше начать с веществ, содержащих ионы, образующие соль, а затем уравнивать водород».

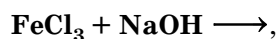
Для закрепления записывают уравнение между NaOH и H_3PO_4 :



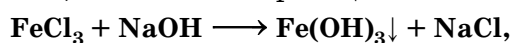
Затем формулируется проблема: «А только ли щелочи дают реакцию нейтрализации? Ведь есть еще и нерастворимые основания». Учитель обращается к эксперименту, подчеркивая, что у него нет, например, нерастворимого гидроксида железа (III),

но есть соль трехзарядного железа и щелочь. Сливая их растворы, он получает бурый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Уравнение реакции он просит ребят записать самим по описанию: «Хлорид железа (III) + гидроксид натрия».

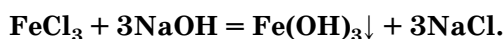
Они записывают:



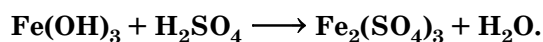
убеждаются, что это также реакция обмена:



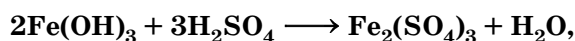
и расставляют коэффициенты в схеме:



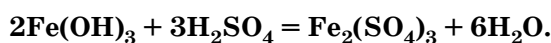
Затем учитель предлагает провести реакцию нейтрализации между полученным $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_2SO_4 — в том, что реакция прошла успешно, ученики убеждаются по растворению выпавшего ранее осадка:



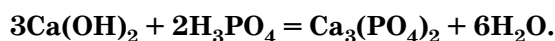
Здесь важно обратить внимание учащихся на то, что в результате этой реакции не может получиться соль состава FeSO_4 , ибо тогда уже не будет реакция ионного обмена — железо должно иметь заряд, как и исходное, $3+$, и получается соль состава $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Расстановку коэффициентов, как всегда, начинают с веществ, содержащих ионы, образующие соль:



и, наконец, уравнивают водород (в левой части его 6 атомов в $2\text{Fe}(\text{OH})_3$ плюс 6 атомов из $3\text{H}_2\text{SO}_4$, т. е. 12), тогда перед водой запишем коэффициент 6:



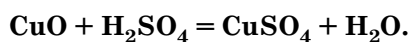
Для закрепления умения находить коэффициенты учитель предлагает записать уравнение реакции между $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 :



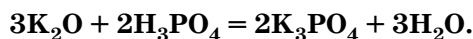
Подводится итог этой части урока: реакции обмена идут между сложными веществами, которые обмениваются своими ионами, т. е. между основаниями и кислотами, солями и щелочами, оксидами металлов и кислотами, солями и кислотами.

«Два вида реакций (между кислотами и основаниями и между щелочами и солями), — подчеркивает учитель, — вы видели. Покажем теперь взаимодействие кислот с оксидами металлов».

Демонстрируется взаимодействие черного оксида меди (II) с разбавленной H_2SO_4 при нагревании:



Для закрепления предлагается записать уравнение реакции между оксидом калия и H_3PO_4 :

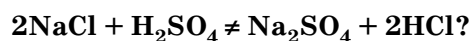


Сразу подчеркнем: учащиеся не должны заучивать химические свойства кислот, щелочей, солей, оксидов! Они лишь должны уметь писать уравнения реакций обмена между веществами, относящимися к этим классам. Свойства классов соединений учащиеся будут изучать в теме «Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов».

II. Условия течения реакций между растворами до конца

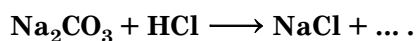
Эта часть урока дается только на предмет возможности протекания реакции.

Учитель напоминает, что реакция нейтрализации между $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и H_2SO_4 проходила в пробирке, где имелся и NaCl . Не было ли реакции между NaCl и H_2SO_4 :



Чтобы решить этот вопрос, нужно обратиться к таблице растворимости — реакция идет лишь в том случае, если образуется осадок или газ (\downarrow или \uparrow). И Na_2SO_4 , и HCl растворимы (следовательно, реакция между H_2SO_4 и NaCl не протекает до конца). Образование осадка ребята наблюдали при получении $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Можно показать образование осадка BaSO_4 . А вот чтобы показать образование газа — второго условия протекания реакций до конца, нужно помнить правило, что эта реакция обязательно будет идти между кислотой и солью летучей кислоты.

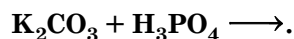
Демонстрируется взаимодействие растворов карбоната натрия и соляной кислоты:



Еще один продукт реакции — H_2CO_3 , как помнят ребята, сразу же распадается на $\text{CO}_2\uparrow$ (вот он, газ) и H_2O , поэтому их-то и пишут в уравнении:



Для закрепления можно предложить закончить и уравнять схему реакции:



Типы химических реакций на примере свойств воды

Цели урока. На примере свойств конкретного соединения — воды повторить и обобщить типы химических реакций по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции (реакции соединения, реакции разложения, реакции замещения, реакции обмена); создать целостное представление о таком справочном пособии, как таблица растворимости.

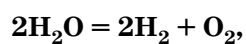
Оборудование и реактивы. Пробирки, чашка Петри, ложечка для сжигания веществ, фарфоровая чашка, шпатели, дистиллированная вода, оксиды кальция, натрия, карбоната кальция, индикаторы.

I. Реакция разложения воды

Учитель обращается к учащимся с вопросом о том, в каком порядке они познакомились с типами химических реакций по признаку «число и состав исходных веществ и продуктов реакции». В таком же порядке изучают и химические свойства воды:

- реакция разложения;
- реакции соединения;
- реакции замещения;
- реакции обмена.

С реакцией разложения воды



которая протекает под действием постоянного электрического тока — электролизом воды, — учащиеся уже познакомились, поэтому можно предложить им решить следующие расчетные задачи: 1) какие объемы газов кислорода и водорода (н. у.) образуются при разложении 1,8 кг воды; 2) какая масса воды потребуется для получения 5,6 м³ кислорода.

Необходимо уделить внимание работе с терминами «электролиз» (от «электро» — часть сложных слов, указывающая на отношение к электричеству, и греч. lysis — разложение, растворение, распад) и «фотолиз» (от греч. phos, родительный падеж photós — свет и греч. lysis — разрушение, разложение), рассмотрев их этимологию.

На этом этапе урока важно рассмотреть межпредметные связи с экологией.

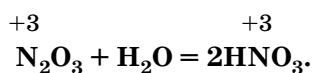
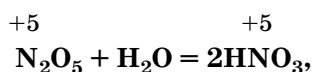
II. Реакции соединения с участием воды

Этот тип реакций рассматривают на свойстве воды соединяться с оксидами металлов и неметаллов с образованием соответственно щелочей и кислородсодержащих кислот.

Учитель демонстрирует взаимодействие оксида кальция с водой и обнаружение продукта реакции. Отмечаем, что щелочи образуются при взаимодействии с водой всех оксидов металлов главной подгруппы I группы Периодической системы Д. И. Менделеева, поэтому эти элементы называют щелочными металлами. Оксиды металлов главной подгруппы II группы Периодической системы Д. И. Менделеева — кальций, барий, стронций (их в старину называли землями) — также образуют при взаимодействии с водой щелочи, поэтому эти элементы называют щелочноземельными.

Учитель демонстрирует получение оксида фосфора (V), его взаимодействие с водой и обнаружение продукта реакции.

Учащиеся составляют уравнение реакции и формулируют вывод: оксиды неметаллов взаимодействуют с водой, образуя кислоты, в которых неметалл будет иметь такую же степень окисления, что и в соответствующем оксиде:

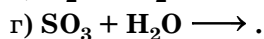
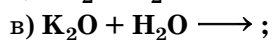
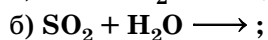
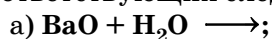


На основе изученного материала формулируют определение понятия «гидроксиды».

Необходимо познакомить учащихся со следующим правилом: вода реагирует с оксидами металлов и неметаллов в том случае, если при этом образуется растворимый гидроксид. Напоминаем учащимся,

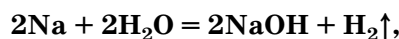
как необходимо работать с таблицей растворимости, и предлагаем им назвать несколько оксидов металлов и оксид неметалла, который не будет взаимодействовать с водой.

Затем учащиеся составляют уравнения реакций, соответствующих следующим схемам:



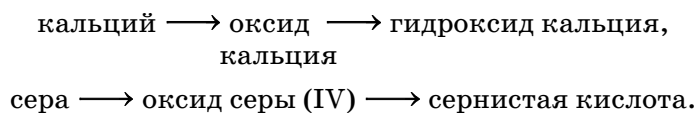
III. Реакции замещения с участием воды

Следующий тип реакций рассматриваем на примере свойства воды взаимодействовать с щелочными и щелочноземельными металлами с образованием щелочей:



Учитель демонстрирует взаимодействие этих металлов с водой и обнаружение продуктов реакции — щелочи и водорода. В случае отсутствия кодоскопа очень нагляден опыт, когда на демонстрационный столик ставят кристаллизатор с водой и несколькими каплями фенолфталеина и опускают горошину очищенного натрия, а происходящая реакция проецируется посредством большого зеркала, которое учитель держит в руках под необходимым углом.

Будет правильно, если отдельные звенья генетической связи сложатся в цепочку уже на данном этапе обучения, поэтому можно предложить учащимся составить уравнения реакций по следующим схемам:



IV. Реакции обмена с участием воды

Учитель обращает внимание учащихся на таблицу растворимости, отмечая, что в некоторых клетках имеются прочерки, которые обозначают, что данное вещество разлагается в водной среде, или, как говорят, гидролизуется.

Гидролиз — обменное взаимодействие веществ с водой, приводящее к их разложению.

Далее рассматривают случаи необратимого гидролиза на примерах сульфида алюминия и карбида кальция.

Будет очень эффектно, если учитель проведет сравнение состава однокоренных слов «фотолиз», «электролиз» и «гидролиз». Для первых двух терминов в основу слова входят два физических фактора, обозначающих разные виды энергии (световой и электрической). Разлагающим фактором третьего процесса является вода. Следовательно, в первых двух случаях происходит разложение воды, а в третьем случае — разложение бинарного соединения химическим веществом водой.

Методические рекомендации к некоторым урокам курса 9 класса

Водород

Цели урока. Рассмотреть характеристику химического элемента водорода (атом и простое вещество) на основе представлений о двойственном положении водорода в Периодической системе Д. И. Менделеева.

Оборудование и реактивы. Цинк, соляная кислота, оксид меди (II), спиртовка, аппарат Киппа, прибор Кирюшкина, пробирки, лабораторный штатив.

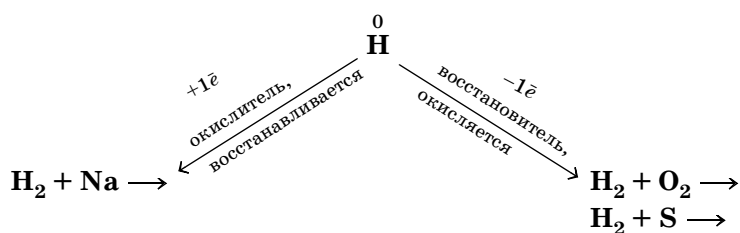
I. Строение атома

Очень важно акцентировать внимание учащихся на двойственном положении водорода в Периодической системе Д. И. Менделеева, ведь он занимает место в столь резко противоположных группах естественных семейств элементов, каковыми являются щелочные металлы и галогены.

Учащиеся легко характеризуют строение атома водорода:



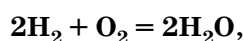
и прогнозируют окислительно-восстановительные свойства водорода, предложат значения возможных степеней окисления и формулы соответствующих соединений.



Собранный методом вытеснения воды водород проверяют на чистоту: чистый водород распознают по характерному глухому хлопку-взрыву, а при поднесении горячей спички к сосуду со смесью водорода с воздухом или с кислородом происходит «лающий» взрыв (желательно показать взрыв «гемучего газа» — смеси водорода и кислорода в соотношении 2 : 1).

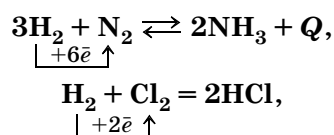
Химические свойства водорода, как уже было отмечено, определяются его способностью к восстановлению и окислению. Их рассматривают в связи с применением соответствующих реакций в промышленности.

Реакция водорода с кислородом, уравнение которой



является экзотермической, ее применяют при резке и сварке металлов. Водород также используют как топливо для ракетных реактивных двигателей.

Реакции водорода с азотом и хлором, уравнения которых



используют в промышленности для получения важнейших химических продуктов — аммиака и хлороводорода. Учащиеся рассматривают все процессы с точки зрения теории окислительно-восстановительных реакций.

Далее отмечаем, что водород является восстановителем не только по отношению к простым веществам, но также и по отношению к сложным. Демонстрируем восстановление меди из ее оксида водородом.

Обязательно необходимо отметить такое свойство водорода, как взаимодействие с оксидом углерода (II)

с образованием важнейшего органического соединения — метилового спирта. С помощью водорода жидкие жиры — масла — превращают в твердые жиры — маргарин.

Окислительные свойства водорода рассматривают на примере взаимодействия водорода с металлами, в результате которых образуются твердые солеподобные соединения — гидриды.

На следующем этапе урока необходимо рассмотреть нахождение водорода в природе, отмечая его содержание во Вселенной и на Земле. Сообщения по данным темам могут быть подготовлены учащимися заранее.

Предмет органической химии.

Валентность. Химическое строение

Цели урока. Дать понятие о предмете органической химии. Показать особенности органических веществ по сравнению с неорганическими. Сформировать понятие о валентности в сравнении со степенью окисления. Познакомить с теорией строения органических соединений А. М. Бутлерова.

Оборудование и реактивы. Органические вещества и материалы для демонстрации: сахароза, крахмал, уксусная кислота, растительное масло, полимеры. Шаростержневые модели молекул органических веществ. Оксид меди (II), известковая вода, прибор для получения газов, парафиновая свеча, прокаленный сульфат меди (II).

В начале урока учитель подчеркивает, что в неорганической химии изучались минеральные (неорганические) вещества, а на этом уроке учащиеся познакомятся с новым типом веществ — **органических**.

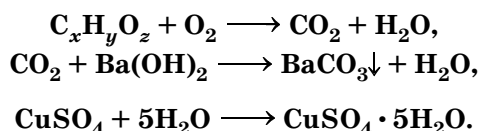
С глубокой древности человечество использовало для удовлетворения своих потребностей вещества растительного и животного происхождения. Прежде всего это продукты питания, одежда, вещества для выделки кож, растительные и эфирные масла. По мере развития цивилизации люди научились выделять и использовать природные красители, лекарственные и душистые вещества, натуральные волокна и вместе с тем яды, опьяняющие, одурманивающие и взрывчатые средства.

Древние рукописи, летописи и рукописные книги донесли до нас начальные знания наших далеких предков о способах выделения и использования веществ «растительного и животного мира». Алхимики, например, умели получать концентрированную уксусную кислоту и ее соли: ацетат меди (ярь-медянку) и ацетат свинца (свинцовый сахар — яд. Не любой сахар можно есть!). Первые попытки классификации веществ на органические и неорганические были предприняты еще в IX—X вв. Арабский алхимик Абу Бакр ар-Рази (865—925) впервые разделил вещества на представителей «минерального, растительного и животного царств». Эта классификация просуществовала почти тысячу лет!

На чем основывалось подобное разделение веществ? Давно было замечено, что «растительные и животные» соединения обладают похожими свойствами: легко разрушаются при нагревании, горят, растворяются в спиртах и в маслах. Систематическое изучение этих «нежных» веществ началось с работ выдающихся ученых: шведского химика Карла Вильгельма Шееле и создателя научной химии, француза Антуана Лорана Лавуазье. Они выделили в чистом виде из растительных и животных тел многие органические кислоты (щавелевую, яблочную, лимонную, молочную), глицерин, сложные эфиры уксусной и бензойной кислот. Лавуазье в конце XVIII в. первым высказал причину резкого отличия

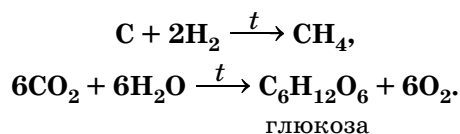
в свойствах минеральных веществ и продуктов живой природы. При сжигании последних образовывались главным образом углекислый газ и вода. На основании многочисленных опытов он пришел к выводу, что «в состав растительных и животных тел» входит небольшое число элементов: углерод, водород, кислород и также иногда азот и фосфор.

Целесообразно продемонстрировать опыт, подтверждающий наличие углерода и водорода в органическом веществе. В пробирку с газоотводной трубкой, закрепленную в лапке штатива, помещают смесь 1—2 г крахмала с небольшим количеством порошка оксида меди (II), газоотводную трубку опускают в пробирку с баритовой или известковой водой. В верхнюю часть пробирки насыпают немного белого порошка прокаленного (безводного) сульфата меди (II). Пробирку нагревают, наблюдая за обугливанием ее содержимого и помутнением баритовой воды в результате выделения углекислого газа. На холодных стенках пробирки конденсируются капельки воды, которые превращают безводный сульфат меди в кристаллогидрат голубого цвета. Схему реакций можно записать так:



В начале XIX в. назрела необходимость выделить химию веществ растительного и животного происхождения в самостоятельную науку. Возникновение этой науки тесно связано с именем знаменитого шведского химика Йенса Якоба Берцелиуса, давшего ей название «органическая химия». **Органическая химия** — это химия соединений углерода (кроме простейших: оксидов углерода, угольной кислоты и ее солей).

В заключение этой части урока нужно обратить внимание учащихся на то, что проводить резкую черту между химией органической и неорганической нельзя. Есть много примеров генетической связи между веществами обеих групп. Окончательное крушение витализма (учения о «жизненной силе») связано с именем немецкого химика Альфреда Кольбе, получившего из углерода уксусную кислоту. При нагревании углерода с водородом получается органическое вещество метан, из смеси оксида углерода (II) и водорода в промышленности получают смесь предельных углеводородов (синтетический бензин), а основой жизни на Земле можно по праву считать процесс фотосинтеза, в результате которого в клетках зеленых растений из углекислого газа и воды синтезируется важное органическое вещество — глюкоза:



Напротив, органические вещества при горении (как было показано) превращаются в неорганические: оксиды углерода и воду.

Для неорганической химии ведущей теоретической основой являются периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, а для органической такой основой служит теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова (учитель отмечает, что подробно учащиеся будут изучать ее в курсе химии старшей школы).

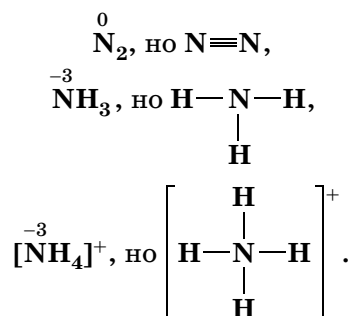
Что же такое химическое строение? Учитель подчеркивает, что под химическим строением понимают порядок соединения атомов в молекулы согласно валентности. А что такое *валентность*? Ученики по заданию учителя вспоминают однокоренное

химическое понятие — *ковалентная* химическая связь.

Следовательно, понятие «валентность» определяется числом ковалентных связей, т. е. числом общих электронных пар, причем не важно, по какому механизму образовались эти пары: по обменному или донорно-акцепторному.

Далее учитель подчеркивает, что в органической химии понятие «валентность» является аналогом понятия «степень окисления», которым учащиеся широко пользовались в неорганической химии. Но эти понятия не равнозначны, так как валентность не может быть нулевой и не имеет знака, тогда как степень окисления обязательно характеризуется знаком и может иметь значение, равное нулю.

Для того чтобы показать различие между валентностью и степенью окисления, учитель просит учащихся обратиться к химии азота.



В органической химии порядок соединения атомов в молекулах веществ по валентности, т. е. химическое строение их, отражают с помощью *структурных формул* — полных и сокращенных.

Учитель предлагает учащимся определить степень окисления углерода и записать молекулярные и полные и сокращенные структурные формулы для метана CH_4 , этана C_2H_6 и пропана C_3H_8 с учетом того, что углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен.

Углеводороды

Цели урока. Дать представление о предельных (на примере метана, этана и пропана) и непредельных (на примере этилена) углеводородах. Рассмотреть реакцию горения алканов и ее практическое использование. На примере реакции дегидрирования (не сообщая учащимся этот термин) сформировать понятие о непредельных и предельных соединениях. Дать понятие о качественной реакции на непредельные органические соединения. Сформировать понятие «реакция полимеризации» на примере реакции полимеризации этилена. Рассмотреть применение полиэтилена на основе его свойств.

Оборудование и реактивы. Демонстрационные образцы: газовая зажигалка с прозрачным резервуаром, парафиновая свеча. Модели молекул метана, этана, пропана, этилена. Этиловый спирт, концентрированная серная кислота, кипелки (прокаленный песок или кусочки битого фарфора), бромная вода или настойка иода, раствор перманганата калия. Демонстрационные образцы: изделия из полиэтилена (пленка, предметы быта, детали машин и др.).

I. Предельные и непредельные углеводороды

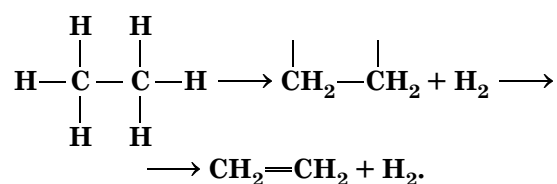
Урок учитель начинает с опроса у доски. Один ученик должен написать формулу (молекулярную, полную и сокращенную структурные) этана, указать валентность атомов углерода и их степень окисления. Второй ученик выполняет аналогичное задание для пропана.

Затем учитель предлагает учащимся записать уравнения реакций горения метана, этана, пропана и обсуждает с девятиклассниками преимущества га-

зообразного топлива и значение природного газа для экономики страны.

В качестве демонстрации можно провести опыт со свечой, описанный в учебнике, или показать горение пропан-бутановой смеси, находящейся в зажигалке.

Далее учитель записывает на доске схему реакции дегидрирования этана (без сообщения этого термина):



Учитель подчеркивает, что вторая связь в молекуле этилена образовалась от ненасыщенности атомами водорода, поэтому полученный углеводород (этилен) относится к ненасыщенным углеводородам. В молекуле этана все валентности атомов углерода насыщены соседними атомами до предела, и потому он относится к насыщенным углеводородам. Этилен имеет в молекуле двойную связь (ненасыщенную), а молекула этана имеет насыщенную (одинарную) связь.

Для того чтобы отличить насыщенное органическое соединение от ненасыщенного, подчеркивает учитель, для последнего используют качественные реакции — обесцвечивание растворов бромной воды и перманганата калия. Учитель получает этилен (уравнение реакции не составляют) и демонстрирует обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия под действием этилена.

Затем учитель знакомит учащихся с реакцией полимеризации этилена в полиэтилен, записывая на доске схему процесса (не для запоминания учащимися), и рассматривает области применения этой пластмассы.

II. Применение предельных углеводородов

Человек в быту сталкивается с использованием предельных углеводородов ежедневно. Учитель обращается к ученикам: вы только проснулись, чиркаете спичку и зажигаете газ на кухне. Внимательно пронаблюдайте за горением спички. Рядышком с основанием пламени можно увидеть плавящийся парафин. Парафином теперь называют смесь твердых предельных углеводородов. Им пропитывают древесину спички, чтобы горение было более равномерным и медленным. Тем временем в конфорке горит природный газ, который почти полностью состоит из метана с примесью этана и пропана. Одна из важнейших областей применения газообразных алканов — использование в качестве топлива не только бытового, но и автомобильного (сжиженный газ) и промышленного.

После завтрака нужно привести себя в порядок. Многие косметические средства содержат для смягчения кожи *вазелин* — смесь жидких и твердых предельных углеводородов.

Прощальный взгляд в зеркало — и в школу. На улице — поток машин. В их двигателях сгорает смесь жидких предельных углеводородов — либо бензин (углеводороды C_6H_{14} — $C_{10}H_{22}$), либо дизельное топливо ($C_{13}H_{28}$ — $C_{17}H_{36}$).

На перемене можно побаловать себя конфетой. Проведите ногтем по поверхности фантика. Белый налет на нем — это тоже парафин, придающий бумаге водоотталкивающие свойства, красивый внешний вид.

Романтичен ужин при свечах! Большинство свечей изготавливают из подкрашенного парафина.

Предельные углеводороды благодаря своей доступности являются прекрасным сырьем для химической промышленности. Уже упоминалось производство сажи, водорода, галогенпроизводных (фто-

