

Цель данного методического пособия — помочь учителю преподавать химию десятиклассникам в непрофильных классах средних общеобразовательных школ по авторской программе В. В. Еремина и др. с использованием учебника «Химия. 10 класс. Базовый уровень» В. В. Еремина, А. А. Дроздова, Н. Е. Кузьменко, В. В. Лунина. При написании программы и учебника авторы руководствовались федеральным компонентом государственного стандарта по химии для среднего общего образования (Сборник нормативных документов. Химия. — М.: Дрофа, 2005) и сформулированными в нем требованиями к уровню подготовки выпускников. На преподавание химии базового уровня программой отведено 34 часа, что соответствует одному уроку в неделю. Дополнительный час на изучение химии может быть введен за счет регионального или школьного компонента (курс составит 68 часов, 2 часа в неделю). Учитывая тот факт, что учащиеся, выбравшие нехимический профиль обучения, планируют в будущем специализироваться в областях знания, не связанных с этой наукой, авторы акцентируют внимание на базовых химических знаниях и возможности их использования в быту и повседневной жизни. Общий двухгодичный курс химии 10 и 11 классов состоит из четырех важнейших разделов: основы химии (общая химия), неорганическая химия, органическая химия и прикладная химия (использование химических знаний в быту). Учитывая федеральный компонент государственного стандарта по химии и федеральный базисный учебный план и принимая во внимание наличие у учащихся знаний по химии, полученных в 8 и 9 классах, авторы приводят лишь краткие сведения о неорганических веществах, уделяя большее внимание органической химии, с кото-

рой школьники лишь бегло знакомы по курсу основной школы. Как показывает опыт преподавания, учащиеся, выбирающие нехимический профиль, как правило, не проявляли повышенного интереса к химии в 8 и 9 классах. Это ориентирует авторов на необходимость краткого, но последовательного рассмотрения материала, начиная с самых основ. В данном случае учитель может сделать основной акцент на изучение описательной части предмета, особенно на использование полученных учащимися знаний в повседневной жизни. Ориентируясь на вышесказанное, авторы уделяют большое количество часов изучению именно прикладных аспектов химии. Материал разделен между 10 и 11 классами следующим образом: в 10 классе учащиеся получают знания по общей и неорганической химии, а также знакомятся с углеводородами, а в 11 классе изучают химию функциональных производных углеводородов, знакомятся с биологически активными веществами и практическими аспектами применения химии в быту и на производстве. Приводимые в книге практические работы ставят целью развитие у учащихся экспериментальных навыков работы с веществами, которые могут потребоваться им в быту (нагревание на открытом пламени, фильтрование, упаривание). При работе в лаборатории учителю необходимо уделять большое внимание технике безопасности. Ниже мы приводим правила поведения в кабинете химии, составленные на основе нормативных документов Министерства образования и науки РФ.

### **Правила поведения в кабинете химии**

1. Пребывание учащихся в помещении кабинета химии допускается только в присутствии учителя химии.
2. Учащиеся входят в кабинет химии после звонка с перемены по приглашению учителя.
3. Рабочее место следует содержать в чистоте и порядке, после окончания работы сдавать его дежурному или преподавателю (лаборанту).

4. В кабинете химии запрещается есть, пить, заниматься посторонними делами.
5. Приступать к выполнению экспериментальной работы можно лишь с разрешения учителя.
6. Реактивами нужно пользоваться следующим образом: сухое вещество брать шпателем, жидкости — капельницей или наливая раствор из склянки, держать склянку этикеткой к ладони. Избыток взятого вещества не ссыпать и не сливать обратно в банку с реактивами, а удалять в санитарную склянку. Все работы с вредными веществами проводят в вытяжном шкафу. Остатки неагрессивных реактивов и продукты их взаимодействия после разбавления выливать (жидкие) или выбрасывать (твердые) с бытовым мусором.
7. Соблюдать максимальную осторожность при выполнении экспериментальной работы. Все опыты с токсичными и летучими веществами, упаривание растворов проводить только в вытяжном шкафу. После окончания работы следует тщательно вымыть руки.
8. Не наклоняться над сосудом с кипящей жидкостью, нагреваемую пробирку держать отверстием в сторону от себя и соседа, во избежание выброса жидкости равномерно прогревать все содержимое пробирки.
9. При ознакомлении с запахом веществ не вдыхать их пары полной грудью, а направлять воздух от них к себе плавным движением ладони.
10. Работу с кислотами и щелочами проводить, наливая их растворы в пробирку на расстоянии от себя, не допускать попадания агрессивных веществ на одежду, лицо и руки.
11. При обращении с неизвестными веществами проявлять повышенную осторожность. Ни в коем случае нельзя пробовать вещества на вкус!
12. Необходимо тотчас убирать все пролитое, разбитое и просыпанное на столах и полу. При пролипании кислоты на пол это место засыпать содой, а затем вымыть этот участок пола.

13. Набирать ядовитые и едкие жидкости можно только при помощи пипетки, используя для этих целей резиновую грушу.
14. Запрещается работать с легковоспламеняющимися веществами вблизи огня.
15. При измельчении сухих щелочей следует надевать резиновые перчатки, защитные очки. Брать твердую щелочь только пинцетом или щипцами.
16. При приготовлении растворов нужно лить серную кислоту в воду, а не наоборот. Следует пользоваться толстостенной склянкой или фарфоровой посудой.
17. Запрещается брать вещества из лаборатории домой.

Учитывая небольшое число часов, отведенных на изучение предмета в 10 классе, авторы ограничиваются проведением двух контрольных работ, приуроченных к концу первого и второго полугодий. Проведению контрольных работ предшествуют уроки по повторению и обобщению материала. Одним из требований к уровню подготовки выпускников является умение находить необходимую информацию, используя научную и справочную литературу и Интернет. Для этого следует предложить учащимся темы для рефератов, основной акцент делая на использовании практических знаний в быту. Преподавая в классах с различной профильной ориентацией, в подборе тем рефератов учитель может ориентироваться на школьные предметы, которые учащиеся изучают как профильные. Так, в профилях гуманитарной направленности возможно обращение к темам по истории химии, в филологическом профиле — по этимологии терминов и по персоналиям ученых-химиков, особенно тех, которые внесли вклад и в культурное развитие страны. К слову упомянем, что у Д. И. Менделеева есть целый ряд работ экономического и социокультурного характера, которые можно рекомендовать учащимся.

Тематическое поурочное планирование для удобства учителя составлено в виде сводной таблицы,

после которой приведены методические рекомендации по проведению каждого урока и примерные варианты контрольных работ.

Учащимся можно рекомендовать чтение дополнительной литературы, например «Энциклопедии для детей» (Т. 17. — М.: Аванта+, 2000), а также популярных статей в журналах «Химия и жизнь», «Наука и жизнь», «Ломоносов», «В мире науки». Дополнительные вопросы и задания учитель может найти в книгах:

1. *Гольдфарб Я. Л., Ходаков Ю. В., Додонов Ю. Б.* Сборник задач и упражнений по химии. — М.: Дрофа, 2005.
2. *Еремин В. В., Кузьменко Н. Е.* Сборник задач и упражнений по химии. Школьный курс. — М.: Экзамен, 2007.
3. *Гара Н. Н., Зуева М. В.* Новые контрольные и проверочные работы по химии. 10—11 кл. — М.: Дрофа, 2003.
4. *Лидин Р. А., Аликберова Л. Ю.* Задачи, вопросы и упражнения по химии. 8—11 кл. — М.: Просвещение, 2002.
5. *Сорокин В. В., Злотников Э. Г.* Как ты знаешь химию. — М.: Химия, 1987.

Дополнительный материал учитель может найти в книгах:

1. *Ардашникова Е. И., Казеннова Н. Б., Тамм М. Е.* Курс общей и неорганической химии для старшеклассников и поступающих в вузы. — М.: Аквариум, 1998.
2. *Артеменко А. И.* Органическая химия и человек. Теоретические основы. Углубленный курс. — М.: Просвещение, 2000.
3. *Артеменко А. И.* Удивительный мир органической химии. — М.: Дрофа, 2004.
4. *Потапов В. М., Татарчик С. Н.* Органическая химия. — М.: Химия, 1987.

При повторении и обобщении знаний удобно пользоваться изданием: *Еремина Е. А., Рыжова О. Н.* Краткий справочник по химии для школьников. — М.: Мир и образование, 2002.

Для подготовки к проведению факультативных занятий мы предлагаем учителям наряду с изучением приложения «Химия» к газете «Первое сентября» и журнала «Химия в школе» также знакомиться со статьями, помещенными в томах энциклопедии «Современное естествознание», которая имеется в большинстве школьных библиотек, а также со статьями Соросовского образовательного журнала, доступными в электронном виде.

# Программа курса химии 10 класса общеобразовательных учреждений

БАЗОВЫЙ УРОВЕНЬ

## Тема 1. ВЕЩЕСТВО (7/14 ч)

Атомно-молекулярное учение. Представление об атоме как химически неделимой частице. Атомное ядро. Изотопы. Заряд ядра как важнейшая характеристика атома. Электронное строение атома. Периодический закон Д. И. Менделеева. Роль Д. И. Менделеева в формировании основ современной химии. Предсказательная сила периодического закона.

Химическая связь, ее разновидности и способы образования. Межмолекулярное взаимодействие.

Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Качественный и количественный состав вещества. Агрегатные состояния. Кристаллические и аморфные вещества. Типы кристаллических решеток. Простые и сложные вещества. Важнейшие классы неорганических веществ.

Явления, происходящие при растворении веществ. Индивидуальные вещества и смеси. Растворы как пример гомогенных смесей. Растворимость. Массовая доля растворенного вещества. Коллоидные растворы.

Электролитическая диссоциация. Кислотность среды. Индикаторы.

**Демонстрации.** Образцы веществ молекулярного (сахароза, этанол, вода, нафталин, иод, сера) и немолекулярного (графит, хлорид натрия, металлы) строения. Формы орбиталей и их расположения в пространстве при помощи воздушных шаров. Возгонка иода или нафталина. Пластическая деформация ионного и металлического кристалла.

Модели кристаллических решеток. Сублимация «сухого льда». Образцы простых веществ, образованных элементами 3-го периода. Гашение извести водой. Амфотерный характер гидроксида алюминия. Тепловые эффекты при растворении серной кислоты, гидроксида натрия, нитрата аммония. Гидратация сульфата меди (II). Кристаллизация пересыщенного раствора ацетата натрия при внесении затравки. Эффект Тиндаля. Примеры коллоидных систем. Окраска различных индикаторов в кислотной, нейтральной и щелочной средах.

**Лабораторные опыты.** 1. Признаки протекания химических реакций. 2. Водородный показатель.

## **Тема 2. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ (3/6 ч)**

Уравнения химических реакций и расчеты по ним. Классификация химических реакций. Реакции ионного обмена. Химические свойства важнейших классов неорганических веществ. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз. Скорость реакции и ее зависимость от разных факторов. Химическое равновесие и способы его смещения. Тепловой эффект химической реакции.

**Демонстрации.** Взаимодействие алюминия с соляной кислотой. Нейтрализация гидроксида натрия соляной кислотой (опыт в бюретке). Реакции ионного обмена («химическая радуга»). Горение алюминиевой пудры. Взаимодействие хлорида олова (II) с цинком или нитрата серебра с медью.

**Лабораторные опыты.** 3. Условия протекания реакций ионного обмена. 4. Качественные реакции. 5. Окислительно-восстановительные реакции.



### **Тема 3 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ (8/16 ч)**

Неметаллы. Галогены как типичные представители неметаллов. Окислительные свойства концентрированной серной и азотной кислот.

Общая характеристика металлов, методы их получения и свойства. Важнейшие металлы и сплавы, их производство и использование в технике. Представление о металлургии. Электрохимический ряд напряжений металлов.

**Демонстрации.** Образцы простых веществ — неметаллов. Кристаллические решетки алмаза и графита. Образцы простых веществ — металлов. Взаимодействие натрия с водой. Алюмотермия. Знакомство с образцами минералов и горных пород.

**Лабораторные опыты.** 6. Ознакомление со свойствами неметаллов. 7. Вытеснение галогенов из растворов их солей. 8. Ознакомление со свойствами металлов и сплавов. 9. Окраска пламени солями металлов.

**Практические работы.** 1. Решение экспериментальных задач по теме «Химические реакции». 2. Получение медного купороса.

### **Тема 4. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ (3/6 ч)**

Предмет и значение органической химии. Причины многообразия органических соединений. Структурная теория органических соединений. Изомерия. Функциональные группы. Химическая связь в органических соединениях. Основные классы органических соединений. Гомологические ряды. Особенности и классификация органических реакций.

**Демонстрации.** Образцы органических веществ и материалов (пластмассы, лекарственные средства, волокна).

**Лабораторные опыты.** 10. Составление моделей органических веществ. 11. Составление моделей гомологов метана.

## **Тема 5. УГЛЕВОДОРОДЫ (4/8 ч)**

**Алканы.** Природный газ. Нефть и ее переработка. Виды нефтепродуктов. Детонационная стойкость бензинов.

**Алкены.** Строение, номенклатура, изомерия, физические свойства. Химические свойства алкенов. Получение и применение алкенов.

**Алкины.** Строение, номенклатура, изомерия, физические свойства. Химические свойства алкинов. Получение и применение алкинов.

**Арены.** Строение бензольного кольца, номенклатура, изомерия, физические свойства аренов.

**Демонстрации.** Образцы алканов. Плавление парафина и его горение. Изделия из полиэтилена, полипропилена, полистирола. Получение этилена в лаборатории. Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором перманганата калия. Горение этилена. Взаимодействие карбида кальция с водой. Горение ацетиленов.

**Лабораторные опыты.** 12. Взаимодействие алканов с бромной водой. 13. Составление моделей молекул непредельных углеводородов.

## **Тема 6. НАУЧНЫЕ ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОГО ПРОИЗВОДСТВА (7/14 ч)**

Скорость химической реакции и ее зависимость от разных факторов. Химическое равновесие и способы его смещения. Тепловой эффект химической реак-

ции. Химическая технология. Научные принципы организации химических производств.

**Демонстрации.** Зависимость скорости окисления иодида калия пероксидом водорода от концентрации. Смещение равновесия реакции димеризации оксида азота (IV) в зависимости от температуры (опыт в запаянных сосудах или в вытяжном шкафу). Схема производства серной кислоты. Коллекция «Нефть и нефтепродукты». Образование пленки нефти (бензина) на поверхности воды.

## Примерное тематическое планирование учебного материала 10 класса

*(34 часа, из них 2 часа резервного времени, 1 час в неделю)*

Номер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>Тема 1. Вещество</b>						
1	Атомы, молекулы, вещества	Вещества молекулярного и немолекулярного строения, молярная масса	Д 1. Образцы веществ молекулярного (сахароза, этанол, вода, нафталин, иод, сера) и немолекулярного (графит, хлорид натрия, металлы) строения	Представлять уровни организации материи (атом — молекула — вещество — тело), понимать, что не все вещества содержат в своем составе молекулы, уметь рассчитывать массовые и молярные доли элементов в химическом соединении	Простые и сложные вещества, металлы, количество вещества, молярная масса, закон постоянства состава	§ 1

2	Строение атома	Изотоп, атомная орбиталь, переходный элемент	Д 2. Демонстрация формы орбиталей и их расположения в пространстве при помощи воздушных шаров	Знать строение атома, иметь представление о волновых свойствах электрона, уметь составлять электронные конфигурации атомов элементов коротких периодов	Относительная атомная масса, химический элемент, радиоактивный элемент	§ 2
3	Химическая связь. Агрегативные состояния	Донор, акцептор, донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи, металлическая связь, водородная связь	Д 3. Возгонка иода или нафталина. Д 4. Пластическая деформация ионного и металлического кристалла. Д 5. Модели кристаллических решеток. Д 6. Сублимация «сухого льда»	Понимать электронный характер взаимодействия между атомами, объяснять различие ионной и ковалентной связи, уметь предсказывать вид химической связи и тип кристаллической решетки, зная формулу вещества и его физические свойства	Ион, химическая связь, электроотрицательность, ионная и ковалентная связь, полярность связи, типы кристаллических решеток	§ 3

Номер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
4	Периодический закон Д. И. Менделеева	Гидроксиды с основными, амфотерными и кислотными свойствами	Д 7. Образцы простых веществ, образованных элементами 3-го периода. Д 8. Гашение извести водой. Д 9. Амфотерный характер гидроксида алюминия	Уметь объяснять закономерности изменения свойств элементов, простых веществ и высших оксидов в периодах и главных подгруппах, знать две формулы периодического закона, понимать значение периодического закона для развития науки	Важнейшие классы неорганических веществ, классификация оксидов, амфотерность	§ 4
5	Растворы	Пересыщенный раствор, растворение	Д 10. Тепловые эффекты при растворении серной	Объяснять процессы, происходящие при растворении веществ в воде,	Насыщенные и ненасыщенные растворы,	§ 5

		как физико-химический процесс, кристаллогидрат	кислоты, гидроксида натрия, нитрата аммония. Д 11. Гидратация сульфата меди(II). Д 12. Кристаллизация пересыщенного раствора ацетата натрия при внесении заправки	уметь рассчитывать массы веществ, необходимых для приготовления раствора с известной массовой долей, понимать принцип действия антимонных реагентов и их влияние на экологию городской среды	растворимость, массовая доля растворенного вещества, раствор как однородная смесь веществ, различие в свойствах смесей и соединений	
<b>6</b>	Коллоидные растворы	Коллоидный раствор, золь, суспензия, эмульсия, эффект Тиндалля, гель, коагуляция, синерезис	Д 13. Эффект Тиндалля (прохождение света через растворы хлорида натрия и хлорида железа(III)). Д 14. Примеры коллоидных систем	Приводить примеры коллоидных систем, встречающихся в быту, поинимать суцность процессов коагуляции и синерезиса, объяснить причины отличия свойств коллоидных растворов от истинных	Взвесь, разделение гетерогенных смесей отстаиванием	<b>§ 6</b>

Номер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
7	Электрولитическая диссоциация. Кислотность среды. Индикаторы	Водородный показатель, степень диссоциации	Д 15. Окраска различных индикаторов в кислотной, нейтральной и щелочной средах. Л 1. Признаки протекания химических реакций. Л 2. Водородный показатель	Формулировать общие свойства кислот, оснований, поимать и объяснить сущность процесса электролитической диссоциации, уметь определять кислотность среды при помощи универсального индикатора, знать правила работы и правила оказания первой помощи при работе с кислотами и щелочами	Свойства важнейших классов органических соединений	§ 7



**Тема 2. Химические реакции**

8	Уравнения химических реакций и расчеты по ним		Д 16. Взаимодействие алюминия с соляной кислотой	Уметь проводить расчеты по уравнениям реакций	Количество вещества, закон Авогадро, нормальные условия, молярный объем газа	§ 8
9	Реакции ионного обмена. Качественные реакции	Классификация химических реакций, условия необратимого протекания реакций ионного обмена, качества, количественный анализ	Д 17. Нейтрализация гидроксида натрия соляной кислотой (опыт в бюретке). Д 18. Реакции ионного обмена, приводящие к образованию ионного обмена, знание интенсивно окисленных веществ («химическая радуга»).	Уметь различать реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции, формулировать признаки необратимого протекания реакций ионного обмена, знать качественные реакции на важнейшие ионы	Составление ионных уравнений реакций, качественные реакции на хлорид-, сульфат- и карбонат-ионы, катионно-анионные индикаторы	§ 9

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>10</b>	Окисли- тельно- восстано- витель- ные ре- акции. Электро- лиз	Химиче- ские источ- ники тока, электролиз, электроли- тическое ра- финирова- ние, гальва- ноластика, хромирова- ние, нике- лирование	Л 3. Условия протекания ре- акций ионного обмена. Л 4. Качествен- ные реакции	Понимать сущность окислительно-вос- становительных процессов, уметь расставлять коэф- фициенты в уравне- ниях окислитель- но-восстановитель- ных реакций, объяс- нять принцип дей- ствия химических источников тока	Окисли- тель, восста- новитель, окисление, восстановле- ние	§ 10

			Л 5. Окислительно-восстановительные реакции			
<b>Тема 3. Неорганическая химия</b>						
<b>11</b>	Классификация неорганических веществ. Простые вещества — металлы	Аллотропия	Д 22. Образцы простых веществ — неметаллов. Д 23. Кристаллические решетки алмаза и графита. Л 6. Ознакомление со свойствами неметаллов.	Знать классификацию неорганических веществ, указывать положение неметаллов в Периодической системе, понимать важнейшие свойства элементов-неметаллов и неметаллов — простых веществ, знать свойства и применение важнейших неметаллов и их соединений	Важнейшие классы неорганических веществ, физические и химические свойства водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода и их соединений	<b>§ 11</b>

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>12</b>	Практи- ческая работа 1. Решение экспери- менталь- ных за- дач по те- ме « Хи- мические реакции»					
<b>13</b>	Простые вещест- ва — ме- таллы. Физиче- ские свойства	Переходные металлы, чу- гун, сталь, припой, бронза, ла- тунь, интер- металлиды,	Д 24. Образцы простых ве- ществ — ме- таллов. Л 8. Ознаком- ление со свой- ствами метал-	Знать свойства эле- ментов-металлов и металлов — прос- тых веществ, знать важнейшие спла- вы, понимать раз- личие между чер-	Общие фи- зические свойства ме- таллов, ме- талличе- ская связь	§ 12

	металлов. Сплавы	проба (драгоценных металлов)	лов и сплавов	ными и цветными металлами		
<b>14</b>	Химические свойства металлов	Общие химические свойства металлов, взаимодействие металлов с азотной кислотой, химическая и электрохимическая коррозия	Д 25. Взаимодействие натрия с водой. Д 26. Алюотермия. Л 9. Окраска пламени солями металлов	Уметь формулировать общие физические свойства металлов, сравнивать металлы по активности, понимать суть процессов, приводящих к коррозии, знать способы защиты железа и его сплавов от коррозии	Свойства металлов (отношение к кислороду, хлору, сере, раст-ворам кислот и солей), ряд стандартных электродных потенциалов (активности металлов)	§ 13
<b>15</b>	Повторение и общение материала. Подготовка к контрольной работе 1.					

Номер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>16</b>	Контрольная работа 1					
<b>17</b>	Металлы в природе. Общие способы получения металлов. Металлургия	Минерал, горная порода, руда, металлургия, пирро-, гидро-, электрометаллургии, порошковая металлургия, доменный процесс, сталеплавильное производство, раскислитель	Д 27. Знакомство с коллекциями «Алюминий», «Железо и его сплавы». Д 28. Знакомство с образцами минералов и горных пород	Понимать разницу между терминами «минерал», «руда», «горная порода», знать важнейшие способы получения металлов, знать химизм процессов производства чугуна, стали, алюминия	Сталь, чугуны, алюминий	§ 14

18	Практическая работа 2. Получение медного купороса							
<b>Тема 4. Основные понятия органической химии</b>								
19	Предмет и значение органической химии. Свойства органических веществ и реакций	Углеродный скелет, органическая химия, углеводороды, предельные и непредельные углеводороды	Д 29. Образцы органических веществ и материалов (пластмассы, лезвия, картон, бумага)	Понимать различие между органическими и неорганическими веществами, знать два определения органической химии, объяснять особенности протекания органических реакций				§ 15
20	Структурная теория органи-	Химическое строение, теория химическо-	Л 10. Составление моделей органических веществ	Уметь формулировать основные положения теории химического стро-				§ 16

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
	ческих соедине- ний. Изоме- рия	го строения органиче- ских ве- ществ, структурная формула, изомерия		ения, знать важ- нейшие виды изо- мерии, представ- лять вклад А. М. Бутлерова в развитие химии		
<b>21</b>	Основ- ные классы органи- ческих соедине- ний	Гомология, номенкла- тура, функ- циональная группа	Л 11. Состав- ление моде- лей гомологов метана	Понимать суть по- нятия гомологии, уметь формулиро- вать принципы, ле- жащие в основе но- менклатуры орга- нических веществ, знать важнейшие классы органиче- ских веществ	Изомерия, углеводоро- ды	§ 17



**Тема 5. Углеводороды**

22	Предельные углеводороды	Алканы, нomenclatura, химические свойства и применение, метан, парафин, вазелин, синтез газ, пиролиз	Д 30. Образцы алканов. Д 31. Плавление парафина и его горение. Л 12. Взаимодействие алканов с бромной водой	Объяснять строение, свойства и применение алканов, знать, из каких веществ состоит парафин, бензин, вазелин	Углеводороды, гомология, изомерия, номенклатура	§ 18
23	Этиленовые углеводороды	Алкены, номенклатура, химические свойства и применение, этилен, <i>цис-транс</i> -изомерия, полиэтилен, полипропилен	Д 32. Изделия из полиэтилена, полипропилена, полистирола. Д 33. Получение этилена. Д 34. Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором $KMnO_4$ . Д 35. Горение этилена	Объяснять строение, свойства и применение этилена и пропилена, а также полимеров на их основе, понижать причину выскокой реакционной способности этилена и низкой — полиэтилена, уметь составлять формулы <i>цис</i> - и <i>транс</i> -изомеров	Алканы, предельные углеводороды, номенклатура, изомерия, гомология, высокомолекулярные соединения	§ 19

Номер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>24</b>	Ацетиленовые углеводороды	Ацетилен, алкины, химические свойства алкинов	Д 36. Взаимодействие карбида кальция с водой. Д 37. Горение ацетилена. Л 13. Составление моделей молекул непредельных углеводородов	Объяснять строение, свойства и применение ацетилена; объяснять, почему ацетилен горит сильно коптящим пламенем, а этан — бесцветным	Непредельные углеводороды, алкены, номенклатура, реакции присоединения к этилену	§ 20
<b>25</b>	Ароматические углеводороды	Ароматические соединения, бензол и его свойства		Понимать смысл термина «ароматичность», знать строение, свойства и применение бензола	Непредельные углеводороды, реакции замещения	§ 21

**Тема 6. Научные основы химического производства**

26	<p>Время в химии. Скорость химических реакций</p>	<p>Скорость химической реакции, энергия активации, катализатор, ферменты</p>	<p>Д 38. Зависимость скорости окисления иодида калия пероксидом водорода от концентрации</p>	<p>Знать факторы, влияющие на скорость химической реакции</p>	§ 22
27	<p>Химическое равновесие и факторы, на него влияющие</p>	<p>Обратимые реакции, химическое равновесие, принцип Ле Шателье</p>	<p>Д 39. Смещение равновесия реакции димеризации оксида азота (IV) в зависимости от температуры (опыт в запаянных сосудах или в вытяжном шкафу)</p>		§ 23

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>28</b>	Научные принци- пы орга- низации химиче- ского произ- водства	Принципы организа- ции хими- ческого про- изводства	Д 40. Схема производства серной кисло- ты	Уметь применять принцип Ле Ша- телье к подбору оп- тимальных усло- вий проведения технологического процесса, знать важнейшие прин- ципы организации химических произ- водств	Принцип Ле Ша- телье, хи- мия серы и ее соедине- ний	§ 24
<b>29</b>	Нефть	Нефть, фрак- ционная пе- регонка неф- ти, крекинг, риформинг, бензин, окта-	Д 41. Коллек- ция «Нефть и нефтепродук- ты». Д 42. образо- вание пленки	Понимать сущность процессов, лежа- щих в основе пер- вичной и вторичной переработки неф- ти, уметь использо-	Разделение смесей, пе- регонка, крекинг ал- канов	§ 25

				нефти (бензина) на поверхности воды	Знать принципы тушения пламени, уметь проводить термохимические расчеты по уравнениям химических реакций	Экзотермические и эндотермические реакции	§ 26
<b>30</b>	Природный газ и энергетика	новое число, виды нефтепродуктов	Тепловой эффект химической реакции, важнейшие виды твердого и жидкого и газообразного топлива	Д 43. Горение бензина и принципы тушения пламени	Знать принципы тушения пламени, уметь проводить термохимические расчеты по уравнениям химических реакций		
<b>31</b>	Повторение и общение материала. Подготовка к итоговой контрольной работе						
<b>32</b>	Итоговая контрольная работа						

## Примерное тематическое планирование учебного материала 10 класса

(68 часов, из них 4 часа резервного времени, 2 часа в неделю)

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>Тема 1. Вещество</b>						
<b>1</b>	<b>Атомы, молеку- лы, ве- щества</b>	<b>Вещества молекуляр- ного и немо- лекулярно- го строения</b>	<b>Д 1. Образцы веществ моле- кулярного (са- хароза, эта- нол, вода, нафталин, иод, сера) и немолекуляр- ного (графит, хлорид нат- рия, металлы) строения</b>	<b>Представлять уров- ни организации ма- терии (атом — мо- лекула — вещест- во — тело), пони- мать, что не все ве- щества содержат в своем составе моле- кулы</b>	<b>Простые и сложные ве- щества, ме- таллы и не- металлы, количество вещества, молярная масса, за- кон постоянн- ства состава</b>	<b>§ 1</b>

2	Расчеты по химической форме	Мольная доля, вывод простейшей формулы соединения		Уметь рассчитывать массовые и мольные доли элементов в химическом соединении, выводить простейшую формулу соединения	Массовая доля, информация о качестве, количестве и количественном составе вещества, которую несет химическая формула	§ 1
3	Строение атома. Изотопы	Изотоп, массовое число, радиоактивный распад		Знать строение атома, понимать смысл явления радиоактивности, знать различие между массовым числом и относительной атомной массой	Относительная атомная масса, химический элемент, радиоактивный элемент	§ 2
4	Электроны в атоме	Атомная орбиталь, переходный элемент	Д 2. Демонстрация формы орбиталей и их расположения	Иметь представление о волновых свойствах электронов, уметь составлять	Распределение электронов на по уровням	§ 2

				Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
			ния в прост-ранстве при помощи воздушных шаров	лять электронные конфигурации атомов элементов коротких периодов			
5	Химическая связь	Донор, акцептор, донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи, металлическая связь	Д 3. Возгонка иода или нафталина	Понимать электростатический характер взаимодействия атомов, объяснить различие ионной и ковалентной связи	Ион, химическая связь, электроотрицательность, ионная и ковалентная связь, полярность связи		§ 3



6	Агрегативные состояния веществ. Строение твердых тел	Межмолекулярное взаимодействие, водородная связь, типы кристаллических решеток	Д 4. Пластическая деформация ионного и металлического кристалла. Д 5. Модели кристаллических решеток. Д 6. Сублимация «сухого льда»	Уметь предсказывать вид химической связи и тип кристаллической решетки, зная формулу вещества и его физические свойства	Кристаллические и аморфные решетки	§ 3
7	Амфотерность	Гидроксиды с основными, амфотерными и кислотными свойствами	Д 7. Амфотерный характер гидроксидов алюминия и цинка	Понимать смысл термина «амфотерность», уметь иллюстрировать его примерами	Важнейшие классы неорганических веществ, классификация оксидов	§ 4
8	Периодический закон Д. И. Менделеева	Закономерности изменения свойств в подгруппах и периодах	Д 8. Образцы простых веществ, образцованных элементами 3-го периода.	Уметь объяснять закономерности изменения свойств элементов, простых веществ и высших оксидов в пе-	Формулировка периодического закона; длинно- и короткопе-	§ 4

Продолжение табл.

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
			Д 9. Гашение известки водой	риодах и главных подгруппах, знать две формулировки периодического за- кона, понимать значение периоди- ческого закона для развития науки	риодные ва- рианты Пе- риодиче- ской систе- мы	
9	Растворы	Пересыщен- ный раство- р, раство- рение как физико-хи- мический процесс, кристалло- гидрат	Д 10. Тепло- вые эффекты при растворе- нии серной кислоты, гид- роксида нат- рия, нитрата аммония.	Объяснять процес- сы, происходящие при растворении веществ в воде, уметь рассчиты- вать массы ве- ществ, необходи- мых для пригото- вления раствора с	Насыщен- ные и ненасыщенные растворы, раствори- мость, мас- совая доля растворен- ного веществ-	§ 5

			<p>Д 11. Гидратация сульфата меди(II). Д 12. Кристаллизация пересыщенного раствора ацетата натрия при внесении затравки</p>	<p>известной массовой долей, понимать принцип действия антиледных реагентов и их влияние на экологию городской среды</p>	<p>ва, раствор как однородная смесь веществ, различие в свойствах смесей и соединений</p>	
<p><b>10</b></p>	<p>Коллоидные растворы</p>	<p>Коллоидный раствор, золь, суспензия, эмульсия, эффект Тиндаля, гель, коагуляция, синерезис</p>	<p>Д 13. Эффект Тиндаля (прохождение света через растворы хлорида натрия и хлорида железа(III)). Д 14. Примеры коллоидных систем</p>	<p>Приводить примеры различных коллоидных систем, с которыми учащиеся встречаются в быту, понимать сущность процессов коагуляции и синерезиса, объяснять причины отличия свойств коллоидных растворов от истинных</p>	<p>Взвесь, разделение гетерогенных смесей отстаиванием</p>	<p><b>§ 6</b></p>

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>11</b>	Электро- литиче- ская дис- социа- ция	Степень диссоци- ации	Д 15. Электро- проводность растворов раз- личных веществ. Л 1. Признаки протекания хи- мических реак- ций. Л 2. Водород- ный показатель	<b>Ф</b> ормулировать об- щие свойства кис- лот, оснований, по- нимать и объяс- нять сущность процесса электро- литической диссо- циации	Свойства важнейших классов не- органиче- ских соеди- нений; электроли- ты и неэлек- тролиты	<b>§ 6</b>
<b>12</b>	Кислот- ность среды. Индика- торы	Водород- ный показа- тель	Д 16. Окраска различных ин- дикаторов в кислотной, нейтральной и щелочной средах	Уметь определять кислотность среды с помощью универ- сального индикато- ра, знать правила работы с кислота- ми и щелочами и правила оказания первой помощи	Важнейшие кислоты и основания	<b>§ 6</b>

13	Повторение и обобщение материала						
<b>Тема 2. Химические реакции</b>							
14	Уравнения химических реакций и расчеты по ним		Д 17. Взаимодействие алюминия с соляной кислотой	Уметь проводить расчеты по уравнениям реакций	Количество вещества, закон Авогадро, нормальные условия, молярный объем газа	§ 8	
15	Решение задач					§ 8	
16	Реакции ионного обмена	Классификация химических реакций, условия необ-	Д 18. Нейтрализация гидроксида натрия соляной кислотой (опыт в бюретке).	Уметь различать реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции, формулировать	Составление ионных уравнений реакций	§ 9	

Продолжение табл.

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
		ратимого протекания реакций ионного об- мена	Д 19. Реакции ионного обме- на, приводящие к образованию интенсивно ок- рашенных ве- ществ («хими- ческая раду- га»).	признаки необра- тимого протека- ния реакций ион- ного обмена		
17	Решение задач. Качест- вен-	Качествен- ный и коли- чественный анализ	Л 4. Качест- венные реак- ции	Знать качествен- ные реакции на важнейшие ионы	Качествен- ные реакции на хлорид-, сульфат- и	§ 9

<b>18</b>	Окислительно-восстановительные реакции	Химические источники тока	Д 20. Горение алюминиевой пудры. Д 21. Взаимодействие нитрата олова с цинком или нитрата серебра с медью	Д 20. Горение алюминиевой пудры. Д 21. Взаимодействие нитрата олова с цинком или нитрата серебра с медью	Понимать сущность окислительно-восстановительных процессов, уметь расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, объяснять принцип действия химических источников тока	Степень окисления, ряд напряжений металлов. Окислитель, восстановитель, окисление, восстановление	§ 10		
<b>19</b>	Решение задач		Л 5. Окислительно-восстановительные реакции	Л 5. Окислительно-восстановительные реакции					

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>20</b>	Электро- лиз	Электро- лиз, элект- ролитиче- ское рафи- нирование, гальвано- пластика, хромиро- вание, ни- келирова- ние	Д 22. Электро- лиз раствора бромиды меди	Понимать сущ- ность электролиза, уметь составлять уравнения реак- ций электролиза расплавов		<b>§ 10</b>
<b>21</b>	Обоще- ние и по- вторение пройден- ного					



<b>Тема 3. Неорганическая химия</b>						
<b>22</b>	Классификация неорганических веществ. Простые вещества — неметаллы	Аллотропия	Д 23. Образцы простых веществ — неметаллов. Д 24. Кристаллические решетчатые алмаза и графита. Л 6. Ознакомление со свойствами неметаллов	Знать классификацию неорганических веществ, указывать положение неметаллов в Периодической системе, понимать важнейшие свойства элементов-неметаллов и неметаллов — простых веществ	Важнейшие классы неорганических веществ	<b>§ 11</b>
<b>23</b>	Химические свойства неметаллов		Л 7. Вытеснение галогенов из растворов их солей	Знать свойства и применение важнейших неметаллов и их соединений	Физические и химические свойства в водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода и их соединений	<b>§ 11</b>

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>24</b>	Решение задач					
<b>25</b>	Практи- ческая работа 1. Решение экспери- менталь- ных задач по теме «Хими- ческие реакции»					
<b>26</b>	Простые вещест- ва — ме-	Переход- ные метал- лы, чугуны,	Д 25. Образцы простых ве- ществ — ме-	Знать свойства эле- ментов-металлов и металлов — прос-	Общие фи- зические свойства ме-	§ 12

	таллы. Физические свойства металлов. Сплавы	сталь, припой, бронза, латунь, интерметаллиды, проба (драгоценных металлов)	таллов. Л 8. Ознакомление со свойствами металлов и сплавов	тых веществ, знать важнейшие сплавы, понимать различие между черными и цветными металлами	таллов, металлоская связь	
<b>27</b>	Химические свойства металлов	Общие химические свойства металлов, взаимодействие металлов с азотной кислотой, химическая и электрохимическая коррозия	Д 26. Взаимодействие натрия с водой. Д 27. Алюотермия. Л 9. Окраска пламени солями металлов	Уметь формулировать общие физические свойства металлов, сравнивать металлы по активности, понимать сущность процессов коррозии, знать способы защиты железа и его сплавов от коррозии	Свойства металлов (отношение к кислороду, хлору, сере, растворам кислот и солей), ряд стандартных электродных потенциалов (активности металлов)	<b>§ 13</b>

Номер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>28</b>	Взаимодействие металлов с азотной и концентрированной серной кислотами	Кислота — окислитель, пассивация	Д 28. Взаимодействие меди с азотной кислотой	Знать о высокой реакционной способности азотной и серной кислот, помнить правила обращения с ними	Реакции металлов с кислотами	<b>§ 13</b>
<b>29</b>	Металлы в природе. Общие способы получения металлов.	Минерал, горная порода, руда, металлургия, пирометаллургия, гидро-	Д 29. Знакомство с коллекциями «Алюминий», «Железо и его сплавы».	Понимать разницу между терминами «минерал», «руда», «горная порода», знать важнейшие способы получения металлов,	Сталь, чугуны, алюминия	<b>§ 14</b>

	Металлургия	металлургия, электрометаллургия, порошковая металлургия, доменный процесс, сталеплавильное производство, раскислитель	Д 30. Знакомство с образцами минералов и горных пород	знать химизм процессов производства чугуна, стали, алюминия		
30	Практическая работа 2. Получение медного купороса					
31	Повторение и общение материала.					

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
	Подго- товка к контроль- ной рабо- те № 1					
<b>32</b>	Контроль- ная рабо- та № 1					
<b>Тема 4. Основные понятия органической химии</b>						
<b>33</b>	Предмет и значе- ние орга- ниче- ской хи- мии	Углерод- ный скелет, органиче- ская химия	Д 31. Образцы органических веществ и ма- териалов (пла- стмассы, ле- карства, во- локна)	Понимать разли- чие между органи- ческими и неорга- ническими веществ- ами, знать два определения орга- нической химии		§ 15

<b>34</b>	Свойства органических веществ и реакций	Углеводороды, предельные и непредельные углеводороды		Объяснять особенности протекания органических реакций	§ 15
<b>35</b>	Структурная теория органических соединений	Химическое строение, теория химического строения органических веществ, структурная формула	Л 10. Составление моделей органических веществ	Уметь формулировать основные положения теории химического строения, представлять вклад А. М. Бутлерова в развитие химии	§ 16
<b>36</b>	Изомерия	Изомерия, виды изомерии	Л 12. Составление моделей изомеров	Знать важнейшие виды изомерии	§ 16
<b>37</b>	Основные классы органических соединений	Гомология, номенклатура, функциональная группа	Л 11. Составление моделей гомологов метана	Понимать суть понятия гомологии, знать важнейшие классы органических веществ	§ 17

Продолжение табл.

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>38</b>	Номенк- лагура органи- ческих веществ			<b>Уметь формулиро- вать принципы, ле- жащие в основе но- менклатуры органи- ческих веществ</b>		<b>§ 17</b>
<b>39</b>	Решение задач, со- ставле- ние фор- мул изо- меров, номенк- лагура органи- ческих веществ					<b>§ 17</b>



40	Обобщение и повторение пройденного						
<b>Тема 5. Углеводороды</b>							
41	Пределные углеводороды	Алканы, номенклатура	Д 32. Образцы алканов	Объяснять строение алканов	Углеводороды, гомология, изомерия, номенклатура	§ 18	
42	Химические свойства алканов	Галогенирование, окисление, крекинг, пиролиз	Д 33. Плавление парафина и его горение. Л 13. Взаимодействие алканов с бромной водой	Знать важнейшие химические свойства алканов	Реакции горения, тушение пламени	§ 18	
43	Применение алканов	Парафин, вазелин, асфальт, синтез-газ	Д 34. Нефтепродукты	Знать важнейшие области применения алканов, представлять сложный состав парафина, бензина, вазелина		§ 18	

Но- мер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстраци- онный Д и ла- бораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>44</b>	Этилено- вые угле- водороды	Алкены, но- менклатура	Д 35. Изделия из полиэтиле- на, полипро- пилена	Объяснять стро- ение этилена и про- пилена, а также полимеров на их основе	Алканы, не- предельные углеводоро- ды, номенк- латура, изо- мерия, гомо- логия, вы- сокомолеку- лярные сое- динения	<b>§ 19</b>
<b>45</b>	Изоме- рия алке- нов	<i>Цис-транс</i> - изомерия		Уметь составлять формулы <i>цис</i> - и <i>транс</i> -изомеров	Изомерия	<b>§ 19</b>
<b>46</b>	Химиче- ские свойства алкенов	Присоеди- нение к ал- кенам хло- ра воды,	Д 36. Получе- ние этилена в лаборатории.	Понимать причи- ну высокой реак- ционной способнос- ти этилена и низ-	Химиче- ские свойст- ва алкенов	<b>§ 19</b>

			хлороводорода, окисление, полимеризация	Д 37. Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором перманганата калия. Д 38. Горение этилена	кой — полиэтилена		
<b>47</b>	Решение задач						
<b>48</b>	Применение алкенов	Применение этилена и пропена			Уметь сопоставлять химические свойства и применение		§ 19
<b>49</b>	Ацетиленовые углеводороды	Ацетилен, алкины	Л 14. Составление моделей молекул непредельных углеводородов		Объяснять строение алкинов	Непредельные углеводороды, алкены, номенклатура	§ 20

Номер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>50</b>	Химические свойства и применение алкинов	Химические свойства алкинов	Д 39. Взаимодействие карбида кальция с водой. Д 40. Горение ацетилена	Знать свойства и применение ацетилена; объяснить, почему ацетилен горит сильно коптящим пламенем, а этан — бесцветным	Реакции присоединения к этилену	§ 20
<b>51</b>	Ароматические углеводороды	Ароматические соединения		Понимать смысл термина «ароматичность», знать строение бензола	Непредельные углеводороды	§ 21
<b>52</b>	Реакции бензола и его гомологов	Бензол и его свойства		Свойства и применение бензола	Реакции замещения	§ 21

53	Генетическая связь между различными классами углеводородов	Генетическая связь	Понимать генетическую связь предельных, непредельных и ароматических углеводородов	Химические свойства алканов, алкенов, алкинов, аренов	
54	Решение задач				
<b>Тема 6. Научные основы химического производства</b>					
55	Время в химии. Скорость химических реакций	Скорость химической реакции, энергия активации	Д 41. Зависимость скорости окисления иодида калия пероксидом водорода от концентрации	Знать факторы, влияющие на скорость химической реакции	§ 22
56	Катализ	Катализатор, ферменты	Д 42. Разложение пероксида водорода	Понимать принцип действия катализатора	§ 22

Номер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
57	Химическое равновесие и факторы, на него влияющие	Обратимые реакции, химическое равновесие, принцип Ле Шателье	Д 43. Смещение равновесия реакции димеризации оксида азота (IV) в зависимости от температуры (опыт в запаянных сосудах или в вытяжном шкафу)			§ 23
58	Научные принципы организации химического производства	Принципы организации химического производства		Уметь применять принцип Ле Шателье к подбору оптимальных условий проведения	Принцип Ле Шателье, химия серы и ее соединений	§ 24

					технологического процесса, знать важнейшие принципы организации химических производств			
<b>59</b>	Производство серной кислоты	Характеристика сернокислотного производства	Д 44. Схема производства серной кислоты		Знать процессы, лежащие в основе производства серной кислоты	Взаимодействие кислотных оксидов с водой	§ 24	
<b>60</b>	Нефть	Нефть, фракционная перегонка нефти, крекинг, риформинг, бензин, октановое число, виды нефтепродуктов	Д 45. Коллекция «Нефть и нефтепродукты». Д 46. Образование пленки нефти (бензина) на поверхности воды		Понимать сущность процессов, лежащих в основе первичной и вторичной переработки нефти, уметь использовать октановое число для оценки качества бензина	Разделение смесей, перегонка, крекинг алканов	§ 25	

Номер урока	Тема урока	Вводимые понятия	Химический эксперимент (демонстрационный Д и лабораторный Л)	Требования к результатам урока. Учащиеся должны	Повторение ранее изученного материала	Домашнее задание
<b>61</b>	Природный газ и энергетика	Тепловой эффект химической реакции, важнейшие виды твердого, жидкого и газообразного топлива	Д 47. Горение бензина и принципы тушения пламени	Знать принципы тушения пламени, уметь проводить термохимические расчеты по уравнениям химических реакций	Экзотермические и эндотермические реакции	§ 26
<b>62</b>	Решение задач на тему «Тепловой эффект химической реакции»					§ 26



63	Повторение и общение материала. Подготовка к итоговой контрольной работе								
64	Итоговая контрольная работа								

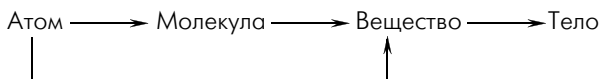
# Методические рекомендации к каждому уроку и примерные варианты контрольных работ

## Тема 1. ВЕЩЕСТВО

### УРОК 1. Атомы, молекулы, вещества

Главная задача учителя — систематизировать и обобщить знания о веществе, полученные учащимися в 8 и 9 классах. Всего в настоящее время известно 118 видов атомов, т. е. химических элементов, из них уже 112 имеют названия, утвержденные ИЮПАК. Определенный вид атомов называют химическим элементом. В результате химических реакций атомы одного вида не могут превращаться в атомы другого вида. Так, кислород всегда останется кислородом, а свинец — свинцом. Атом — это мельчайшая, химически неделимая частица вещества. Важно проследить логическую последовательность.

*Схема 1*



Эту схему можно нарисовать на доске. Следует обратить внимание учащихся на то, что атомы часто соединяются друг с другом, образуя более сложные частицы — молекулы. В этом случае в состав веществ входят уже отдельные молекулы. В то же время образование молекул не является обязательным — есть вещества (например, металлы), напрямую построенные из атомов, которые соединены друг с другом в бесконечный каркас. Молекула состоит из конечного числа атомов, расположенных друг относительно друга в определенной последовательности и связанных друг с другом химическими связями.

Вещества делят на простые, т. е. образованные атомами одного вида, и сложные, образованные атомами двух и более видов. Как правило, учащиеся способны привести примеры простых и сложных веществ самостоятельно.

Часто химические элементы имеют то же самое название, что и образованные ими простые вещества (исключение составляет элемент углерод, его простые вещества — уголь, алмаз, графит и др.). Это создает у учащихся путаницу. Именно поэтому уже на первом уроке необходимо объяснить разницу между этими двумя понятиями. Заметим, что термин «простое вещество» не имеет аналогий в англоязычной литературе, где простые вещества подобно атомам называют элементами (elements).

Вещества учащиеся часто путают с телами. Необходимо показать различие, сказав, например, что ложка (тело) сделана из вещества (стали или алюминия), стакан (тело) из стекла (вещество) и т. д.

Свойства веществ — это признаки, по которым одни вещества отличаются от других. К физическим свойствам относят температуры плавления и кипения, плотность, запах и др. Следует отметить, что цвет вещества не является однозначной его характеристикой, так же как и блеск. Например, крупные кристаллы сахарозы практически бесцветны и блестят, а мелкий порошок (сахарная пудра) — белый и не обладает блеском. Даже металлы в виде порошка не блестят. Другой пример различия окрасок — желтый и красный оксид ртути, отличающиеся лишь размером частиц. Общеизвестно, что лед бесцветный, а снег (т. е. мелкие кристаллы льда) — белый. Способность вещества вступать в химические реакции характеризует его химические свойства.

Каждое вещество (молекулярного строения) имеет определенный качественный и количественный состав, который выражается химической формулой. Учащимся следует напомнить понятие «количество вещества» и показать расчет массовой и мольной до-

лей. В тексте параграфа сознательно опущено определение массовой доли, известное учащимся по курсу 8 класса. Массовая доля в параграфе введена через мольную долю, что показывает их взаимосвязь.

В конце урока следует дать определение химии как науки о веществах, их свойствах и превращениях.

## УРОК 2. Строение атома

Строение атома уже известно учащимся. На уроке следует повторить и расширить эти знания, привлекая термины и понятия, изученные на уроках физики. Атом состоит из положительно заряженного ядра и электронов, имеющих отрицательный заряд. Ядро находится в центре атома и образовано из протонов и нейтронов. Необходимо подчеркнуть, что атом (в отличие от отдельных элементарных частиц, его составляющих) — система очень устойчивая. Фундаментальной характеристикой химического элемента является заряд ядра, т. е. число протонов в ядре. Протон имеет условный заряд  $+1$ , а электрон — равный ему по величине, но противоположный по знаку заряд  $-1$ . Таким образом,

$Z$  (заряд ядра) = число протонов = число электронов =  
= порядковый номер элемента.

Химический элемент — это вид атомов с определенным зарядом ядра. В связи с этим можно напомнить учащимся современную формулировку периодического закона: **свойства простых веществ и их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда их ядер**. Необходимо еще раз указать на расположение порядкового (атомного) номера элемента в Периодической системе, так как слабые учащиеся иногда путают его с атомной массой.

Ядро атома помимо протонов, заряженных положительно, содержит электронейтральные частицы — нейтроны. Почти вся масса атома сосредоточена в ядре, массой электрона по сравнению с массами про-

тонов и нейтронов часто можно пренебречь. Необходимо обратить внимание учащихся на тот факт, что, меняя число протонов в ядре, мы переходим от одного элемента к другому, т. е. движемся «по клеточкам» Периодической системы. В то же время, если число протонов остается постоянным, а изменяется число нейтронов, то меняется лишь масса атома, но его вид остается неизменным. Атомы одного и того же элемента могут содержать различное число нейтронов. Их называют *изотопами*. Полезно привести строение двух изотопов водорода —  ${}^1\text{H}$  (протия) и  ${}^2\text{H}$  (дейтерия). Изотопы одного и того же элемента обладают сходными физическими и идентичными химическими свойствами. Исключение представляют изотопы водорода. Различие свойств протия и дейтерия обусловлено тем, что их массы различаются в два раза! В то же время изотопы одного и того же элемента имеют разные свойства ядер. Так, у всех элементов есть радиоактивные (нестабильные) изотопы, их ядра претерпевают самопроизвольный распад. Среди изотопов водорода радиоактивным является тритий  ${}^3\text{H}$ . Элементы, все изотопы которых нестабильны, называют радиоактивными. К ним принадлежат технеций, прометий, а также все элементы с порядковым номером больше 83, т. е. расположенные в Периодической системе за висмутом. В современной химии чаще пользуются термином «нуклид», обозначающим атом с определенным массовым числом, например кислород-16, кислород-17, уран-235. Нуклиды одного и того же элемента называют изотопами (кислород-16, кислород-17).

Сумма масс протонов и нейтронов называется массовым числом. Массовое число, наряду с зарядом ядра, однозначно характеризует нуклид. Учащимся интересно было бы узнать, что если бы человечество сначала узнало о строении атома, а лишь затем было бы открыто большинство химических элементов, то у них вполне могло бы не быть названий. Вместо них можно было бы использовать порядковый номер. Так,

изотоп водорода — протий называли бы первый-1, дейтерий — первый-2, железо-56, двадцать шестой-56. Можно спросить у школьников, что означала бы в данном случае формула  $26_28_3$  ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). Атомная масса, в отличие от массового числа, не имеет целочисленного значения по ряду причин: 1) многие элементы состоят из нескольких природных изотопов; 2) образование ядра из протонов и нейтронов сопровождается небольшим уменьшением массы (дефект массы); 3) относительные массы протона и нейтрона на самом деле чуть больше 1.

При объяснении корпускулярно-волнового дуализма элементарных частиц следует подчеркнуть, что волновые свойства частицы усиливаются с уменьшением ее массы. Поэтому чаще всего говорят о волновом характере электрона, а ядро представляют в виде частицы, состоящей из протонов и нейтронов. Учащимся интересно будет узнать о необычайно высокой плотности ядерного вещества. Если ядра, составляющие все атомы Вселенной, собрать вместе, получилась бы небольшая «куча» размером с пятиэтажный дом. Но в ней была бы сосредоточена вся масса Вселенной. В качестве доказательств волновой природы электронов приводят их дифракцию и интерференцию. Учитель должен перед уроком выяснить, изучен ли этот материал уже на уроке физики. Если его освоение еще предстоит учащимся, на наш взгляд, доказательства волновых свойств электронов следует опустить. Отметим, что протоны и нейтроны не являются «элементарными», так как построены из еще более мелких частиц — кварков. Ниже приведено несколько типичных тестовых заданий по теме урока.

1. Чему равен заряд атома кислорода?  
1) 0;            2) +8;            3) +16;            4) -1.
2. Чему равен заряд ядра атома кислорода?  
1) 0;            2) +8;            3) +16;            4) -1.

3. Что общего в атомах  $^{18}_8\text{O}$  и  $^{16}_8\text{O}$ ?
- 1) Массовое число;
  - 2) число протонов;
  - 3) число нейтронов;
  - 4) радиоактивные свойства.
4. Сколько электронов в атоме кальция-40?
- 1) 0;
  - 2) 40;
  - 3) 20;
  - 4) 1.
5. Сколько электронов в ионе  $\text{O}^{2-}$ ?
- 1) 8;
  - 2) 16;
  - 3) 10;
  - 4) 6.
6. Выберите атом, в котором число протонов равно числу нейтронов:
- 1)  $^2\text{H}$ ;
  - 2)  $^{11}\text{B}$ ;
  - 3)  $^{19}\text{F}$ ;
  - 4)  $^{40}\text{Ar}$ .
7. Чем отличаются друг от друга атомы одного и того же химического элемента?
- 1) Числом протонов;
  - 2) числом электронов;
  - 3) зарядом ядра;
  - 4) массовым числом.

Учащимся уже известно, что электроны благодаря очень малой массе обладают не только свойствами частицы, но и волны (корпускулярно-волновой дуализм). Волна отличается от частицы тем, что ее положение в пространстве в данный момент времени зафиксировать невозможно. Именно поэтому правильнее говорить об электроне как об облаке (электронном облаке), «размытом» в околоядерном пространстве. Электронное облако не имеет четких границ (показано заливкой на рис. 5 в учебнике) и по мере удаления от ядра постепенно «тает». Ту часть электронного облака, а следовательно, и часть околоядерного пространства, где нахождение электрона наиболее вероятно, называют атомной орбиталью (показана окружностью, которая намечена пунктиром на рис. 5 учебника). По форме атомных орбита-

лей различают *s*-, *p*-, *d*- и *f*-электроны. *s*-Электроны имеют форму шара, а *p*-электроны — объемной восьмерки (см. рис. 6 учебника).

Несколько упрощая действительность, можно сообщить учащимся, что *d*-электроны состоят из двух восьмерок, а *f*-электроны из трех.

Электроны, находящиеся в атоме, имеют разную энергию, иными словами, они находятся на различных энергетических уровнях. Чем больше номер уровня, тем выше энергия электрона. Число энергетических уровней, на которых находятся электроны, равно номеру периода, в котором расположен элемент. На первом уровне максимально могут размещаться два электрона, на втором — восемь, на третьем — восемнадцать. В общем случае максимальная емкость уровня равна  $2n^2$  электронов, где  $n$  — номер уровня.

Далее следует рассмотреть порядок заполнения энергетических уровней электронами и составление электронных формул атомов. Удобно использовать рисунок 7 учебника. У элементов 1-го периода происходит заполнение первого энергетического уровня, у элементов 2-го периода — второго. Поэтому 1-й период содержит всего два элемента — водород и гелий, 2-й — восемь. К концу 3-го периода третий энергетический уровень оказывается незавершенным. Его заполнение происходит у элементов 4-го периода, начиная со скандия и заканчивая цинком. Эти элементы, в атомах которых заполняются внутренние электронные слои, называют переходными. Они находятся в побочных подгруппах.

Составление электронных формул, показывающих распределение электронов по подуровням, не входит в программу изучения химии базового уровня. При желании и интересе учащихся учитель может рассмотреть этот вопрос на факультативе. В этом случае следует сообщить, что при составле-



нии электронных формул атомные орбитали обозначают квадратиками или черточками. На одной орбитали может находиться не более двух электронов, обладающих противоположенными спинами. Первый уровень содержит лишь  $s$ -электроны, второй уровень — два  $s$ - и шесть  $p$ -электронов, третий — два  $s$ -, шесть  $p$ - и десять  $d$ -электронов. У элементов главных подгрупп I и II групп последний электрон имеет  $s$ -характер, поэтому эти элементы называют  $s$ -элементами. Аналогично элементы главных подгрупп III—VIII групп называют  $p$ -элементами, а элементы побочных подгрупп, в атомах которых происходит заполнение предвнешнего электронного слоя, —  $d$ -элементами. Элементы, входящие в одну и ту же подгруппу, например литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций, имеют сходное электронное строение, т. е. являются полными электронными аналогами. Именно поэтому они имеют близкие химические свойства.

Каждый энергетический уровень разделен на подуровни. Электроны данного подуровня отличаются от электронов другого подуровня того же энергетического уровня главным образом формой электронных облаков (энергии подуровней также различаются, хотя и незначительно).

Таким образом, близкие по энергии электроны находятся на одном уровне, а равные по форме и энергии — на одном подуровне. Число подуровней равно номеру уровня. На  $s$ -подуровне находятся электроны, имеющие форму сферы ( $s$ -электроны), на  $p$ -подуровне — объемной восьмерки и т. д.  $s$ -Подуровень состоит из одной орбитали, т. е. максимально включает два электрона,  $p$ -подуровень — из трех орбиталей (шесть электронов),  $d$ -подуровень — из пяти орбиталей (десять электронов),  $f$ -подуровень из семи орбиталей (14 электронов). На доске можно написать схему 2 или таблицу 1.



1-й период  $1s \longrightarrow$   
 2-й период  $\longrightarrow 2s \longrightarrow 2p \longrightarrow$   
 3-й период  $\longrightarrow 3s \longrightarrow 3p \longrightarrow$   
 4-й период  $\longrightarrow 4s \longrightarrow 3d \longrightarrow 4p \longrightarrow$   
 5-й период  $\longrightarrow 5s \longrightarrow 4d \longrightarrow 5p \longrightarrow$   
 6-й период  $\longrightarrow 6s \longrightarrow 5d \longrightarrow 4f \longrightarrow 6p \longrightarrow$   
 7-й период  $\longrightarrow 7s \longrightarrow 6d \longrightarrow 5f \longrightarrow 7p$

Графически данная последовательность показана на рисунке 8 учебника, который приведен в качестве вспомогательного иллюстративного материала.

### УРОК 3. Химическая связь. Агрегатные состояния

Классификацию типов химической связи удобнее начинать с введения понятия электроотрицательности, затем перейти к описанию типов химической связи и кристаллических решеток. Воспользовавшись Периодической системой, учитель может показать порядок изменения электроотрицательности в главных подгруппах и малых периодах. На основании этого должен быть сделан вывод о том, что металлы имеют тенденцию к отдаче электронов, а неметаллы — к присоединению. Химическая связь между типичным металлом и неметаллом, таким образом, является ионной. Учащиеся должны четко представлять себе, что атомы элементов-неметаллов с одинаковыми или близкими значениями электроотрицательностей образуют между собой ковалентные связи. В случае взаимодействия друг с другом атомов металлов реализуется металлическая связь. Может возникнуть вопрос, почему неустойчивы молекулы металлов, например  $\text{Na}_2$ . Для ответа на него достаточно вспомнить правило октета, согласно которому устойчивой является восьмиэлектронная оболочка (двухэлектронная оболочка устойчива лишь для элементов 1-го периода — водорода, ге-

лия). Атомы неметаллов, присоединяя электроны, завершают свою электронную конфигурацию до октета, в случае металлов такое невозможно. Им выгоднее отдавать электроны, например предоставляя их в общее пользование. Описывая ковалентную связь, уже знакомую учащимся по курсу основной школы, учитель может продемонстрировать два механизма ее образования — обменный и донорно-акцепторный. Учащиеся должны понимать смысл выражений «донор электронной пары», «акцептор электронной пары». Рассмотрев важнейшие виды химической связи, необходимо остановиться на свойствах веществ с определенным типом связи и их строении — типе кристаллической решетки. Удобно использовать таблицу 1 учебника. Полезно вновь обратиться к уровням строения материи (атом — молекула — вещество), сформулированным на первом уроке. Для этой цели служит схема 1 в тексте учебника. В заключение рекомендуется кратко охарактеризовать межмолекулярное взаимодействие, подчеркнув его важную роль в природе, в том числе при передаче наследственной информации.

В качестве заданий можно предложить учащимся угадать тип кристаллической решетки вещества по описанию его свойств. Такие задания приведены в конце § 3 учебника. Можно также использовать и вопросы такого типа:

1. При комнатной температуре цитраль представляет собой жидкость с приятным цитрусовым запахом. Какой тип кристаллической решетки имеет твердый цитраль?

2. Неизвестное вещество представляет собой белый кристаллический порошок, без запаха, хорошо растворимый в воде, имеющий высокую температуру плавления. Какой тип кристаллической решетки имеет это вещество?

3. Зная, что в силане  $\text{SiH}_4$  кремний находится в степени окисления +4, ответьте на вопрос, какой из двух элементов — водород или кремний — имеет большую электроотрицательность?

4. Могут ли в роли донора при образовании ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму выступать метан, аммиак, вода?

#### УРОК 4. Периодический закон Д. И. Менделеева

Учащиеся уже знакомы с периодическим законом Д. И. Менделеева и наглядной формой его представления — Периодической системой, поэтому урок направлен на обобщение и повторение приобретенных ранее знаний. После формулировки периодического закона (как традиционной, предложенной Менделеевым, так и современной) желательнее ознакомить учащихся с двумя вариантами периодической таблицы — короткопериодным (помещен на форзаце учебника) и длиннопериодным (см. рис. 46 учебника). Важнейшие закономерности изменения свойств элементов по группам и периодам удобно представить на доске в виде схемы 4 (стрелки показывают направление возрастания свойства).

Схема 4



Основываясь на них, учащиеся должны сделать самостоятельно выводы об изменении металлических свойств простых веществ и кислотно-основных свойств высших оксидов. При обсуждении вопроса, какой из металлов является самым активным простым веществом, следует учитывать, что франций сильно радиоактивен; это затрудняет рассмотрение его взаимодействия с водой (в него вносит существенный вклад радиолиз). От свойств оксидов логично перейти к обсуждению свойств гидроксидов, которые формально можно представить как продукты реального или гипотетического взаимодействия оксидов с водой (присоединения воды, т. е. гидратации, отсюда и происходит термин). Следует обратить внимание учащихся, что различие в кислотно-основных свойствах гидроксидов связано с различным характером их диссоциации: гидроксиды-кислоты в водных растворах распадаются с разрывом связи  $O-H$ , а гидроксиды-основания с разрывом связи  $E-O$ . Формально можно считать, что амфотерные гидроксиды в зависимости от условий следуют по одному из этих двух путей. На самом деле такое рассмотрение, приведенное в § 4, является сильным упрощением, но оправданным при преподавании химии базового уровня. Лишь при работе с сильными учащимися можно обратить внимание на условность этих представлений. Так, например, атом бериллия в гидроксиде уже имеет координационное число 4, формально вещество можно представить как полимер. В растворе щелочи происходит разрыв некоторых связей  $Be-O$ , вызванный атакой гидроксид-анионов, что приводит к образованию тетрагидроксобериллат-ионов. Заметим, что из суммарного уравнения взаимодействия гидроксида бериллия со щелочью  $Be(OH)_2 + 2OH^- = [Be(OH)_4]^{2-}$  сделать вывод о происходящем разрыве связи  $Be-O$  не представляется возможным.

Рассмотрев важнейшие закономерности изменения свойств, учитель может остановиться на характеристике отдельных элементов.

**План характеристики химического элемента приведен ниже:**

1) положение элемента в Периодической системе и строение его атома. Здесь требуется не только определить, в какой группе, подгруппе и периоде находится элемент, но и записать электронную конфигурацию, указать число валентных электронов, а следовательно, и максимальную степень окисления (она равна номеру группы, в которой расположен элемент);

2) характер элемента и простого вещества — металл, неметалл, металлоид;

3) сравнение свойств элемента со свойствами соседних элементов по периоду;

4) сравнение свойств элемента со свойствами соседних элементов по подгруппе;

5) состав высшего оксида, его характер;

6) состав высшего гидроксида, его характер;

7) состав летучего водородного соединения.

Здесь уместно напомнить учащимся о предсказательной силе периодического закона, в том числе об успешном предсказании Д. И. Менделеевым свойств трех элементов (галлия — экаалюминия, германия — экасилиция, скандия — экабора), которые были открыты несколькими годами позже.

## **УРОК 5. Растворы**

В начале урока учитель должен напомнить о том, что большинство веществ присутствует в природе не в индивидуальном виде, а образует смеси. Учащиеся могут самостоятельно сформулировать признаки, отличающие смеси от химических соединений (посто-

янство состава соединения, его описание химической формулой, наличие постоянных свойств — температуры кипения, температуры плавления, показателя преломления, плотности и т. д.). Тема «Растворы» уже была изучена в 8 классе, понятия о растворимости веществ, массовой доле растворенного вещества уже должны быть известны школьникам. Для их повторения можно решить задачу на приготовление раствора определенной массовой доли (например, физиологического раствора, в этом случае учитель должен объяснить значение этого термина — это раствор, имеющий осмотическое давление крови, т. е. его можно смешивать с кровью, не нарушая баланса ионов в плазме крови и внутри клетки; именно на физиологическом растворе готовят многие инъекции; известны случаи, когда неправильное приготовление физиологического раствора в больницах приводило к смерти пациентов). Говоря о растворимости, удобно напомнить значение термина «насыщенный раствор», основываясь на котором ввести понятие о пересыщенном растворе. Для демонстрации неустойчивости пересыщенных растворов возможно проведение эффектного опыта с кристаллизацией пересыщенного раствора ацетата натрия при внесении затравки.

Особо стоит остановиться на физико-химических процессах, протекающих при растворении. Рассказ можно начать с демонстрации тепловых явлений при растворении, что должно свидетельствовать в пользу химического взаимодействия при растворении. Учитель должен объяснить их гидратацией молекул или ионов, которая в ряде случаев сопровождается образованием кристаллогидратов — соединений веществ с водой. Некоторые из таких гидратированных солей стоит продемонстрировать учащимся. Эффектен опыт гидратации предварительно обезвоженного сульфата меди(II).

В заключение можно упомянуть о понижении температуры замерзания раствора по сравнению с



чистым растворителем и рассказать об использовании этого в борьбе с гололедом. Здесь уместно обратить внимание учащихся на то, что при использовании смесей хлоридов происходит засаливание почвы. В то же время в Москве пришлось отказаться от использования экологически менее вредного ацетата аммония в связи с появлением при его гидролизе веществ с сильным запахом — уксусной кислоты и аммиака.

## **УРОК 6. Коллоидные растворы**

Коллоидные растворы широко распространены в природе и быту, поэтому изучение данной темы обязательно даже для учащихся непрофильных классов. Главная задача учителя на уроке — показать школьникам многообразие коллоидных систем на примерах, знакомых учащимся из повседневной жизни. В данном случае нет необходимости использовать малопонятный термин «дисперсная система» и строгую классификацию дисперсных систем на грубодисперсные (суспензии, эмульсии) и собственно коллоидные (золи, гели и т. д.). Термин «дисперсная система» не входит в федеральный компонент государственного стандарта по химии для базового уровня образования. Следуя этому, и все дисперсные системы, включая суспензии и эмульсии, в тексте параграфа названы коллоидными. В начале урока учитель на конкретных примерах показывает многообразие коллоидных растворов (молоко, пастила, взбитые сливки, пена, туман, поролон), демонстрирует отличие свойств истинного и коллоидного растворов (эффект Тиндаля). Основываясь на эксперименте, можно поставить вопрос: чем вызвано различие в свойствах? Необходимо подвести учащихся к правильному ответу: различие объясняется разным размером частиц растворенного вещества («дисперсной фазы»). Таким образом, в коллоидном растворе

присутствуют не отдельные молекулы или ионы, а агломераты из десятков тысяч подобных частиц, удерживаемых друг около друга силами электростатической природы. Одноименный поверхностный заряд на коллоидных частицах препятствует их слипанию, т. е. обеспечивает высокую стабильность раствора. При введении в раствор высокозаряженных ионов противоположного знака этот заряд нейтрализуется, и коллоидные частицы слипаются, происходит коагуляция. Медленное охлаждение раствора или его концентрирование могут привести к постепенному усилению взаимодействия между коллоидными частицами с образованием пространственной сетки — геля. Учащиеся хорошо знакомы с гелями (иначе — со студнями) в повседневной жизни. Структура геля рыхлая, так как пространственная сетка удерживает в пустотах молекулы растворителя. Разрушение геля при хранении с выделением растворителя называют синерезисом. Примером последнего служит выделение воды на поверхности сметаны при ее длительном хранении. Учащиеся должны твердо запомнить, что чем мельче размер коллоидных частиц, тем больше площадь их поверхности и тем сильнее свойства системы отличны от свойств гетерогенной смеси. Именно благодаря высокой площади поверхности коллоидные системы имеют гораздо больший запас энергии, что можно подтвердить примерами самовозгорания муки на мукомольных предприятиях, взрывов сахарной пудры на сахарорафинадных заводах.

## **УРОК 7. Электролитическая диссоциация. Кислотность среды. Индикаторы**

На данном уроке необходимо обобщить сведения о важнейших классах неорганических соединений, которые были получены учащимися в 8—9 классах.

Важно, чтобы школьники понимали противоположность свойств кислот и щелочей, умели объяснять причину общих свойств соединений одного класса (кислот, оснований). Урок лучше начать с вопроса о причинах электропроводности растворов кислот, щелочей, солей. Выяснив причину этого, учитель перечисляет и демонстрирует общие свойства различных кислот, а затем и различных щелочей, подводя учащихся к выводу, что они обусловлены конкретными ионами (водорода, гидроксила). Свойства важнейших классов неорганических соединений обобщены в таблице 6 (см. § 7 учебника) и в таблицах приложений 4, 5 учебника. Далее следует рассмотреть электролитическую диссоциацию воды, продемонстрировав ее амфотерный характер (образует в равных количествах ионы водорода и гидроксила). Таким образом, про раствор, в котором концентрации этих ионов равны, говорят, что он имеет нейтральную среду, раствор, в котором преобладают ионы водорода, — кислотный, а в котором преобладают гидроксид-ионы — щелочной. Учащиеся уже знакомы с кислотно-основными индикаторами, на уроке требуется лишь обобщить и углубить эти знания, показав пример использования универсальной индикаторной бумаги (шкала приведена в тексте параграфа). В качестве домашнего опыта можно предложить учащимся определить кислотность среды различных бытовых и пищевых растворов, предоставив им по несколько полосок индикаторной бумаги. Результаты определения они могут сравнить с рисунком 27 учебника. Тема «Гидролиз солей» не входит в программу базового уровня, однако сведения о том, что кислотность растворов солей может сильно отличаться от нейтральной, у учащихся должны быть. Рассказывая о кислотности, следует привести пример кальцинированной и пищевой соды (см. § 7), а также квасцов (от древнерусского слова «квас», т. е. кислота).

## Тема 2. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

### УРОК 8. Уравнения химических реакций и расчеты по ним

С приемами решения расчетных задач (расчеты по уравнению реакции) учащиеся уже познакомились в 8—9 классах. Федеральный компонент государственного стандарта по химии (базовый уровень) не предполагает получения дополнительных навыков решения задач. Поэтому цель урока — напомнить учащимся принципы, лежащие в основе химических расчетов. Это удобно сделать, используя схему 2, приведенную в § 8, и конкретизировав ее на каком-либо простом примере.

**Задача.** Какой объем кислорода (н. у.) потребуется на сжигание 32 г метана? Какой объем углекислого газа (н. у.) и какая масса воды при этом образуются?

При решении задач полезно напомнить важнейшие формулы стехиометрии:

$$v = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} \text{ (для газов),}$$

а также закон объемных отношений.

Для слабых учащихся возможно использовать решение задач путем составления пропорций. Решение расчетных задач при преподавании химии базового уровня не должно занимать много времени в учебном процессе. Все стехиометрические расчеты в химии основаны на арифметике и не отражают сути химических превращений. Учителю следует продемонстрировать общие подходы к решению простейших расчетных задач. Это удобно сделать, разобрав разнообразные расчеты по одному уравнению реакции. Лучше всего рассматривать простое уравнение, хорошо известное учащимся. В книге это сделано на примере взаимодействия алюминия с соляной кислотой. Так, продемонстрировав опыт и записав урав-

нение реакции, можно последовательно поставить перед классом вопросы: 1) сколько граммов хлороводорода способно вступить в реакцию с 2,7 г алюминия; 2) какая масса 20%-го раствора соляной кислоты содержит найденное количество хлороводорода; 3) какой объем водорода (измерен при н. у.) при этом образуется; 4) какой объем водорода выделится при взаимодействии 5,4 г алюминия с 300 г 3,65%-го раствора соляной кислоты? Дополнительно можно разобрать задачу на определение массовой (объемной) доли выхода. Например, при взаимодействии 2,7 г алюминия с соляной кислотой, взятой в избытке, выделилось 3,0 л газа (измерено при н. у.). Определите объемную долю выхода реакции.

## **УРОК 9. Реакции ионного обмена. Качественные реакции**

В начале урока учитель может напомнить учащимся классификацию химических реакций по различным признакам (выделение и поглощение теплоты, отсутствие или наличие катализатора, обратимость и т. д.). Одним из важнейших классификационных признаков служит наличие или отсутствие переноса электронов. У учащихся должно сформироваться понятие о том, что все процессы условно можно разделить на окислительно-восстановительные и протекающие без изменения степеней окисления. Последние представлены, главным образом, реакциями ионного обмена, которым и посвящен урок. В качестве иллюстрации такого рода процесса следует продемонстрировать реакцию нейтрализации в присутствии индикатора (опыт с бюреткой). Формулируя условия необратимого протекания реакций ионного обмена (выпадение осадка, выделение газа, образование воды или другого слабого электролита), учитель должен обратить внимание на то, что все они по сути сводятся к одному и тому же — связыванию ионов в неэлектролит или слабый электролит. Таким обра-

зом, движущей силой реакций ионного обмена выступает связывание ионов. В примерах следует использовать также и реакции с участием органических веществ, например уксусной кислоты. На одном конкретном примере учащимся следует напомнить правила составления полных и сокращенных уравнений химических реакций. Важно, чтобы учащиеся представляли, что сокращенное ионное уравнение показывает суть происходящего в растворе процесса, оно может быть общим сразу для нескольких реакций (см. пример в тексте § 9). Рассказ о реакциях обмена следует проиллюстрировать эффектно выполненными опытами по выпадению цветных осадков. Неоднократно публиковался опыт, часто называемый «химическая радуга». Он позволяет получить целую палитру разноцветных осадков или растворов всех цветов радуги.

### Описание демонстрационного опыта

В семь больших пробирок, помещенных в демонстрационный штатив с белым фоном, сливаем попарно растворы:

- 1-я — хлорид железа (III) и роданид калия (красный цвет);
- 2-я — раствор хромата калия подкисляем раствором серной кислоты  $H_2SO_4$  (оранжевый цвет);
- 3-я — хромат натрия и хлорид бария (желтый цвет);
- 4-я — сульфат никеля (II) и гидроксид натрия (зеленый цвет);
- 5-я — сульфат меди (II) и гидроксид натрия (голубой цвет);
- 6-я — сульфат меди (II) и раствор аммиака (синий цвет);
- 7-я — хлорид кобальта (II) и роданид калия (фиолетовый цвет).

Запишем уравнения реакций, протекающих в пробирках.

1.  $FeCl_3 + 3KCNs = Fe(CNS)_3 + 3KCl$ ;
2.  $2K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2Cr_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$ ;
3.  $BaCl_2 + Na_2CrO_4 = BaCrO_4 \downarrow + 2NaCl$ ;

4.  $\text{NiSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
5.  $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
6.  $\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ;
7.  $\text{CoCl}_2 + 2\text{KCNS} = \text{Co}(\text{CNS})_2 + 2\text{KCl}$ .

Комментируя опыт по осаждению гидроксида меди(II) и последующему его растворению в избытке аммиака, учитель может кратко рассказать о комплексных соединениях, хотя в программу обучения в непрофильных классах это не входит.

Несколько слов на уроке следует сказать и о химическом анализе, а также аналитической химии. Учащиеся должны понимать разницу между качественным и количественным анализом (по аналогии с качественным и количественным составом вещества). Необходимо напомнить учащимся условия проведения качественных реакций на хлорид-, сульфат- и карбонат-ионы, продемонстрировать различие между хорошо закристаллизованным (сульфат бария) и слабо закристаллизованным («творожистым») осадком (хлорид серебра). Более полная таблица по качественному анализу приведена в приложении 2 учебника. Об одном из методов количественного анализа (титриметрии) можно рассказать на факультативе, основываясь на проведенном демонстрационном опыте по нейтрализации соляной кислотой гидроксида калия. Для изучения основ титриметрии учащиеся должны иметь представление о молярной концентрации раствора.

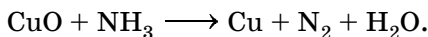
### **УРОК 10. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз**

На данном уроке рассматриваются реакции, в ходе которых происходит перенос электронов от одних атомов к другим. Учитель сразу же может напомнить учащимся, что направленное движение элект-

ронов представляет собой электрический ток. Таким образом, если разделить процессы отдачи и присоединения электронов в пространстве, любую окислительно-восстановительную реакцию теоретически можно использовать для создания тока. Следует упомянуть важность окислительно-восстановительных превращений в природе (атмосферные явления, биохимические процессы) и в технике (коррозия, электролиз, химические источники тока). При повторении понятий «окислитель», «окисление», «восстановитель», «восстановление» следует подчеркнуть противоположность окисления и восстановления, но в то же время и их общность (один процесс невозможен без другого). Для иллюстрации удобно использовать рисунок 34 учебника. Для наглядности учитель может провести реакцию горения алюминиевой пудры (используется в качестве серебряной краски), впрыскивая ее при помощи груши в верхнюю часть пламени. Опыт эффектен в затемненном помещении. Желательно проводить его в вытяжном шкафу, так как образующиеся при горении алюминиевой пудры мельчайшие частички корунда могут попасть в дыхательные пути.

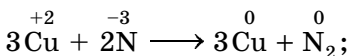
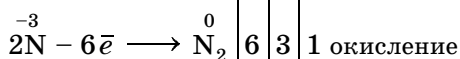
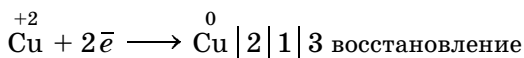
Переходя к анализу уравнений окислительно-восстановительных реакций и расстановке коэффициентов в них, следует напомнить школьникам понятие «степени окисления». Важно обратить внимание на тот факт, что при переходе от оксида к гидроксиду и далее к соли степень окисления не меняется. Поэтому рассчитывать «степень окисления» серы в сульфате алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  нет необходимости, достаточно вспомнить, что это соль серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , которая образована серным ангидридом  $\text{SO}_3$ , а в этом соединении определить степень окисления серы не представляет сложности.

В качестве примера окислительно-восстановительной реакции рассмотрим взаимодействие оксида меди(II) с аммиаком:



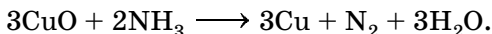


Расставив степени окисления всех элементов, находим, что в результате реакции степени окисления меняются только у меди и азота:

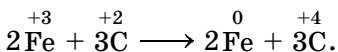
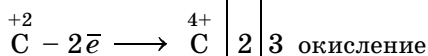
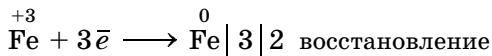
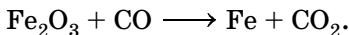


$\text{Cu}$  ( $\text{CuO}$ ) — окислитель,

$\text{N}$  ( $\text{NH}_3$ ) — восстановитель.

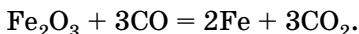


Другой пример — восстановление оксида железа(III) угарным газом:

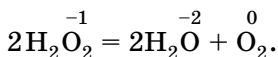


$\text{Fe}$  ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) — окислитель,

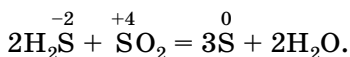
$\text{C}$  ( $\text{CO}$ ) — восстановитель.



Окислительно-восстановительные реакции, в которых окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, который в начале реакции находится в одной степени окисления, называют *диспропорционированием*. К числу таких реакций принадлежит разложение пероксида водорода на воду и кислород.



Обратный случай, когда в результате реакции атомы одного и того же элемента, находящиеся в разных степенях окисления, приобретают одну промежуточную, называют *сопропорционированием*. Примером служит взаимодействие сернистого газа с сероводородом, приводящее к образованию серы:

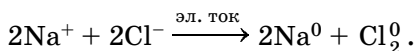
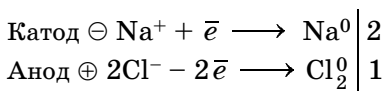
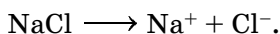


Руководствуясь Периодической системой, следует обсудить с учащимися наиболее типичные окислители (неметаллы с высокой электроотрицательностью — галогены, кислород, а также соединения элементов в высших степенях окисления, такие, как  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ ) и восстановители (металлы, соединения в низких степенях окисления —  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{CuCl}$ ,  $\text{CrSO}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ , некоторые неметаллы — водород, углерод, кремний).

В качестве простого примера окислительно-восстановительной реакции удобно использовать реакции вытеснения менее активного металла более активным. Здесь следует обратить внимание учащихся на необходимость соблюдения дополнительных условий (исходная соль должна быть растворима в воде, металл не должен реагировать с водой). В качестве эксперимента можно предложить вытеснение свинца из его соли цинком («сатурново дерево») или серебра медью. Отметим, что концентрации растворов, при которых металл выделяется в виде крупных блестящих кристаллов, учителю следует подобрать заранее. Записав на доске уравнения полуреакций, учителю следует упомянуть, что при их разделении в пространстве (см. рис. 36 учебника) создается возможность преобразования химической энергии в электрическую. Вопрос, как называется тот или иной электрод, часто вызывает затруднения. Напомним, что катодом называют электрод, на кото-

ром происходит восстановление. При электролизе он заряжен отрицательно, а в гальваническом элементе положительно. Анодом называют электрод, на котором происходит окисление. При электролизе он заряжен положительно, а в гальваническом элементе — отрицательно.

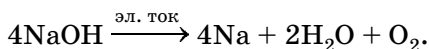
Электролизом называют химические реакции, протекающие в растворах и расплавах электролитов под действием электрического тока. Электролиз расплавов солей приводит к восстановлению металла на катоде и к окислению аниона кислотного остатка на аноде. Галогенид-ионы на аноде окисляются до простых веществ. В качестве примера рассмотрим электролиз расплава поваренной соли:



На катоде      На аноде

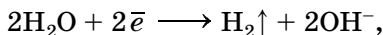
Данный процесс используют в промышленности для получения металлического натрия. Следует обратить внимание учащихся на то, что схема, приведенная на рисунке 38 учебника, сильно упрощена. Заводской реактор устроен таким образом, чтобы выделяющиеся вещества (натрий и хлор) не могли вступить в контакт друг с другом — это приводит к взрыву.

Анионы кислородсодержащих кислот при электролизе расплавов распадаются на оксид и кислород, а гидроксид-ионы — на воду и кислород:

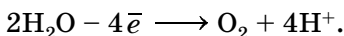


Электролиз водных растворов целесообразно более подробно рассмотреть на факультативе, а на уроке ограничиться лишь электролизом раствора поваренной соли.

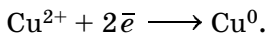
При электролизе водных растворов в реакции часто участвуют также и молекулы воды, которые могут выступать как в роли окислителя (за счет атомов водорода в степени окисления +1)



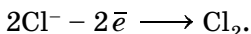
так и в роли восстановителя (за счет атомов кислорода в степени окисления -2)



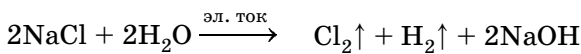
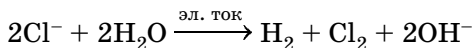
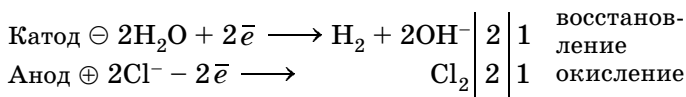
Выделение водорода происходит при электролизе растворов активных металлов — щелочных, щелочноземельных и алюминия. Если металл, образующий соль, обладает низкой активностью, то при электролизе выделение водорода не наблюдается, а на катоде образуется металл, например:



Выделение кислорода происходит при прохождении электрического тока через растворы солей кислородсодержащих кислот — нитратов, сульфатов, фосфатов, карбонатов, а также фторидов. При электролизе растворов хлоридов, бромидов, иодидов и сульфидов выделение кислорода не наблюдается, а происходит окисление анионов кислотных остатков, например:

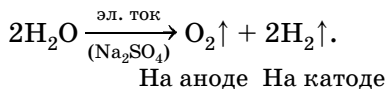


Таким образом, электролиз раствора хлорида натрия приводит к выделению хлора, водорода и образованию гидроксида натрия:

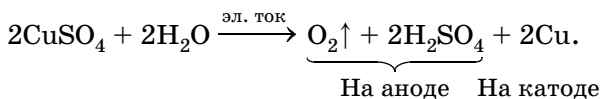


На аноде      На катоде

Электролиз солей, образованных активным металлом и анионом кислородсодержащей кислоты, фактически сводится к разложению воды:



То же наблюдается и при электролизе растворов щелочей. Электролиз раствора сульфата меди (II) приводит к выделению кислорода, меди и образованию серной кислоты:



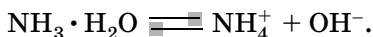
При использовании медного анода происходит растворение анода и выделение меди на катоде — это используется для очистки металла методом электролитического рафинирования. Данный пример показывает, что в некоторых случаях материал анода может участвовать в реакции. Такой анод называют активным в отличие от инертного, сделанного из графита или платины.

### Тема 3. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

#### УРОК 11. Классификация неорганических веществ. Простые вещества — неметаллы

Классификация неорганических веществ, приведенная на схеме 4 учебника, несколько отличается от традиционной. Так, в отдельный класс выделены водородные соединения независимо от их кислотно-основных свойств, а основания и кислоты объединены в класс гидроксидов. Схема выражает также и генетическую связь между оксидами и гидроксидами. Следует обратить внимание учащихся на то, что кислотными свойствами обладают также и водородные

соединения неметаллов VI и VII групп. С позиций принятых в средней школе определений кислот и оснований как веществ, диссоциирующих с отщеплением катионов водорода и гидроксид-ионов соответственно, аммиак нельзя относить к основаниям. В то же время его водный раствор — основание, так как гидрат аммиака диссоциирует по уравнению



Генетическую связь между различными классами неорганических веществ удобно рассматривать, используя рисунок 41 учебника. На уроке его следует рассмотреть на примере конкретного металла (кальция) и неметалла (фосфора).

Сведения об оксидах, кислотах, основаниях и солях, известные учащимся по курсу химии 8 и 9 классов, представлены в приложениях 3, 4, 5, 6, 7 учебника.

Рассмотрев генетическую связь между различными классами неорганических веществ, учитель дает краткую характеристику неметаллов как простых веществ и демонстрирует образцы простых веществ — неметаллов, имеющиеся в школьной коллекции. После этого учитель рассказывает о наиболее типичных неметаллах — галогенах. Здесь важно отметить изменение окислительных свойств простых веществ в подгруппе галогенов, проиллюстрировав его реакциями вытеснения галогенид-ионов галогенами. Следует ввести также понятие об аллотропии. Это удобно сделать на примере алмаза и графита, а также озона и кислорода. Так как программа не предусматривает подробное изучение свойств соединений неметаллов, этот материал учащиеся могут представить в форме докладов.

## **УРОК 12. Практическая работа 1.**

### **Решение экспериментальных задач по теме «Химические реакции»**

**УРОК 13. Простые вещества — металлы.**  
**Физические свойства металлов.**  
**Сплавы**

Урок можно построить по следующей схеме. Вначале при помощи учащихся рассмотреть общие свойства металлов как химических элементов (небольшое число валентных электронов, стремление отдавать электроны, восстановительные свойства) и простых веществ (металлический блеск, ковкость, пластичность, высокая тепло- и электропроводность, стремление вступать в реакции с неметаллами), *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементами. Металлы побочных подгрупп (*d*-, *f*-элементы) называют переходными. Учащиеся должны четко понимать, что общие свойства металлов простых веществ обусловлены строением их атомов, т. е. небольшим числом валентных электронов. Можно попросить учащихся привести примеры использования металлов в окружающей жизни и спросить, какие свойства металлов при этом используются.

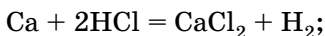
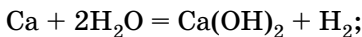
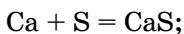
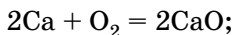
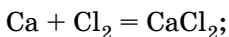
Можно задать вопрос, почему металлы при низких температурах не образуют устойчивых молекул, например  $\text{Na}_2$ , подобно галогенам. Атомы галогена, объединяясь в молекулы, достраивают свою электронную конфигурацию до октета, а при объединении двух атомов натрия октета не получается. Поэтому энергетически выгоднее оказывается объединение валентных электронов во всем объеме металла, т. е. металлическая связь. Рассказ о физических свойствах металлов следует сопровождать демонстрацией образцов из школьной коллекции. Желательно показать металлы не только в виде слитков, фольги, проволоки, но и их порошки, не имеющие металлического блеска. Желательно, чтобы школьники примерно представляли себе температуры плавления важнейших металлов — железа, меди, алюминия, олова, свинца, цинка. Введение в металл атомов другого металла приводит к возник-

новению твердых растворов, а в некоторых случаях и химических соединений — интерметаллидов. Именно поэтому образующийся материал — сплав по свойствам сильно отличается от исходных металлов. В качестве примера можно привести сплавы золота или сплавы меди (латунь, бронза), которые по сравнению с чистыми металлами обладают большей твердостью. Образование сплава приводит и к изменению температуры плавления. Так, известны сплавы натрия и калия, жидкие при комнатной температуре, хотя оба образующих их металла при этих условиях находятся в твердом агрегатном состоянии.

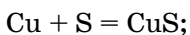
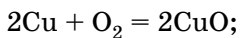
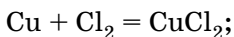
При недостатке времени на уроке учащиеся могут познакомиться со свойствами различных сплавов самостоятельно, пользуясь текстом § 12. В этом случае в качестве задания на дом можно рекомендовать составление таблицы (см. задание 8 § 12 учебника).

#### **УРОК 14. Химические свойства металлов**

В начале урока учитель может попросить одного из учеников сформулировать общие свойства металлов, изученные на предыдущем уроке. Важно показать, что металлы — восстановители, так как их атомы имеют мало валентных электронов и легко их отдают. Как восстановители, металлы реагируют с окислителями — неметаллами, катионами водорода (кислотами) и других, менее активных металлов (солями). Активные металлы взаимодействуют также и с водой. Эти рассуждения требуется проиллюстрировать уравнениями реакций, например:

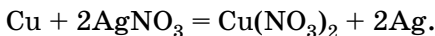






$\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} \neq$  реакция не идет;

$\text{Cu} + \text{HCl} \neq$  реакция не идет;



Необходимо еще раз рассмотреть и проанализировать ряд активностей металла, выделив группы металлов, вытесняющих водород из кислот, реагирующих с водой при комнатной температуре, реагирующих с перегретым (нагретым выше 100 °С) водяным паром. Можно рассмотреть простые качественные задачи по этой теме. 1) Приведите пример металла, не взаимодействующего с водяным паром, но способного вытеснить медь из растворов ее солей (ответ — свинец). 2) Можно ли использовать натрий для выделения меди из раствора хлорида меди?

Говоря о реакциях замещения металлов в солях, можно перейти к реакциям замещения в оксидах — металлотермии. Здесь сразу следует указать на применение этой группы реакций для получения металлов. При возможности следует продемонстрировать учащимся горение термита.

Особо следует рассмотреть взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой, хотя эта реакция уже изучалась в курсе основной средней школы. Рассказ можно сопровождать обсуждением вопроса, как нужно тушить загоревшийся натрий, годятся ли для этого вода, спирт, кварцевый песок. Для десятиклассников новым является окрашивание пламени солями этих металлов. Заметим, что, строго говоря, окраска вызвана переходами в нейтральном атоме металла, а не в ионе. Таким образом, окрашивание вызвано не ионами металлов, а атомами, которые в незначительном количестве возникают в пламени (оно представляет собой плазму).

## **УРОК 15. Повторение и обобщение пройденного материала.**

### **Подготовка к контрольной работе 1**

На данном уроке следует рассмотреть изученный ранее материал с целью подготовки учащихся к контрольной работе. Рекомендуется повторить следующие темы:

- 1) электронные конфигурации атомов и ионов;
- 2) характер изменения свойств атомов и простых веществ в периодах и главных подгруппах;
- 3) составление уравнений окислительно-восстановительных реакций;
- 4) решение расчетных задач (расчеты по уравнениям реакций, расчет массовой доли растворенного вещества);
- 5) качественные реакции на катионы (окрашивание пламени) и анионы (хлорид, сульфат, карбонат);
- 6) генетическая связь между важнейшими классами неорганических веществ;
- 7) определения понятий «коллоидный раствор», «коррозия», «аллотропия», «электролиз».

## **УРОК 16. Контрольная работа 1**

### **ВАРИАНТ 1**

1. Что называют электрохимической коррозией? Приведите пример.
2. Как изменяются металлические свойства в ряду  $\text{Ca} \longrightarrow \text{Sr} \longrightarrow \text{Ba}$ ?
3. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между цинком и нитратом серебра, укажите окислитель и восстановитель.
4. Сколько граммов металлического серебра можно выделить из 200 г 10,8%-го раствора нитрата серебра?

5. С какими из перечисленных веществ реагирует соляная кислота (алюминий, оксид углерода(IV), оксид меди(II), медь, гидроксид бария)? Напишите уравнения реакций.
6. Неизвестная соль окрашивает пламя в желтый цвет, а при действии на нее раствором нитрата серебра выпадает белый творожистый осадок, нерастворимый в кислотах. Назовите соль и предложите способ ее получения из карбоната кальция.

### *ВАРИАНТ 2*

1. Что называют аллотропией? Приведите пример.
2. Как изменяются неметаллические свойства в ряду  $P \longrightarrow S \longrightarrow Cl$ ?
3. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между магнием и соляной кислотой, укажите окислитель и восстановитель.
4. Какой объем водорода, измеренный при н. у., образуется при действии магния на 20 г 36,5%-го раствора соляной кислоты?
5. С какими из перечисленных веществ реагирует сульфат меди(II) (цинк, нитрат натрия, гидроксид натрия, серебро, гидроксид бария)? Напишите уравнения реакций.
6. Неизвестная соль окрашивает пламя в фиолетовый цвет, а при действии на нее раствором хлорида бария выпадает белый осадок, растворимый в кислотах с выделением газа, не имеющего запаха. Назовите соль и предложите способ ее получения из гидроксида калия.

### *ВАРИАНТ 3*

1. Что называют электролизом? Приведите пример.
2. Как изменяются неметаллические свойства в ряду  $F \longrightarrow Cl \longrightarrow Br$ ?
3. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между магнием и оксидом железа(III), укажите окислитель и восстановитель.

4. При взаимодействии избытка магния с 8 г оксида железа(III) получено 5,6 г металла. Определите массовую долю выхода реакции.
5. С какими из перечисленных веществ реагирует гидроксид натрия (оксид углерода(IV), нитрат натрия, нитрат меди(III), серебро, серная кислота)? Напишите уравнения реакций.
6. Соль образована однозарядными ионами двух элементов, каждый из которых имеет электронную конфигурацию инертного газа аргона. Назовите соль и предложите способ ее получения.

#### *ВАРИАНТ 4*

1. Какие растворы называют коллоидными? Приведите примеры.
2. Как изменяются металлические свойства в ряду  $Mg \rightarrow Al \rightarrow Si$ ?
3. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между кальцием и водой, укажите окислитель и восстановитель.
4. Сколько граммов кальция требуется взять для выделения из воды 6,72 л водорода (объем измерен при н. у.)?
5. С какими из перечисленных веществ реагирует карбонат натрия (азотная кислота, нитрат натрия, нитрат кальция, серебро, серная кислота)? Напишите уравнения реакций.
6. Соль образована двухзарядными ионами двух элементов, каждый из которых имеет электронную конфигурацию инертного газа аргона. Назовите соль и предложите способ ее получения.

#### **УРОК 17. Металлы в природе. Общие способы получения металлов. Металлургия**

Перед уроком учитель может выложить на демонстрационном столе образцы минералов, руд и горных пород. Учитель должен напомнить учащимся значе-

ния терминов «минерал», «горная порода», «руда», известные им из курсов природоведения и географии. Минерал в отличие от горной породы однороден, он имеет определенную химическую формулу. Горные породы представляют собой агрегаты минералов, образующие то или иное геологическое тело. Горные породы в большинстве случаев можно рассматривать как смеси различных веществ (минералов). В то же время известны и мономинеральные горные породы, например мрамор, которым, как и минералам, можно приписать определенную химическую формулу ( $\text{CaCO}_3$  в случае мрамора). Заметим, что минерал, как правило, отличается от химически чистого тела наличием примесей, которые не указывают в химической формуле. В горном деле все минералы и горные породы, из которых экономически выгодно извлекать простые вещества (обычно металлы) или их соединения, называют рудами. Руда может состоять из одного минерала или из целого агрегата минералов и горных пород. Наука о промышленных способах производства металлов называется металлургией. Рассказ о металлургии удобно сопровождать составлением таблицы 2.

Таблица 2

### Виды металлургии

Вид металлургии	Гидрометаллургия	Пирометаллургия	Электрометаллургия	Порошковая металлургия
Принцип получения металла				
Примеры металлов				

При обсуждении промышленных способов получения металлов следует обратить внимание учащихся на тот факт, что все они сводятся к восстановле-

нию металла разными восстановителями — электрическим током, водородом, углем, угарным газом, другим, более активным металлом. Часто у школьников возникает вопрос: как можно получить слиток тугоплавкого металла? Для ответа на него учитель должен рассказать о методе порошковой металлургии.

Более подробно следует остановиться на промышленном получении железа и алюминия. Школьники должны твердо усвоить, что чистое железо из-за мягкости не находит широкого применения. В технике используют сплавы железа с углеродом. Дешевый восстановитель — кокс, образующийся при разложении каменного угля без доступа воздуха. Восстановление коксом железной руды приводит к чугуна — сплаву, содержащему более 2% углерода, что делает чугун хрупким. Удаление избыточного углерода происходит при переделе чугуна в сталь. Для этого через расплавленный металл пропускают воздух, обогащенный кислородом, а частично окислившееся железо восстанавливают, вводя раскислители.

Производство алюминия — пример электрометаллургии. Следует подчеркнуть большие энергетические затраты в этом производстве.

## ***УРОК 18. Практическая работа 2.*** **Получение медного купороса**

### **Тема 4. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

## ***УРОК 19. Предмет и значение органической химии. Свойства органических веществ и реакций***

Задача учителя на данном уроке — сформировать у учащихся представление о предмете органической химии. Первоначальные сведения по данному вопро-

су уже получены ими в курсе химии 9 класса. Интуитивно разделить мир на минеральный (неорганический) и органический способен каждый школьник независимо от уровня его подготовки. Опираясь на это, можно познакомить школьников с виталистическими взглядами, согласно которым органические вещества представляли собой особый замкнутый мир, генетически не связанный с миром неорганическим. Считалось, что органические вещества можно выделить лишь из живых организмов, продуктов их жизнедеятельности или получить из других органических веществ. Виталистических взглядов придерживался даже такой известный химик, как Я. Берцелиус. Он писал: «В органической природе число соединений доходит до бесконечности; между ними и соединениями неорганической природы нельзя найти нечто аналогичное». Даже открытое Ф. Велером в 20-е годы XIX в. получение щавелевой кислоты из дициана и превращение цианата аммония (неорганического вещества) в мочевины, обычно выделяемую из мочи, не убедили ученого в ошибочности его взглядов. Полный синтез органического вещества (уксусной кислоты) из простых веществ, окончательно разрушивший представления о жизненной силе, был осуществлен Г. Кольбе в 1845 г. С кратким содержанием первых теорий строения органических веществ (теорией радикалов и теорией типов) учитель может познакомиться по книге В. М. Потапова «Органическая химия» (М.: Просвещение, 1983). Современные представления о строении органических веществ были впервые сформулированы русским химиком А. М. Бутлеровым. Учащиеся должны знать два определения органической химии — как химии соединений углерода и как химии углеводородов и их производных. Изложение материала можно построить следующим образом:

1) дать определение органической химии как химии соединений углерода, за исключением простого

вещества углерода, его оксидов, угольной кислоты и ее солей. Для облегчения запоминания учитель может выписать на доске в два столбика примеры органических и неорганических соединений углерода;

2) следует объяснить учащимся, что атомы углерода в отличие от атомов других элементов способны объединяться в устойчивые цепочки и циклы различной длины. Этим и объясняется многообразие органических веществ. Такие цепочки и циклы принято называть углеродным скелетом молекулы;

3) простейшие органические вещества — углеводороды состоят лишь из атомов двух элементов — углерода и водорода. Углеводороды с кратными связями называют непредельными. При замене атомов водорода в молекулах углеводородов на другие атомы или группы атомов образуются производные углеводородов, как это показано на схеме 6 в учебнике. Таким образом, органическую химию можно определить как химию углеводородов и их производных;

4) особенности протекания органических реакций — низкая скорость, множество параллельных путей, в результате чего основной продукт получается с низким выходом;

5) в заключение учитель формулирует важнейшие задачи органической химии, направленные на поиск и синтез веществ с важными, заранее заданными свойствами. Примеры материалов, созданных на основе органических веществ, широко известны школьникам (см. рис. 73 учебника).

## **УРОК 20. Структурная теория органических соединений. Изомерия**

В начале урока мы рекомендуем учителю дать краткую характеристику атома углерода исходя из его положения в Периодической системе. Следует обратить внимание на то, что внешний энергетический



уровень заполнен ровно наполовину, т. е. для его завершения атому требуется присоединить четыре электрона или отдать четыре электрона, что также приведет к электронной конфигурации инертного газа. Оба эти процесса энергетически невыгодны, поэтому углерод образует преимущественно ковалентные связи. Мир органических веществ — ковалентный. Учащиеся уже изучали свойства веществ с тем или иным видом связи и, опираясь на полученные ранее знания, должны сказать, что это вещества молекулярного строения с молекулярной кристаллической решеткой, летучие, легкоплавкие, часто имеют запах. Учитель может проиллюстрировать эти факты конкретными примерами (уксусная кислота, стеарин, этиловый спирт, сахароза). Только после этого следует перейти к изложению основных положений теории строения органических веществ. Здесь важно ввести определение химического строения, т. е. порядка соединения атомов в молекуле. Нам кажется целесообразным кратко рассмотреть все три положения теории химического строения, записав их в форме таблицы 3.

Таблица 3

**Основные положения теории химического строения**

Положение теории химического строения	Примеры, подтверждающие положения теории химического строения
1. Химическое строение веществ согласуется с валентностью атомов	$  \begin{array}{ccccccc}    & &   & & & & \\  -C- & -N- & -O- & -Cl & -H & & \\    & & & & & & \\  H_3C- & CH- & CH_2- & O- & CH_3 & & \\  &   & & & & & \\  & Cl & & & & & \\  CH_3- & CH_3 & CH_3- & CH_2- & OH & &   \end{array}  $

Положение теории химического строения	Примеры, подтверждающие положения теории химического строения
<p>2. Химическое строение определяет свойства веществ, возможно существование изомеров — веществ с одинаковым составом, но отличающихся химическим строением</p>	$\left. \begin{array}{l} \text{H}_3\text{C}-\text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\ \text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3 \end{array} \right\} \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ $\left. \begin{array}{l} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3 \end{array} \right\} \text{C}_4\text{H}_{10}$
<p>3. Взаимное влияние атомов и групп атомов друг на друга</p>	$\begin{array}{c} \text{—O—} \quad \text{H—O—H} \\ \text{H}_3\text{C—O—H} \quad \text{Na}^{\oplus} \text{O}^{\ominus}\text{—H} \end{array}$

Следует обратить внимание на то, что структурные формулы не отражают реального пространственного строения углеводородов, которое может быть показано на моделях. Каждую из записываемых на доске формул желательно представлять учащимся в виде шаростержневой модели, а модели некоторых веществ учащиеся могут собрать самостоятельно в ходе урока или после урока на факультативе.

Наиболее трудно усваивается третье положение теории химического строения о взаимном влиянии атомов. Взаимное влияние зависит не только от характера взаимодействующих группировок, но и от того, в каком порядке и в каких количественных соотношениях связаны они между собой.

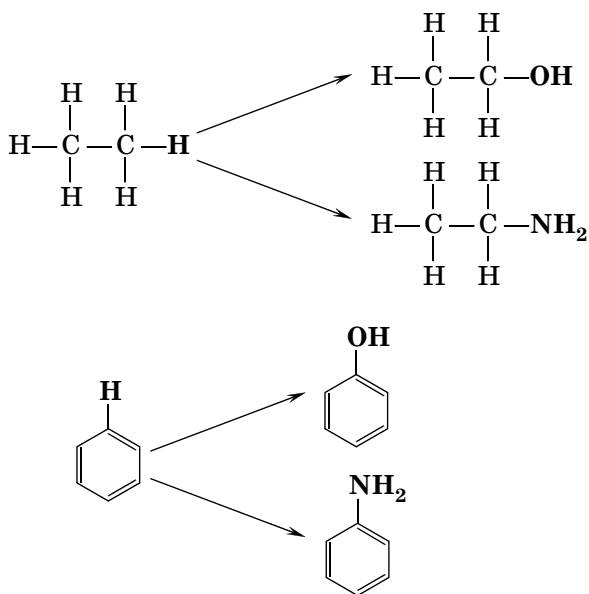
## УРОК 21. Основные классы органических соединений

На данном уроке учащиеся знакомятся с несколькими важными понятиями: 1) функциональная группа; 2) гомология; 3) номенклатура.

В основе любого углеводорода лежит углеродный скелет — последовательность атомов углерода, соединенных друг с другом. Для перехода к другой классификации необходимо ввести понятие о производных углеводородов как продуктах замещения атомов водорода на другие атомы и группы атомов, придающие молекулам характерные свойства. Такие атомы или группы атомов принято называть функциональными группами.

Переход от углеводорода к его функциональному производному легко представить в виде схемы 5.

Схема 5



Список наиболее распространенных функциональных групп приведен в таблице 10 учебника. Следует отметить, что не все заместители являются функциональными группами. К числу нефункциональных заместителей принадлежат атомы галогенов. Производные известны для всех типов углеводо-

родов — предельных, непредельных, алициклических. Таким образом, органическую химию можно определять как химию углеводов и их производных.

На уроке учитель должен дать самые общие представления о классификации и наиболее известных функциональных группах так, чтобы учащиеся могли по графической формуле вещества различать: 1) углеводород и функциональное производное; 2) определять тип углеводорода; 3) определять тип функционального производного. Так, этанол должен для них быть алифатическим спиртом, бензальдегид — ароматическим альдегидом и т. д.

Таким образом, органическая молекула в общем виде может быть представлена комбинацией углеродного скелета и функциональной группы. Меняя функциональную группу, мы переходим от веществ одного класса к веществам другого класса и таким образом кардинально изменяем свойства веществ. Изменение углеродного скелета, например увеличение его или уменьшение на одну  $\text{CH}_2$ -группу, практически не сказывается на химических свойствах. Так, этан по свойствам похож на метан и на пропан, этанол — на метанол и пропанол. Таким образом, вещества, имеющие сходное строение и сходные химические свойства, по составу различаются на одну или несколько  $\text{CH}_2$ -групп, т. е. имеют углеродный скелет различной длины. Такие вещества называют *гомологами*.

В заключение приведем для учителя некоторые дополнительные сведения о гомологии. Определение гомологии, близкое современному, впервые дал Жерар: «Мы называем гомологами те вещества, которые имеют одинаковые химические свойства и состав которых характеризуется некоторой аналогией пропорций входящих в них элементов» (*Ch. Gerhardt. Precis de Chimie organique, 1844*). Заслуга ученого заключается в том, что он рассматривал го-

мологию как общую закономерность, объединяющую огромный мир органических веществ в стройную систему рядов сходных соединений. Понимая суть гомологии, можно использовать ее для предсказания свойств соединений.

Рассмотрим важнейшие правила построения гомологических рядов<sup>1</sup>:

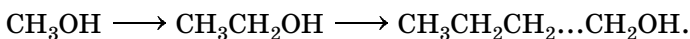
1) гомологический ряд образуется в результате разрыва одной связи в органическом соединении и включения в его состав одной или нескольких метиленовых (CH<sub>2</sub>) групп;

2) метиленовые группы при включении в исходное соединение должны присоединяться хотя бы к одному углеродному атому;

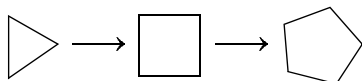
3) разрываемая связь С—Х должна быть простой ковалентной связью.

На основании этого можно выделить четыре важнейших типа гомологии.

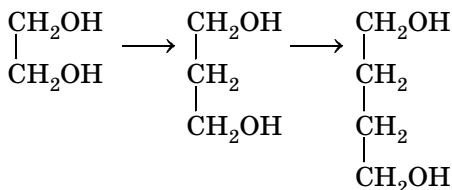
1. Нормальная линейная гомология:



2. Циклическая гомология:

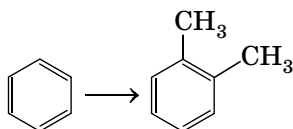


3. Гомология внедрения (раздвижение функциональных групп):

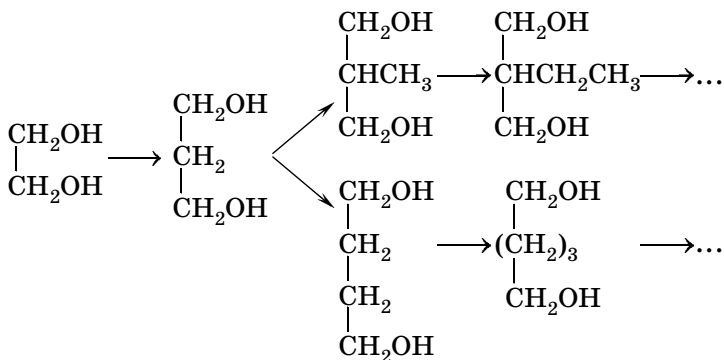


<sup>1</sup> Ю. А. Жданов. Гомология в органической химии. — М.: МГУ, 1950.

4. Многорядная гомология (происходит развитие не одного, а нескольких углеродных центров):



Каждое соединение может быть родоначальником нескольких гомологических рядов:



Гомологи должны обладать сходными химическими свойствами! Поэтому бензиламин нельзя считать гомологом анилина, а этилформиат — гомологом валериановой кислоты.

Таблица 4

Понятие	Качественный состав	Количественный состав	Химическое строение	Химические свойства
Изомеры	Одинаковый	Одинаковый	Различное	Различные (для веществ разных классов) или сходные (для веществ одного класса)
Гомологи	Одинаковый	Различный	Сходное	Сходные

На начальном этапе обучения школьники часто путают понятия «изомер» и «гомолог». Для выяснения их различия полезно составить таблицу 4.

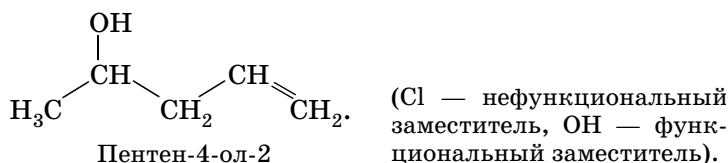
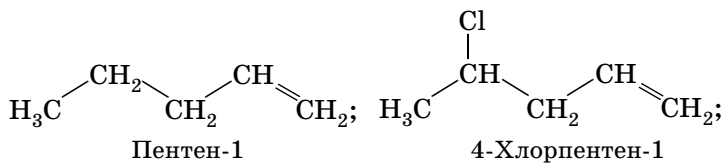
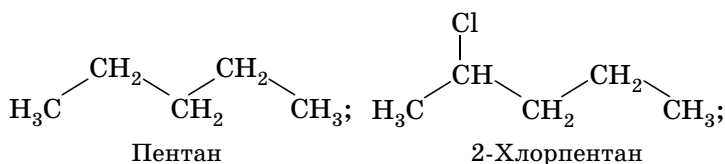
Только изучив понятие гомологии, учащиеся способны осознать всю важность теории строения органических соединений, которая навела порядок в мире органических веществ.

Зная свойства одного члена гомологического ряда, можно предсказать свойства других его членов. В этом плане теория химического строения по предсказательной силе может быть сопоставлена с периодическим законом. Переходя к вопросу о номенклатуре, следует объяснить учащимся, что большое разнообразие органических соединений требует установления строгого порядка составления их названий. На данном этапе обучения не следует требовать от школьников составления названий, важно дать лишь первоначальные понятия о принципах составления названий.

Номенклатура органических соединений (от лат. *nomenclatura* — *список*) — система наименований, позволяющая по названию соединения составить его формулу. В основе заместительной номенклатуры лежит принцип выделения в углеродном скелете молекулы наиболее длинной цепи. Атомы и группы атомов, отличные от водорода и не входящие в главную цепь, рассматриваются как заместители. Корневое слово является названием углеводорода с числом углеродных атомов, равным длине цепи (C1 — метан, C2 — этан, C3 — пропан, C4 — бутан, C5 — пентан, C6 — гексан, C7 — гептан, C8 — октан, C9 — нонан, C10 — декан). Формулы первых десяти алканов (лучше развернутые) следует выписать на доске или поместить на плакат. Заместители по способу их размещения в названии делят на нефункциональные (углеводородные заместители, атомы галогенов) и функциональные группы. Названия нефункциональных заместителей включаются в общее название соединения в форме приставки. Функцио-

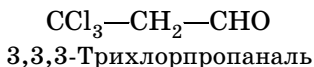
нальные заместители обозначают как в виде приставок, так и в виде суффиксов (их изображения и названия надо поместить на плакат).

Чтобы составить название, следует провести нумерацию атомов углерода в цепи, начиная с того конца, ближе к которому расположен заместитель, обладающий более высоким старшинством, либо (если заместителя нет) — кратная связь. Порядок старшинства определяется типом заместителя — он более высок у функциональных заместителей, чем у нефункциональных, старшинство среди функциональных заместителей см. в таблице 10 учебника. Кратная связь по старшинству младше функциональных заместителей и старше нефункциональных. Для обозначения кратных связей используют суффиксы *-ен* (двойная связь) и *-ин* (тройная связь). В виде суффикса обозначается название старшего функционального заместителя и кратной связи, все остальные заместители упоминаются в приставке с указанием номера углеродного атома цепи, при котором они находятся:

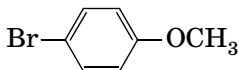




Если при данном атоме углерода находится несколько одинаковых заместителей, их обозначают приставками *ди*- (если их два) и *три*- (если их три).



Названия ароматических веществ часто образуют от корневого слова «бензол» или от тривиальных названий других ароматических соединений.



1-Бром-4-метоксибензол

## Тема 5. УГЛЕВОДОРОДЫ

### УРОК 22. Предельные углеводороды

Важнейшие особенности строения алканов можно сформулировать в виде тезисов:

1) валентные возможности углерода полностью исчерпаны (предельные, или насыщенные, углеводороды);

2) связи С—С и С—Н малополярные (С—С практически неполярная);

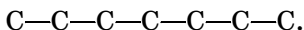
3) атомы углерода находятся в центре тетраэдров из атомов углерода и водорода (это соответствует  $sp^3$ -гибридизации). Угол между орбиталями тетраэдрический ( $109^\circ 28'$ ), поэтому молекулы алканов неплоские, цепи изогнутые;

4) вокруг связей С—С возможно свободное вращение (при этом не нарушается перекрывание электронных облаков). Поэтому молекулы алканов постоянно образуют различные конформации, число которых увеличивается с ростом числа атомов углерода в алкане. Образование различных конформаций можно легко показать на моделях, по-разному изгибая углеродную цепь.

Обсуждение гомологического ряда алканов начинают с изображения на доске графических формул алканов, из них получают сокращенные формулы. После этого учащихся просят дедуктивным методом вывести общую формулу гомологического ряда. Записав ее на доске, учащимся предлагают по формулам, выписанным на отдельном участке доски, определить принадлежность данных веществ ( $C_{100}H_{202}$ ,  $C_{90}H_{180}$ ,  $C_6H_6$ ) к алканам. Далее учитель стрелками показывает направления возрастания молекулярной массы ближайших гомологов метана, температур плавления и кипения (с ростом молекулярной массы возрастает межмолекулярное взаимодействие, растут температуры плавления и кипения).

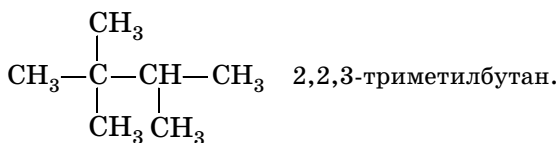
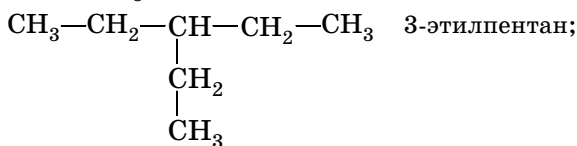
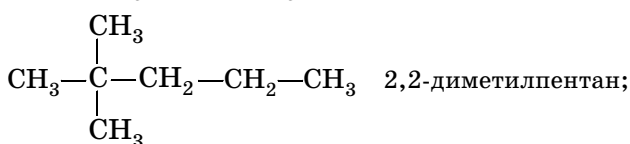
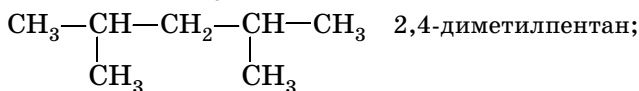
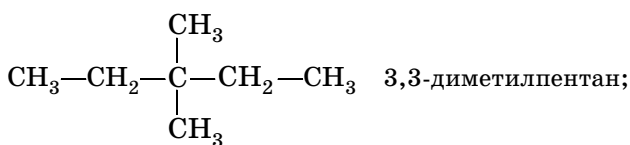
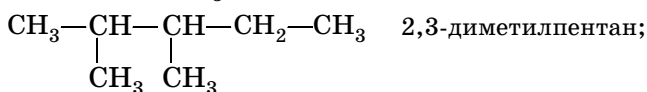
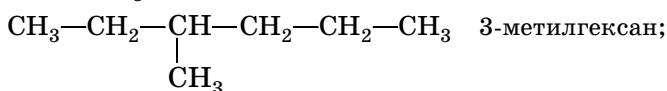
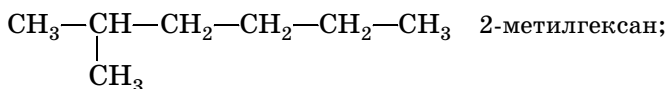
Особо следует остановиться на номенклатуре алканов, проиллюстрировав ее на конкретных примерах.

Переходя к изомерии, учитель сообщает учащимся, что для алканов характерна лишь изомерия углеродного скелета (в некоторых случаях может быть и оптическая изомерия), сопровождая рассказ формулами изомеров и их названиями. Удобно использовать задания на составление формул изомеров для отработки темы «Номенклатура». Укажем простой методический прием, позволяющий вывести все изомеры, отвечающие определенному составу, например  $C_7H_{16}$ . Это вещество представляет собой алкан, поэтому для него возможна лишь изомерия углеродного скелета (и, в принципе, оптическая при наличии асимметрического центра). При составлении формул изомеров вначале записывают лишь углеродные скелеты всех изомеров, которые затем насыщают водородом, соблюдая принцип четырехвалентности углерода. Сначала запишем формулу неразветвленного алкана:



Для вывода формул изомеров разветвленного строения последовательно сокращают углеродную

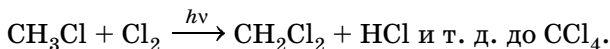
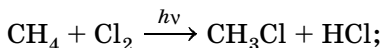
цепь на один атом углерода, а недостающие атомы углерода присоединяют к цепи в виде боковых ответвлений. Так, при цепи из шести атомов углерода возможны два положения седьмого атома, из пяти — пять, из четырех — один. Таким образом, получаем формулы 9 изомеров:



Учащиеся должны дать им названия.

На нескольких примерах следует отработать: 1) составление названия вещества по формуле; 2) составление формулы вещества по названию. Для тренировки удобно использовать модели молекул. На факультативе учитель может познакомить учащихся с рациональной номенклатурой.

При обсуждении химических свойств алканов надо сообщить, что эти вещества содержат неполярные или неполярные связи, в них нет ярко выраженного реакционного центра. Поэтому алканы малоактивны — они не обесцвечивают бромную воду и раствор перманганата калия. Тем не менее, известно большое число реакций, протекающих с их участием. Они могут реагировать: 1) за счет разрыва связи С—Н (либо замещение атомов водорода, либо отщепление водорода — дегидрирование); 2) за счет разрыва связи С—С (крекинг, изомеризация). Кроме того, возможна реакция горения, в которой строение вещества не играет никакой роли. Далее следует рассказать о галогенировании алканов как примере реакции замещения атомов водорода на атомы галогена. Реакция протекает на свету. Хотя этот процесс удобно продемонстрировать на примере бромирования гексана или керосина<sup>1</sup>, на доске следует рассматривать хлорирование метана:

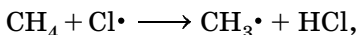


Реакция протекает по цепному радикальному механизму. Термин «цепная» означает, что каждая стадия реакции вызывает протекание последующей. Реакция начинается со стадии инициирования, когда под действием света молекула хлора распадается на атомы:  $\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{Cl}\cdot$ .

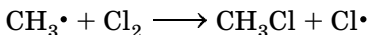
---

<sup>1</sup> См. описание опыта в пособии: *Хомченко Г. П., Платонов Ф. П., Чертков И. Н.* Демонстрационный эксперимент по химии. — М.: Просвещение, 1974.

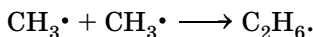
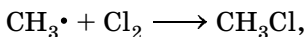
Атомы Cl содержат неспаренный электрон (показан точкой), т. е. являются свободными радикалами. Эти частицы обладают высокой реакционной способностью. Они атакуют молекулы метана, образуя радикал метил:



который вступает в реакцию с новой молекулой хлора.



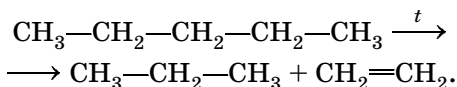
Процесс продолжается до тех пор, пока либо весь хлор, либо весь метан не израсходуется. Радикалы могут рекомбинировать либо со стенкой сосуда, либо друг с другом:



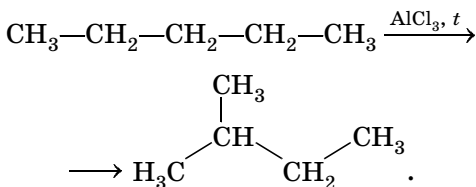
Радикальные реакции обладают низкой селективностью, т. е. часто приводят к смеси продуктов. По радикальному механизму протекают, например, реакции нитрования и окисления алканов.

В некоторых реакциях алканов происходит изменение углеродного скелета. К их числу относятся:

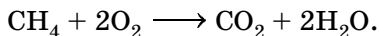
1. Крекинг, в ходе которого получают алканы и алкены с более короткими цепями:



2. Изомеризация:

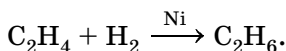


Алканы горят на воздухе с образованием углекислого газа и воды:



При неполном сгорании образуются угарный газ или углерод (сажа).

Благодаря низкой реакционной способности алканы встречаются в природе, входя в состав нефти и природного газа (учащиеся должны уже знать примеры конкретных соединений). Поэтому промышленные методы получения алканов сводятся фактически к перестройке их углеродного скелета — изомеризации и расщеплению больших молекул на меньшие по размеру (крекинг). К синтезу алканов приводят также гидрирование непредельных углеводородов на катализаторе (никель, палладий, платина).



Применение алканов удобно сопоставить с их химическими свойствами в виде таблицы 5.

Таблица 5

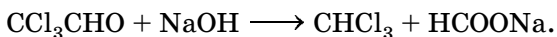
### Применение алканов

Химические свойства	Область применения
Горение	
Хлорирование	
Крекинг	
Изомеризация	

Особо следует обратить внимание на использование продуктов галогенирования алканов — галогенопроизводных. Из них наибольшее значение имеют дихлорметан  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ , хлороформ  $\text{CHCl}_3$ , 1,1,1-трихлорэтан  $\text{CH}_3\text{CCl}_3$  (наименее опасный для человека

растворитель масел, жиров, смазки, каучука, входит в состав клеев). Материал по этой теме в учебнике отсутствует.

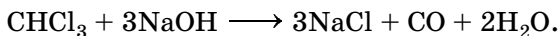
*Хлороформ*, трихлорметан  $\text{CHCl}_3$  — бесцветная, тяжелая (плотность 1,49), нерастворимая в воде жидкость с сильным сладковатым запахом, т. кип.  $61,2^\circ\text{C}$ , легко испаряется уже при комнатной температуре. Обладает сильным наркотическим и анестезирующим действием, это одно из первых соединений, примененных в медицине для наркоза. Современный промышленный способ получения хлороформа — электролиз хлорида натрия в присутствии этилового спирта или ацетона. Если электролиз проводить без диафрагмы, образующийся гипохлорит натрия окисляет спирт до ацетальдегида, который затем превращается в хлораль (трихлорацетальдегид); в щелочной среде хлораль разлагается на хлороформ и формиат натрия:



Ранее хлороформ использовали для наркоза, но в последние годы он уступил место менее токсичным препаратам. Хлороформ применяют как растворитель, прекрасно растворяющий жиры, смолы, каучук. Хлороформ — исходный продукт для синтеза ненасыщенных фторуглеродов, полимеризацией которых получают фторкаучуки и фторопласты. Хлороформ химически нестойк. При действии разбавленных щелочей он гидролизуется с образованием солей муравьиной кислоты:

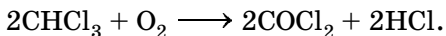


Под действием крепких щелочей происходит образование ядовитого оксида углерода(II):



Смесь хлороформа с натрием взрывается. Окисление хлороформа кислородом воздуха приводит к об-

разованию исключительно ядовитого фосгена, вызывающего отек легких:



Реакция ускоряется на свету, поэтому хлороформ хранят в бутылках из темного стекла.

Парафин — воскообразная смесь твердых алканов линейного строения, содержащих от 16 до 30 атомов углерода в молекуле. Парафин легче воды, т. пл. 45—65 °С. Получают при переработке нефти, некоторые сорта которой содержат более 20% парафина. Парафин при комнатной температуре химически инертен, при высокой температуре горит, на чем основано его применение для производства свечей. Окисление парафина в контролируемых условиях в присутствии катализаторов (органические соли переходных металлов и др.) приводит к получению органических кислот и других кислородсодержащих соединений. Очищенный парафин нетоксичен и широко применяется в пищевой промышленности — для пропитки тары и упаковочных материалов (например, пакетов для молока), при производстве жевательных резинок. Парафином пропитывают карандаши, верхнюю (вблизи головки) часть спичек для их лучшего горения.

### УРОК 23. Этиленовые углеводороды

Учащиеся уже знают, что алкены (этиленовые углеводороды, олефины) — нециклические углеводороды, в которых содержится одна двойная связь. Общая формула  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ . Первый представитель гомологического ряда — этилен (этен)  $\text{C}_2\text{H}_4$ . Вращение вокруг двойной связи  $\text{C}=\text{C}$  невозможно, что приводит к существованию геометрических изомеров у гомологов этилена. Отсюда можно перейти к *цис*-, *транс*-изомерии алкенов, рассмотрев ее на примере бутена-2. Рассмотрение изомерии алкенов проводят



параллельно с освоением номенклатуры. В качестве задания на дом можно использовать составление гомологов и изомеров данного соединения (с указанием названий веществ), составления всех изомеров состава  $C_4H_8$  (пять структурных изомеров, из них два циклоалкана),  $C_5H_{10}$  (десять структурных изомеров, из них пять циклоалканов).

Общие закономерности изменения физических свойств в гомологическом ряду алкенов сходны с рассмотренными на предыдущем уроке для алканов. Первые три члена гомологического ряда алкенов при обычных условиях — газы, с  $C_5H_{10}$  до  $C_{17}H_{34}$  — жидкости, с  $C_{18}H_{36}$  — твердые вещества. Алкены практически нерастворимы в воде, хорошо растворимы в органических растворителях.

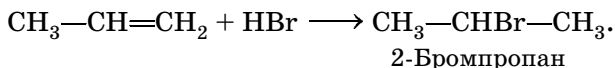
Наличие в молекуле алкенов двойной связи, представляющей собой место повышенной электронной плотности, делает их уязвимыми для атаки частиц с положительным зарядом. Поэтому алкены в отличие от алканов имеют высокую реакционную способность в реакциях присоединения, а также окисления и полимеризации. Во всех случаях в конечных продуктах двойная связь  $C=C$  отсутствует. Чтобы подчеркнуть высокую реакционную способность алкенов в противоположность алканам, учащимся сообщают, что алкены обесцвечивают бромную воду и раствор перманганата калия (при наличии жидкого алкена это легко продемонстрировать на опыте)<sup>1</sup>. Далее учитель рассматривает реакции присоединения к алкенам различных реагентов — водорода (гидрирование), галогенов (галогенирование), галогеноводородов (гидрогалогенирование), воды (гидратация). Удобнее все эти реакции рассмотреть на примере этилена.

Лишь на факультативе можно сообщить, что гидрогалогенирование и гидратация несимметричных алкенов протекают по правилу Марковникова, т. е.

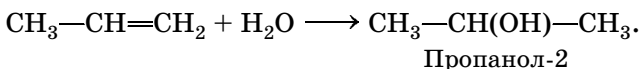
---

<sup>1</sup> Стирол легко получить разложением полистирола.

в ходе присоединения полярных молекул (НХ) к несимметричным алкенам водород из НХ преимущественно присоединяется к тому атому углерода при двойной связи, у которого больше атомов водорода:

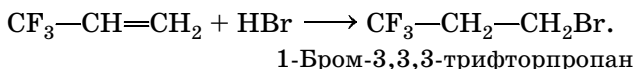


Гидратация алкенов проходит в присутствии минеральных кислот. Для несимметричных алкенов присоединение идет также по правилу Марковникова:



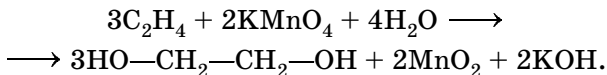
Учащиеся запоминают правило без особого труда, однако понять его суть оказывается нелегко. Нам представляется, что при работе в непрофильных классах в этом нет необходимости.

Для производных алкенов, имеющих заместитель при двойной связи, оттягивающий на себя электронную плотность, например  $\text{CF}_3\text{—}$ , присоединение идет вопреки правилу Марковникова:

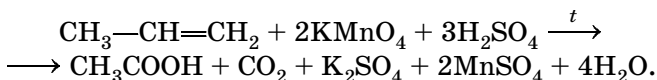


С понятием о высокомолекулярных веществах учащиеся уже знакомы по курсу 9 класса. Обычно запись уравнения полимеризации этилена у учащихся не вызывает трудностей, а аналогичные реакции для его гомологов записываются с трудом. На это надо обратить внимание.

В качестве информации для учителя отметим, что окисление алкенов в зависимости от условий проходит по-разному. При горении образуются вода и углекислый газ. Слабый раствор перманганата калия в нейтральной или щелочной среде на холоде переводит алкены в диолы (реакция Вагнера):



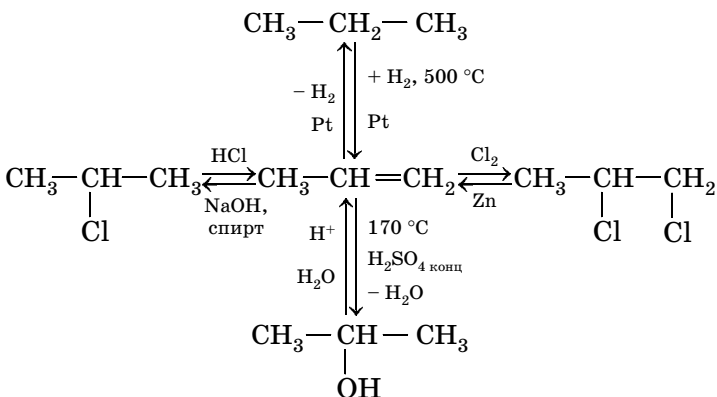
Окисление алкенов горячим подкисленным раствором перманганата калия приводит к разрыву двойной связи:



В классах, изучающих химию базового уровня, достаточно записывать реакции окисления в виде схемы, обозначая окислитель как [O]. Здесь учитель должен ввести понятие об окислении как присоединении кислорода или потере водорода.

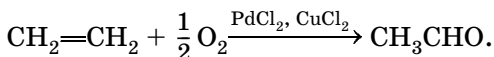
Методы получения алкенов подразделяют на лабораторные и промышленные. В промышленности алкены получают дегидрированием и крекингем алканов. В лабораторных условиях используют взаимодействие галогеналканов со спиртовым раствором щелочи, внутримолекулярную дегидратацию спиртов, дегалогенирование дигалогеналканов, содержащих атомы галогена при соседних атомах углерода. Таким образом, для получения алкена из галогеноалкана на него действуют спиртовым раствором щелочи (реакция элиминирования), а для получения алкена из виц-дигалогенида используют цинк или магний. Методы синтеза алкенов и их химические свойства удобно рассматривать во взаимосвязи (схема 6).

Схема 6



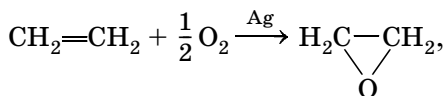
Отщепление галогеноводорода спиртовым раствором щелочи от галогенопроизводных алканов происходит по правилу Зайцева, согласно которому водород уходит от менее гидрированного атома углерода. Следует отметить, что на самом деле в реакционной смеси присутствует смесь продуктов, однако более симметричный алкен, предсказанный по правилу Зайцева, в ней преобладает — он более устойчив.

Алкены широко используются в полимерной промышленности для получения спиртов и других органических веществ. В учебнике применение двух простейших алкенов представлено в виде схем (см. рис. 92, 94 учебника), которые нуждаются в комментариях учителя. Этилен находит применение в производстве синтетического этилового спирта (реакция гидратации), из которого окислением могут быть получены ацетальдегид и уксусная кислота. Отметим, что ацетальдегид в настоящее время получают напрямую из этилена (Вакер-процесс):



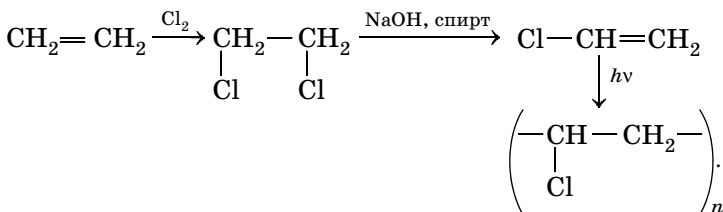
Важное использование этилена — синтез полиэтилена — осуществляется напрямую. Для полимеризации алкенов используют катализаторы Циглера—Натта, представляющие собой продукты реакции  $\text{TiCl}_4$  и триэтилалюминия  $\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$ . Своё название они получили от имени немецкого химика К. Циглера и итальянского химика Дж. Натта, которые независимо друг от друга предложили использовать  $\text{TiCl}_4$  как катализатор для полимеризации олефинов, например этилена ( $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ) и пропилена ( $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ ). Процесс не требует высоких давлений и температур и происходит в органических растворителях при комнатной температуре. Открытия вызвали настоящий прорыв в производстве полимер-

ных упаковочных и конструкционных материалов, а К. Циглеру и Дж. Натту в 1963 г. присуждена Нобелевская премия за открытия в технологии полимеров. Оксид этилена, образующийся при окислении этилена кислородом воздуха на серебряном катализаторе



используют для синтеза этиленгликоля.

Дихлорэтан является продуктом прямого хлорирования этилена, а действием на него спиртовым раствором щелочи получают хлористый винил (винилхлорид) — исходное вещество для производства поливинилхлорида.



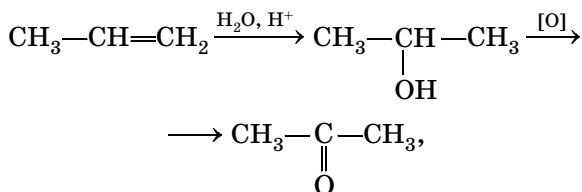
Из этого полимера делают линолеум, изоленду (вне пламени он не горит), непромокаемые плащи.

Взаимодействием этилена с бензолом с последующим дегидрированием получают стирол, а из него — полистирол. Этот полимер наряду с полиэтиленом и полипропиленом идет на производство упаковочного материала, коробочек для компакт-дисков, пеналов, футляров для ручек.

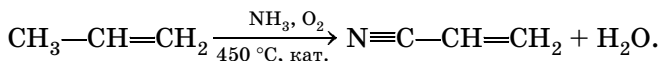
Важно отметить роль этилена в созревании плодов. Это вещество часто рассматривают как простейший гормон растений. Он вызывает также старение и опадение листьев и цветов. О биологиче-

ской роли этилена рассказано в статье О. И. Кулаевой<sup>1</sup>.

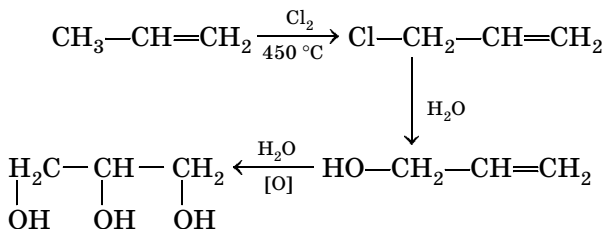
Схема использования пропилена включает синтез ацетона по реакциям



полимеризацию в полипропилен, превращение в кумол (алкилирование бензола пропиленом), а далее в фенол и ацетон. Окислительным аммонолизом пропилена производят акрилонитрил, используемый в производстве полиакрилонитрильных волокон, бутадиеннитрильного каучука, метилакрилата:



Синтез глицерина осуществляют по схеме:



Дома учащимся можно рекомендовать составить таблицу 6 по применению этилена, аналогичную составленной ранее для алканов.

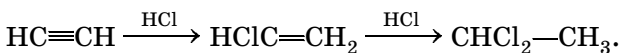
<sup>1</sup> См.: Кулаева О. И. Этилен в жизни растений // Соросовский образовательный журнал. — 1998. — № 11. — С. 78.

## Применение этилена

Химические свойства	Область применения
Гидратация	
Каталитическое окисление	
Хлорирование	
Полимеризация	

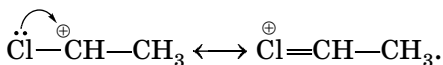
## УРОК 24. Ацетиленовые углеводороды

Тема «Алкины», на наш взгляд, может быть рассмотрена более бегло, главное внимание учитель должен уделить простейшему представителю этого класса — ацетилену. Алкины (ацетиленовые углеводороды) — нециклические углеводороды, в которых имеется одна тройная связь. Общая формула  $C_nH_{2n-2}$ . Первый представитель гомологического ряда —  $C_2H_2$  — этин, или ацетилен. При изучении химических свойств алкинов следует опираться на имеющиеся у учащихся знания по химии алкенов и строению молекулы ацетилена. Рассказ следует сопровождать демонстрационным экспериментом. Для алкинов, как и для алкенов, характерны реакции присоединения, однако они протекают с меньшей скоростью. Присоединение несимметричных реагентов протекает по правилу Марковникова. Сначала образуется продукт, содержащий двойную связь, который в избытке реагента претерпевает дальнейшее превращение:

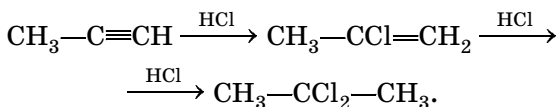


Часто у учащихся возникает вопрос, почему при наличии акцепторного заместителя присоеди-

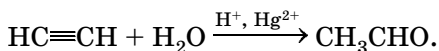
нение второй молекулы хлороводорода происходит по правилу Марковникова. Этот вопрос можно обсудить на факультативе. Дело в том, что образующийся при присоединении по правилу Марковникова вторичный карбокатион оказывается стабилизированным положительным мезомерным эффектом атома хлора, неподеленная электронная пара которого находится в сопряжении с двойной связью:



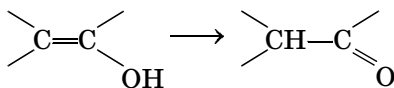
В случае карбокатиона, образующегося вопреки правилу Марковникова, мезомерного эффекта не возникает. Гидрохлорирование метилацетилена также приводит к продукту, содержащему оба атома хлора при одном атоме углерода:



Гидратирование ацетилена (реакция Кучерова) приводит к образованию ацетальдегида:

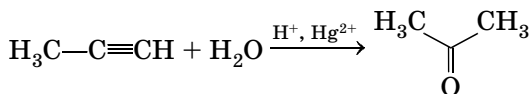


На первой стадии реакции образуется неустойчивый виниловый спирт  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{OH}$ , который изомеризуется в ацетальдегид. По правилу Эльтекова — Эрленмейера соединения, содержащие гидроксильную группу при кратной связи  $\text{C}=\text{C}$ , неустойчивы и изомеризуются в карбонильные соединения:



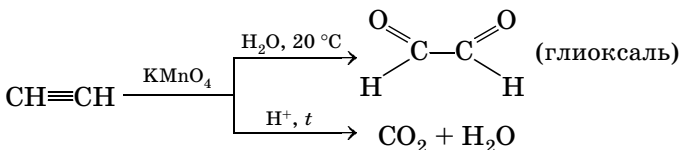
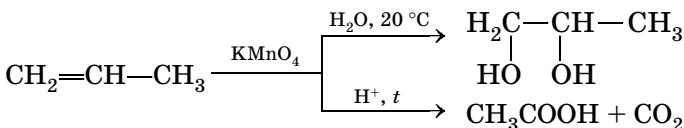
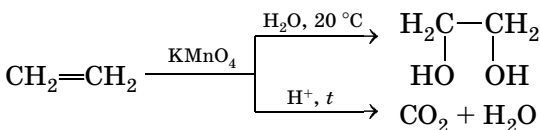


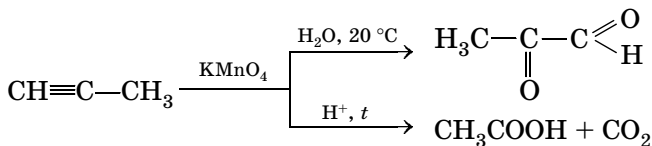
Другие ацетиленовые углеводороды в этих условиях дают например, кетоны.



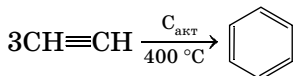
Алкины с концевой тройной связью образуют соли с щелочными металлами (в жидком аммиаке), а также с соединениями Cu(I) и Ag(I) (в аммиачных растворах). Эти соли — ацетилениды, например ацетилениды щелочных металлов, получают при взаимодействии ацетилена с щелочным металлом, а ацетилениды менее активных металлов образуются в виде осадков при пропускании ацетилена через растворы их солей. Ацетилениды меди  $\text{Cu}_2\text{C}_2$  и серебра  $\text{Ag}_2\text{C}_2$  взрывчаты.

Окисление алкинов горячим подкисленным раствором перманганата калия приводит к образованию карбоновых кислот или углекислого газа. При длительном взаимодействии с холодным нейтральным раствором перманганата калия алкины превращаются в карбонильные соединения. В качестве справочного материала для учителя приведем продукты окисления простейших алкинов и алкенов перманганатом калия в различных средах.

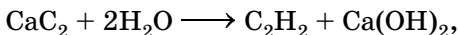




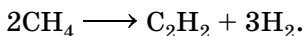
Следует упомянуть также тримеризацию ацетилена в бензол (реакция Зелинского).



Алкины образуются при дегидрировании алканов и алкенов, при взаимодействии дигалогеналканов со спиртовым раствором щелочи. Ацетилен получают гидролизом карбида (ацетиленида)кальция:



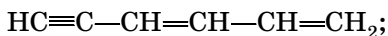
а в промышленности — из метана, пропуская его с большой скоростью через реактор, нагретый до высокой температуры:



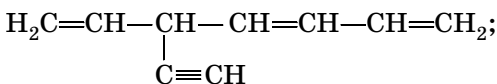
Чтобы разложение не прошло полностью, в реактор впрыскивают струи холодной воды, которые мгновенно охлаждают реакционную смесь.

Алкины используются в промышленном органическом синтезе при получении кетонов, кислот и полимерных соединений. Наибольшее применение имеет ацетилен. Комментируя схему (см. рис. 96 учебника), показывающую применение ацетилена, заметим, что в настоящее время реакцию Кучерова не используют для производства ацетальдегида в связи с высокой токсичностью соединений ртути (поэтому на схеме она не показана). Ацетальдегид в больших количествах получают по Вакер-процессу из этилена.

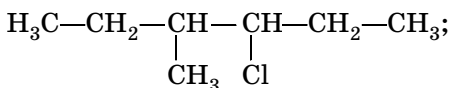
Ниже в помощь учителю мы приведем несколько сложных примеров названий органических веществ:



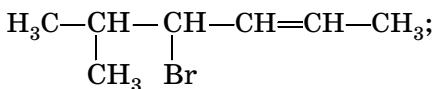
Гексадиен-1,3-ин-5



5-Этинил-1,3,6-гептатриен



3-Метил-4-хлоргексан



4-Бром-5-метилгексен-2

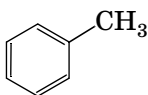
## УРОК 25. Ароматические углеводороды

Понятие и название «ароматические соединения» лучше всего вводить, как это сделано в учебнике, т. е. как это сложилось исторически. Затем можно перейти к характеристике бензола. Формула бензола  $\text{C}_6\text{H}_6$  доказывает ненасыщенный характер вещества. Учащиеся могут предположить, что бензол содержит несколько кратных связей. Теперь нужно предоставить в их распоряжение данные о его химических свойствах — он не обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия (можно продемонстрировать). Все это говорит об устойчивости молекулы бензола. Причина устойчивости молекулы бензола

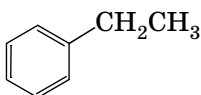
(цикл из атомов С, находящихся в  $sp^2$ -гибридизации, который стабилизирован перекрыванием не участвующих в гибридации  $p$ -электронов с образованием единой  $\pi$ -системы, принадлежащей всей молекуле) не может быть объяснена без привлечения понятия о гибридации, поэтому учитель может просто констатировать устойчивость вещества как факт. Бензол и его гомологи называют ароматическими соединениями (о других ароматических системах речь можно вести только на факультативе). Таким образом, у учащихся должно сформироваться понятие об ароматичности на основе электронных представлений. Ароматические углеводороды называют аренами. В школьной программе рассматриваются только производные бензола, поэтому можно определять арены как углеводороды, содержащие бензольное ядро. Иными словами, арены — это бензол и его гомологи. Необходимо подчеркнуть, что бензольное ядро плоское. Гомологический ряд бензола следует изобразить на доске



бензол;



толуол (метилбензол);



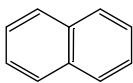
этилбензол.

Подробно учащихся следует познакомить лишь с бензолом.

Для факультативных занятий напомним, что главным критерием ароматичности служит число  $\pi$ -электронов, равное  $4n + 2$  (критерий Хюккеля). Примерами ароматических систем являются:



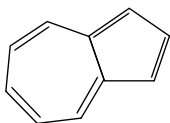
Циклопентадиенил-анион



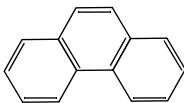
Нафталин



Катион трополония

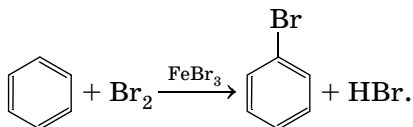


Азулен



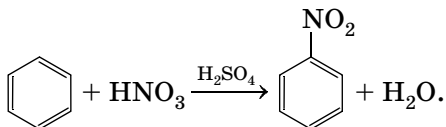
Фенантрин

По составу бензол формально является непредельным соединением. Исходя из этого, учащиеся могли бы предположить, что для него характерны реакции присоединения, как для алкенов и алкинов. Таким образом, важно отметить, что, несмотря на непредельный характер, для аренов характерны реакции замещения (как для алканов), а не присоединения. Бромирование бензола протекает только в присутствии катализатора — бромида железа(III) или бромида алюминия:



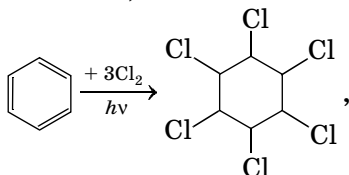
С бромной водой бензол не реагирует.

Для нитрования бензола используют нитрующую смесь — смесь концентрированных азотной и серной кислот.



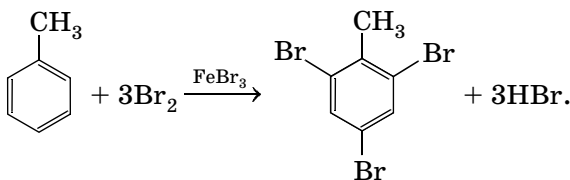
Реакции присоединения приводят к разрушению ароматической  $\pi$ -системы. Они протекают либо по радикальному механизму (так, хлорированием бен-

зола на свету получают гексахлоран — 1,2,3,4,5,6-гексахлорциклогексан)

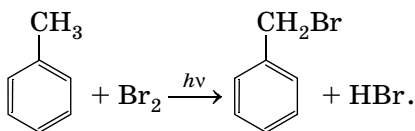


либо на поверхности катализатора (гидрирование, приводящее к циклогексану).

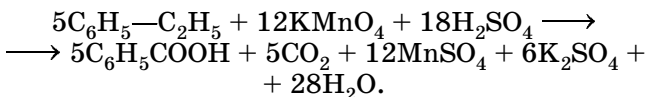
Гомологи бензола — алкилбензолы — имеют общую формулу  $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ . У них два реакционных центра — бензольное ядро и углеводородный радикал, которые взаимно влияют друг на друга. Реакции бензольного ядра (нитрование, бромирование) протекают в положениях 2,4,6-бензольного кольца.



В то же время на свету в реакцию с бромом вступает углеводородный радикал:



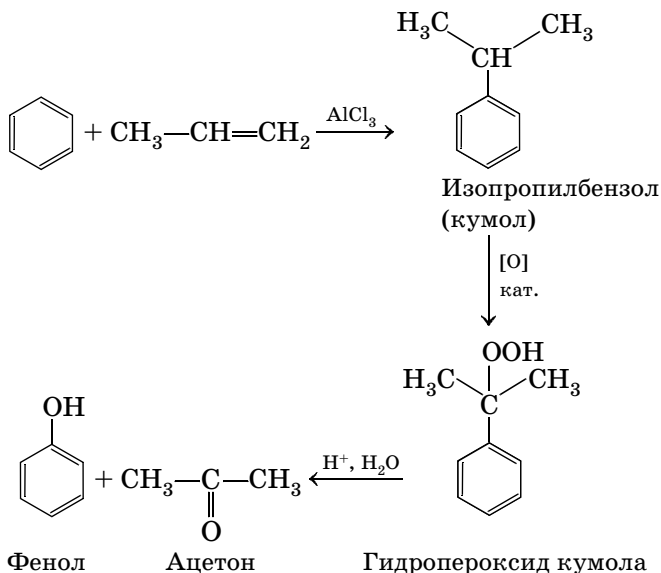
Влияние бензольного ядра на углеводородный радикал приводит к более легкой его окисляемости, например, под действием раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой. При этом, независимо от строения исходного радикала, образуется бензойная кислота:



Таким образом, введение в ароматическую систему различных заместителей изменяет активность ароматического ядра в реакциях замещения. В случае активирующих заместителей (ОН, NH<sub>2</sub>, CH<sub>3</sub>) замещение проходит в положения 2, 4 и 6, в случае заместителей, содержащих акцепторные группировки (NO<sub>2</sub>, COOH, NH<sub>3</sub><sup>+</sup>), — в 3 и 5 положения.

Природными источниками аренов являются уголь и нефть. Из каменноугольной смолы в ходе переработки получают бензол, толуол, фенол, крезолы, нафталин и другие ароматические соединения. В промышленности арены получают из алканов в результате риформинга. Они представляют собой топливо с высоким октановым числом. Бензол также может быть получен при тримеризации ацетилена (реакция Зелинского).

Рассказ о применении бензола можно основывать на схеме (см. рис. 102) учебника. Она нуждается в некоторых комментариях. Ацетон и фенол получают по следующей схеме (кумольный способ).



Стирол получают дегидрированием этилбензола, синтез которого проводят, алкилируя бензол этиленом. Отметим, что бензол ранее использовали как добавку к моторному топливу (в настоящее время запрещено), в лабораторной практике он находит применение как растворитель. Одним из инсектицидов, производимых из бензола, служит упомянутый выше гексахлоран. Заметим, что из хлорбензола фенол в настоящее время не получают, реакция хлорбензола со щелочью с образованием фенолята протекает в жестких условиях. Учащиеся могут заполнить таблицу 7.

Таблица 7

### Применение бензола

Реакция	Область применения
Нитрование	
Алкилирование (реакция с этиленом)	
Хлорирование на свету	

## Тема 6. НАУЧНЫЕ ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОГО ПРОИЗВОДСТВА

### УРОК 26. Время в химии.

#### Скорость химических реакций

Скорость химической реакции  $V$  определяют как массу или количество вещества, образовавшегося или израсходованного в единицу времени в единице объема, т. е. изменение молярной концентрации вещества в единицу времени:

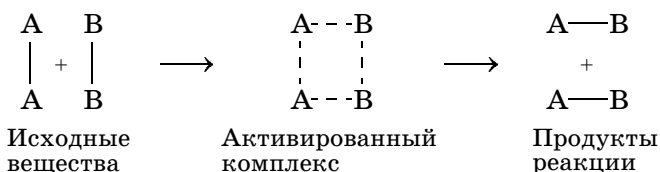
$$V = \frac{\Delta C}{\Delta t},$$



где  $C$  — молярная концентрация вещества,  $t$  — время. Таким образом, скорость измеряется в единицах моль/(л·с). Чем больше изменение концентрации исходных веществ и чем меньше время, прошедшее с начала реакции, тем выше ее скорость. В обязательный минимум образования для непрофильных классов понятие о молярной концентрации не входит, поэтому в книге она заменена числом частиц, что позволяет провести прямую аналогию с механикой. Скорость реакции — всегда величина положительная.

Комментируя протекание химических реакций, достаточно сказать, что они происходят в результате столкновений между молекулами реагирующих веществ. Однако не все столкновения приводят к химическому взаимодействию, т. е. разрыву старых и образованию новых химических связей. Доля активных соударений, приводящих к реакции, определяется числом частиц с высокой энергией — только столкновения между ними являются активными. Минимальную энергию реагентов, достаточную для того, чтобы они вступили в химическую реакцию, называют энергией активации. Энергия активации — это величина энергетического барьера, который должна преодолеть система на пути от реагентов к продуктам. Это возможно, если энергия частицы (ее собственная энергия, а не избыток ее энергии!!!) будет превышать энергию активации. Для объяснения сущности понятия «энергия активации» удобно использовать рисунок 104 учебника (энергетическую диаграмму). Более подробно механизм элементарных реакций можно рассмотреть на факультативе. Существуют две теории описания реакций, никак не связанные между собой. Первую из них — теорию активных соударений — мы привлекали для описания реакций выше. Согласно этой теории, реакция осуществляется при столкновении между молекулами реагирующих веществ. Активными являются те

столкновения, в которых участвуют частицы с энергией, превышающей энергию активации. Столкновения таких частиц рассматривают как неупругие. Ни о каком переходном состоянии в этой теории не говорится! Другая теория — теория переходного состояния, или теория активированного комплекса, исходит из предположения, что акт взаимодействия частиц осуществляется постепенно, через одновременный разрыв старых и образование новых связей.



На энергетической диаграмме максимум означает переходное состояние (активированный комплекс). Энергии активации, используемые в теории активных соударений и в теории активированного комплекса, немного различаются по величине. Важно подчеркнуть, что скорость реакции зависит от некоторых факторов. Их удобно представить в форме таблицы 8.

Таблица 8

### Факторы, влияющие на скорость реакции

Факторы, влияющие на скорость реакции	Примеры	Объяснение
1. Природа реагирующих веществ	Металлы реагируют с соляной кислотой с различными скоростями	Металлы обладают различной химической активностью, т. е. способностью отдавать электроны

Факторы, влияющие на скорость реакции	Примеры	Объяснение
2. Температура	Взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой, скорость выделения пузырьков газа возрастает при нагревании	Увеличение скоростей движения молекул и частоты колебаний атомов в кристаллических решетках. Описывается эмпирическим правилом Вант-Гоффа
3. Присутствие катализатора (ингибитора)	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ 450 °С, катализатор $\text{V}_2\text{O}_5$	Катализатор направляет реакцию по новому пути, энергетически более выгодному: $\text{SO}_2 + \text{V}_2\text{O}_5 =$ $= \text{SO}_3 + 2\text{VO}_2,$ $4\text{VO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{V}_2\text{O}_5$
4. Площадь поверхности*	Порошок алюминия загорается при внесении в пламя, а алюминиевые изделия (ложки, кастрюли) не горят	Гетерогенные реакции происходят только на поверхности раздела фаз, поэтому их скорость зависит от площади поверхности

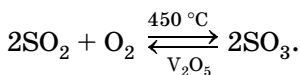
\* Реакции, протекающие с участием твердых веществ.

Учащиеся уже знают, что реакции, скорость которых изменяется в присутствии катализатора, называют каталитическими. Катализатор — вещество, которое увеличивает скорость реакции, но в ходе реакции не расходуется. Введение катализатора изменяет механизм протекания процесса. Важно обратить внимание также на ингибирование, т. е. замед-

ление реакций посредством введения специальных добавок — ингибиторов. Материал по белковым катализаторам — ферментам — может быть задан учащимся в форме рефератов.

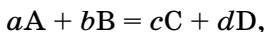
## УРОК 27. Химическое равновесие и факторы, на него влияющие

Знакомство учащихся с темой «Химическое равновесие» логично базировать на имеющихся у них сведениях по химической кинетике. Учащиеся уже знают, что необратимые реакции протекают при данных условиях до конца. Примером могут служить реакции горения, разложения органических соединений, некоторые *реакции обмена* в водных растворах. Обратимые реакции — реакции, протекающие одновременно в двух направлениях — прямом и обратном. Если обратимую реакцию проводят при постоянных температуре и давлении, через некоторое время она приходит к состоянию *равновесия*. Примерами обратимых реакций являются многие промышленно важные процессы — синтез аммиака, серного ангидрида, получение синтез-газа. Вместо знака равенства в химическом уравнении обратимых реакций ставится знак обратимости:



**Химическое равновесие** — состояние системы, при которой ее параметры (температура, давление, концентрации реагентов и продуктов) не меняются во времени. Достижение равновесия не означает прекращения реакции. В условиях равновесия скорости прямой и обратной реакций равны. Таким образом, химическое равновесие носит динамический характер. На факультативе учитель может сообщить, что

состояние равновесия характеризуется константой равновесия  $K$ :



$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b},$$

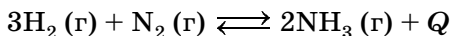
где  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$ ,  $[D]$  — равновесные молярные концентрации реагентов и продуктов реакции.

Константа равновесия — величина безразмерная, она не зависит от концентрации и от наличия катализатора, а зависит лишь от температуры и давления. Если  $K \ll 1$ , значит, равновесие смещено влево, и в реакционной смеси преобладают исходные вещества. В случае  $K \gg 1$  равновесие смещено вправо, в сторону продуктов реакции.

Константа равновесия зависит только от внешних условий — температуры и давления — и при постоянстве этих условий она также постоянна, ее значения можно найти в справочной литературе. На факультативе учитель может рассказать о важнейших типах констант, применимых к описанию тех или иных равновесий: константы основности, кислотности, гидролиза, произведение растворимости и др. Дополнительный материал может быть почерпнут из книги Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремина, В. А. Попкова «Начала химии». Рассказывая о равновесии, важно показать его динамический характер — реакция при равновесии не прекращается, просто прямая и обратная реакции протекают в двух противоположных направлениях с равными скоростями, т. е. в единицу времени образуется столько же молекул продукта реакции, сколько распадается. Сказанное можно проиллюстрировать следующей аналогией: эскалатор на второй этаж магазина работает как вверх, так и вниз с одинаковой скоростью. Число людей на втором этаже остается постоянным, однако люди меняются — одни уезжают вниз с покупками, другие приезжают на смену им.

Направления смещения равновесия устанавливаются в соответствии с принципом Ле Шателье. Так, при увеличении температуры равновесие сместится в сторону эндотермической реакции, при увеличении давления — в сторону уменьшения объема газообразных продуктов, при увеличении концентрации реагирующих веществ — в сторону продуктов реакции. Следует обратить внимание учащихся на то, что температура влияет на смещение равновесия во всех случаях, а давление — только в случае реакций, протекающих с изменением суммарного объема газообразных веществ.

Знание принципа Ле Шателье позволяет подобрать оптимальные условия проведения многих реакций. Например, в реакции синтеза аммиака



максимальный выход аммиака достигается при низких температурах, высоких давлениях, при увеличении концентрации исходных веществ и отводе продукта из зоны реакции.

Важно отметить всеобщность принципа Ле Шателье, его применимость даже к социальным процессам.

## **УРОК 28. Научные принципы организации химического производства**

На данном уроке следует познакомить учащихся с принципами работы химических предприятий. Изучение материала желательно совместить с экскурсией на химический завод. О методике проведения учебных экскурсий учитель может почерпнуть информацию в книге Н. Н. Буринской «Учебные экскурсии по химии» (М.: Просвещение, 1989). Возможно также проведение ученической конференции, посвященной химической промышленности.

Многие из реакций, используемых в промышленности, являются обратимыми, что требует знания принципа Ле Шателье для подбора оптимальных условий их проведения. В то же время в промышленных условиях важно, чтобы требуемый продукт получался не только с высоким выходом, но и быстро, т. е. помимо положения равновесия необходимо учитывать и время его наступления. Иногда эти два фактора противоречат друг другу. Это случается, когда реакция экзотермическая. Повышение температуры приводит к увеличению скорости, но смещает равновесие влево и наоборот. В этих случаях находят компромисс — проводят реакцию при такой температуре, когда скорость процесса уже высока, а положение равновесия еще благоприятно. В качестве примера технологической схемы в книге приведено производство серной кислоты из пирита.

## **УРОК 29. Нефть**

Рассказ учителя может быть организован по следующему плану:

1) нефть, ее физические свойства (здесь следует обратить внимание на способность нефти разливаться по поверхности воды, образуя тонкую пленку, учитель может продемонстрировать это школьникам, важно отметить экологические последствия разливов нефти);

2) первичная переработка нефти, виды нефтепродуктов и их применение;

3) крекинг нефти;

4) риформинг нефти;

5) оценка качества бензинов.

Важно подчеркнуть, что первичная переработка нефти — это физический процесс, связанный с разделением нефти на фракции, а вторичная переработка включает разрыв связей в молекулах углеводородов, т. е. химические превращения. При рассмотре-

нии первичной переработки нефти главное внимание следует уделить первой части этого процесса, протекающей при атмосферном давлении. Следует лишь сообщить учащимся, что на промышленных установках мазут далее подвергают вакуумной перегонке с целью получения смазочных масел различной вязкости и вакуумного газойля. Полезно составить вместе с учащимися таблицу 9.

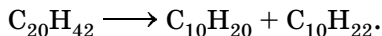
Таблица 9

### Продукты первичной переработки нефти

Название фракции	Состав	Интервал температур кипения	Использование
Ректификационные газы			
Бензин			
Лигроин			
Керосин			
Газойль (дизельное топливо)			
Мазут			

Современные процессы переработки нефти популярно описаны в статье Э. А. Караханова «Что такое нефтехимия» в Соросовском образовательном журнале (1996. — № 2. — С. 65).

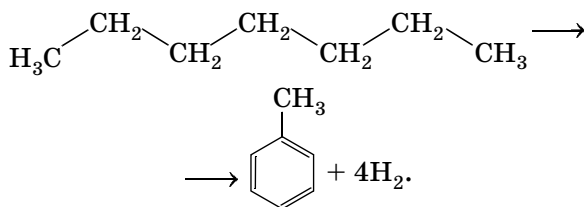
Вторичная переработка нефти включает химические процессы — крекинг и риформинг. Крекинг — это разложение алканов на алканы и алкены с меньшим числом атомов углерода:





Крекинг бывает двух видов — термический (при более высокой температуре) и каталитический (на алюмосиликатах — цеолитах). Термический крекинг в настоящее время используется главным образом для получения этилена, пропилена, бутилена, простейших ароматических углеводородов. Для этого углеводороды бензиновой фракции нефти быстро пропускают через трубчатую печь, нагретую до 750—900 °С, и моментально охлаждают. Иногда в качестве синонима «термическому крекингу» используют термин «пиролиз», хотя обычно так называют полное разложение углеводорода на простые вещества (для этого требуется более высокая температура и более продолжительное время).

Наибольшее значение имеет каталитический крекинг, сырьем для которого служит газойль, получаемый при вакуумной перегонке мазута. Процесс проводят при 500 °С на алюмосиликатных катализаторах (цеолитах) в «кипящем слое». Бензин каталитического крекинга содержит много углеводородов разветвленного строения, и поэтому обладает большим октановым числом, чем бензин прямой перегонки. Риформинг — это ароматизация бензинов, заключающаяся в превращении алканов в ароматические углеводороды:



Риформинг приводит к повышению октанового числа бензинов. В настоящее время риформинг служит основным источником ароматических углеводородов. Процесс проводят на платиновых, палладиевых, родиевых катализаторах в токе водорода при 450—550 °С и давлении 10—35 атм. Наибольшее

распространение получили катализаторы, содержащие платиновую чернь, нанесенную на оксид алюминия.

После рассмотрения процессов переработки нефти необходимо остановиться на качестве бензинов (в учебнике этот материал помещен в конце § 25).

Октановое число — показатель устойчивости бензинов к детонации, т. е. самовоспламенению при сжатии. Алканы и алкены разветвленного строения, а также ароматические соединения более устойчивы к детонации, чем нормальные (неразветвленные) алканы. Чем выше устойчивость к детонации, тем лучше бензин, тем выше его октановое число. Октановое число *n*-гептана принято за 0, а изооктана (2,2,4-триметилпентана) — за 100 (формулы обоих углеводородов учащиеся записывают в тетради и на доске). Если бензин имеет октановое число 92, это означает, что он допускает такое же сжатие, как смесь 92% изооктана и 8% гептана. Октановое число некоторых бензинов превышает 100. Далее можно сопоставить состав и свойства бензинов прямой перегонки и каталитического крекинга в таблице 10.

Таблица 10

### Сравнительные характеристики бензинов

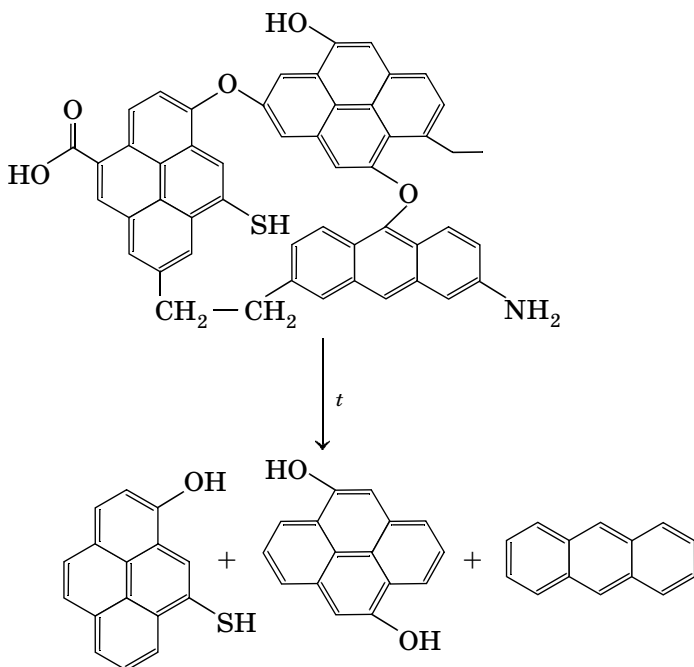
Бензин	Состав	Октановое число	Реакция с бромной водой
Прямой перегонки	Линейные алканы и алкены	Низкое	Обесцвечивает
Каталитического крекинга	Линейные и разветвленные алканы, ароматические углеводороды	Высокое	Не обесцвечивает

На факультативе или ученической конференции рекомендуем рассмотреть материал о каменном угле.

Каменный уголь представляет собой вещество со структурой, напоминающей графит, в которой часть атомов углерода связана с различными функциональными группами. В пустотах структуры каменного угля находятся вода и минеральные соли. Переработку каменного угля проводят коксованием.

Коксование — процесс нагревания каменного угля без доступа воздуха. Коксование осуществляют при 1000—1100 °С. Оно приводит к разрыву некоторых алифатических цепочек С—С, которыми в структуре угля соединены друг с другом конденсированные ароматические структуры. Условно процесс представлен на схеме 5.

Схема 5



Основным продуктом коксования является кокс, побочными — каменноугольная смола (источник многих органических соединений — бензола, толуола, фенола, нафталина), аммиачная вода (водный раствор аммиака) и коксовый газ, по объему более чем наполовину состоящий из водорода. Коксохимическое производство — периодическое. Процесс коксования осуществляют в коксовых печах — камерах, заполняемых углем, в простенках между которыми сжигают природный газ. В настоящее время разрабатываются и другие перспективные процессы переработки углей. Так, гидрогенизация углей приводит к образованию жидкого топлива, называемому «угольная нефть», гидрогазификация — к заменителю природного газа, парокислородная газификация — к получению синтез-газа, из которого производят метанол, моторное и котельное топливо. Очень перспективно «сжижение угля», приводящее к получению жидкого топлива, служащего заменителем нефти. Лучшие результаты достигнуты на катализаторах, сделанных на основе железосодержащих руд — пирита, магнетита. Химической переработке углей посвящена статья Б. Н. Кузнецова в Соросовском образовательном журнале<sup>1</sup>.

### **УРОК 30. Природный газ и энергетика**

Урок можно начать с рассказа о природном газе. Следует различать природный и попутный газ.

Природный газ — смесь низших алканов. Состоит преимущественно из метана, в небольших количествах содержит этан, пропан и бутан. Используется в качестве топлива, а также для производства синтез-газа, водорода, сажи.

---

<sup>1</sup> См.: *Кузнецов Б. Н.* Новые подходы к химической переработке ископаемых углей // Соросовский образовательный журнал. — 1996. — № 6.

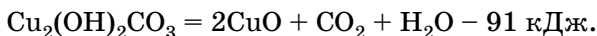
Попутный газ — смесь газов, находящихся над нефтью и растворенных в ней. Состоит из метана (~75%), а также из этана, пропана, бутана и паров жидких углеводородов.

Главное внимание на уроке следует уделить рассмотрению основ термохимии. При обучении химии в непрофильных классах следует ограничиться общими рассуждениями, основанными на законе сохранения энергии, и тепловыми эффектами. В результате химических реакций рвутся химические связи между атомами в исходных веществах и образуются новые в продуктах. Чтобы разорвать химическую связь, нужно затратить энергию. При образовании новых связей энергия выделяется. Таким образом, любая химическая реакция сопровождается изменением энергии: ее выделением (в виде теплоты) или поглощением.

Реакции, в результате которых избыточная энергия выделяется (обычно в виде тепла), называют экзотермическими. Так, все реакции горения (например, древесины, магния, метана) — экзотермические. Тепло этих реакций (сжигание топлива) люди используют для обогрева помещений и для приготовления пищи. Реакции, протекающие с поглощением тепла из окружающей среды, называют эндотермическими. Такие реакции не могут протекать самопроизвольно без подвода тепла извне. Для их протекания необходимо нагревание. Например, разложение малахита протекает только при нагревании; если его прекратить, реакция остановится. (Для протекания экзотермических реакций горения также сначала необходимо нагреть вещество до температуры его воспламенения, однако затем реакция протекает самопроизвольно.)

Количество теплоты  $Q$ , выделяющееся или поглощающееся в результате реакции, называется тепловым эффектом реакции. Химическое уравнение, которое содержит в правой части запись теплового

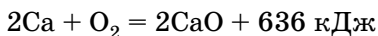
эффекта, называют термохимическим уравнением. Так, например, реакция разложения малахита может быть представлена термохимическим уравнением:



Малахит

Эта запись означает, что при разложении 1 моля малахита образуется 2 моля оксида меди (II), 1 моль углекислого газа и 1 моль воды; при этом из окружающей среды поглощается 91 кДж энергии (эндотермическая реакция).

Уравнение



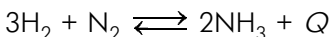
показывает, что при сжигании в кислороде 2 молей кальция образуется 2 моля оксида кальция и выделяется 636 кДж тепла. Это пример экзотермической реакции.

Расчет по термохимическим уравнениям реакции у учащихся особых сложностей обычно не вызывает. Однако несколько задач по данной теме целесообразно включить в домашнее задание. Учителю следует продемонстрировать методы тушения пламени. Два различных подхода основаны на понижении температуры ниже температуры воспламенения и на прекращении доступа кислорода. Для этого, например, достаточно закрыть фарфоровую чашку с горящим бензином листом бумаги (она не успевает нагреться до температуры воспламенения и вспыхнуть). При загорании краев одежды не следует сбрасывать ее с себя, если на это может потребоваться много времени, лучше завернуться в одеяло, прекратив доступ воздуха. В лаборатории для тушения пламени используют асбестированные ткани, а также песок. Кроме того, в каждом помещении должен быть огнетушитель.

Для закрепления материала по термохимии, кинетике и равновесию возможно использование заданий, приведенных в конце параграфа, а также следующих вопросов и тестов.

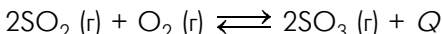
1. Какие реакции называют экзотермическими, эндотермическими? Приведите примеры.
2. Дайте определение понятия «тепловой эффект реакции».
3. Что называют скоростью химической реакции?
4. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
5. Какой катализатор используют при синтезе аммиака — оксид ванадия(V), железо, оксид железа(III), платину?
6. Какой катализатор используют при производстве серной кислоты — оксид ванадия(V), железо, оксид железа(III), платину?
7. Какой катализатор используют при гидрировании — оксид ванадия(V), железо, оксид железа(III), платину?
8. С каким из металлов — медью, натрием, оловом, железом — соляная кислота реагирует с наибольшей скоростью?
9. Какой из металлов — калий, натрий, литий, кальций — реагирует с водой с наибольшей скоростью?
10. Напишите термохимическое уравнение реакции горения натрия в хлоре, если при сгорании 1,0 г натрия выделилось 17,9 кДж теплоты.
11. Сколько теплоты необходимо затратить на полное обезвоживание 5,0 г медного купороса ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), если тепловой эффект реакции дегидратации составляет  $-299,4$  кДж/моль?
12. Сколько теплоты надо затратить на разложение 1 кг карбоната кальция ( $\text{CaCO}_3$ )? Термохимическое уравнение:  
$$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 - 178 \text{ кДж.}$$
13. Какие из перечисленных реакций являются обратимыми: горение древесины, синтез метанола из смеси угарного газа с водородом, синтез аммиака из простых веществ, разложение малахита?

14. Какое состояние системы называют равновесием?
15. Какая величина характеризует состояние равновесия?
16. От каких величин зависит константа равновесия: температуры, концентрации, наличия или отсутствия катализатора, давления?
17. Сформулируйте принцип Ле Шателье.
18. В какую сторону сместится равновесие реакции



при повышении давления, повышении температуры, увеличении концентрации азота?

19. В какую сторону сместится равновесие реакции



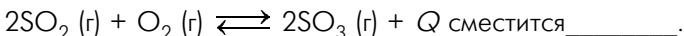
при понижении давления, повышении температуры, увеличении концентрации оксида серы(VI)?

20. В какую сторону сместится равновесие реакции

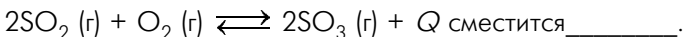


при понижении давления, повышении температуры, увеличении концентрации оксида углерода(IV)?

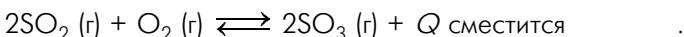
21. При понижении давления равновесие реакции



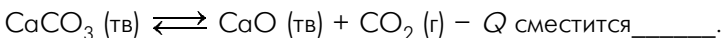
22. При повышении температуры равновесие реакции



23. При увеличении концентрации оксида серы(VI) равновесие реакции



24. При понижении давления равновесие реакции



25. Дано термохимическое уравнение:  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2 + 114 \text{ кДж}$ . Сколько теплоты (в кДж) выделится при взаимодействии 100 г оксида азота(II) с избытком кислорода?



26. Дано термохимическое уравнение:  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 800 \text{ кДж}$ . Сколько теплоты (в кДж) выделится при сгорании 11 г метана в избытке кислорода?

### ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

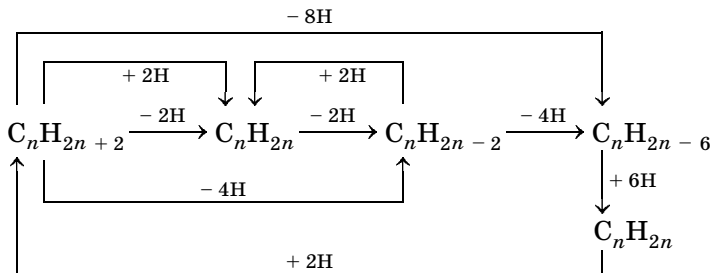
- Укажите реакцию, положение равновесия в которой не зависит от давления.
  - $3\text{H}_2 (\text{г}) + \text{N}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{г}) + Q$ ;
  - $\text{CO} (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) - Q$ ;
  - $2\text{SO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 (\text{г}) + Q$ .
- Укажите реакцию, равновесие которой смещается вправо при понижении температуры.
  - $3\text{H}_2 (\text{г}) + \text{N}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{г}) + Q$ ;
  - $\text{CO} (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{г}) + \text{H}_2 (\text{г}) - Q$ ;
  - $\text{FeO} (\text{тв}) + \text{C} (\text{тв}) \rightleftharpoons \text{Fe} (\text{ж}) + \text{CO} (\text{г}) - Q$ .

### УРОК 31. Повторение и обобщение пройденного материала.

#### Подготовка к итоговой контрольной работе

Главное внимание на уроке следует уделить материалу по химии углеводов. Генетическую связь между гомологическими рядами можно представить в виде схемы 6.

Схема 6



Конкретные реакции, которые позволяют осуществлять взаимные превращения, — это гидрирование и дегидрирование. Далее следует разобрать осуществление превращений между углеводородами различных классов, например получить бензол из метана, осуществить превращения:

а) этан  $\longrightarrow$  этилен  $\longrightarrow$  дихлорэтан  $\longrightarrow$  ацетилен  $\longrightarrow$  хлорэтен  $\longrightarrow$  поливинилхлорид;

б) бутан  $\longrightarrow$  бутен-1  $\longrightarrow$  бутадиен-1,3  $\longrightarrow$  бутен-2  $\longrightarrow$  бутан  $\longrightarrow$  2-метилпропан.

С целью подготовки к единому государственному экзамену можно использовать задания, в том числе и тестовые.

1. Изобразите все изомеры состава  $C_4H_9Cl$ .
2. Предложите химический способ получения бутена-2 из бутена-1.
3. Какое из перечисленных веществ имеет геометрические (*цис-транс*-) изомеры?
  - а) Бутадиен-1,3;
  - б) бутен-1;
  - в) метан;
  - г) пентен-2.
4. Какие из веществ могут принадлежать гомологическому ряду алкенов?
  - а)  $C_{10}H_{22}$ ;
  - б)  $C_{23}H_{46}$ ;
  - в)  $C_{18}H_{34}$ ;
  - г)  $C_{12}H_{24}Cl_2$ ;
  - д)  $C_3H_6$ .
5. Какие из веществ могут принадлежать гомологическому ряду алканов?
  - а)  $C_{10}H_{22}$ ;
  - б)  $C_{23}H_{46}$ ;
  - в)  $C_{18}H_{38}$ ;
  - г)  $C_{10}H_{24}O$ ;
  - д)  $C_5H_{10}$ .
6. В каком гибридном состоянии находится третий атом углерода в молекуле 2-метилбутена-1?
  - а)  $sp^3$ ;
  - б)  $sp^2$ ;
  - в)  $sp$ ;
  - г) негибридном.



Характеристика	Углеводороды			
	алканы	алкены	алкины	арены
Общая формула ряда				
Тип гибридизации*				
Отношение к раствору перманганата калия				
Склонность к реакциям присоединения				
Склонность к реакциям замещения				
Возможность полимеризации				

\* В учебнике понятие «Тип гибридизации» не вводилось.

## УРОК 32. Итоговая контрольная работа

### ВАРИАНТ 1

1. Изобразите формулу 2,3-диметилпентена-1, а также формулы двух его гомологов и двух изомеров. Назовите эти вещества.
2. Приведите пример углеводорода, который реагирует с бромом в темноте, но не реагирует с бромной водой. Напишите уравнение реакции.
3. Октановое число бензина равно 95. Что это значит?

4. Предложите схему получения полиэтилена из этана.
5. К какому гомологическому ряду может принадлежать углеводород  $C_5H_8$ ? Приведите его возможную формулу и назовите его.
6. Сколько килограммов угля необходимо для получения 985 000 кДж теплоты, если тепловой эффект реакции горения углерода равен 394 кДж/моль?

### *ВАРИАНТ 2*

1. Изобразите формулу 2-метил-3-этилгексана, а также формулы двух его гомологов и двух изомеров. Назовите эти вещества.
2. Приведите пример углеводорода, который реагирует с бромом только на свету, но не реагирует с бромной водой. Запишите уравнение реакции.
3. Положение равновесия реакции  $2SO_2 (г) + O_2 (г) = 2SO_3 (г)$  при повышении температуры смещается влево. Является реакция экзо- или эндотермической?
4. Предложите схему получения этилового спирта из этана.
5. К какому гомологическому ряду может принадлежать углеводород  $C_6H_{12}$ ? Приведите его возможную формулу и назовите его.
6. Сколько теплоты выделится при сжигании 6 кг угля, если тепловой эффект реакции горения углерода равен 394 кДж/моль?

### *ВАРИАНТ 3*

1. Изобразите формулу 3,3-диметилпентина-1, а также формулы двух его гомологов и двух изомеров. Назовите эти вещества.
2. Приведите пример углеводорода, который реагирует с бромом в темноте, а также реагирует с бромной водой. Запишите уравнение реакции.

3. Как изменится выход серного ангидрида в реакции  $2\text{SO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 (\text{г})$  при внесении платинового катализатора?
4. Предложите схему получения хлорбензола из ацетилен.
5. К какому гомологическому ряду может принадлежать углеводород  $\text{C}_7\text{H}_{14}$ ? Приведите его возможную формулу и назовите его.
6. Сколько килограммов серы необходимо для получения 89 100 кДж теплоты, если тепловой эффект реакции горения серы равен 297 кДж/моль?

#### ВАРИАНТ 4

1. Изобразите формулу *цис*-пентена-2, а также формулы двух его гомологов и двух изомеров. Назовите эти вещества.
2. Приведите пример углеводорода, который реагирует с бромом в темноте, но не реагирует с бромоводородом. Запишите уравнение реакции.
3. Положение равновесия реакции  $\text{CaCO}_3 (\text{тв}) \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{тв}) + \text{CO}_2 (\text{г})$  при понижении температуры смещается влево. Является реакция экзо- или эндотермической?
4. Предложите схему получения полипропилена из пропана.
5. К какому гомологическому ряду может принадлежать углеводород  $\text{C}_7\text{H}_8$ ? Приведите его возможную формулу и назовите его.
6. Сколько теплоты выделится при сжигании 8 кг серы, если тепловой эффект реакции серы с кислородом равен 297 кДж/моль?

<i>Предисловие</i> .....	3
<b>Программа курса химии 10 класса общеобразовательных учреждений. Базовый уровень</b> ...	9
<b>Примерное тематическое планирование учебного материала 10 класса (34 ч, 1 ч в неделю)</b> ...	14
<b>Примерное тематическое планирование учебного материала 10 класса (68 ч, 2 ч в неделю)</b> ...	32
<b>Методические рекомендации к каждому уроку и примерные варианты контрольных работ</b> ....	60
<b>Тема 1. ВЕЩЕСТВО</b> .....	60
<i>Урок 1.</i> Атомы, молекулы, вещества .....	60
<i>Урок 2.</i> Строение атома .....	62
<i>Урок 3.</i> Химическая связь. Агрегатные состояния ...	69
<i>Урок 4.</i> Периодический закон Д. И. Менделеева .....	71
<i>Урок 5.</i> Растворы .....	73
<i>Урок 6.</i> Коллоидные растворы .....	75
<i>Урок 7.</i> Электролитическая диссоциация. Кислотность среды. Индикаторы .....	76
<b>Тема 2. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ</b> .....	78
<i>Урок 8.</i> Уравнения химических реакций и расчеты по ним .....	78
<i>Урок 9.</i> Реакции ионного обмена. Качественные реакции .....	79
<i>Урок 10.</i> Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз .....	81
<b>Тема 3. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ</b> .....	87
<i>Урок 11.</i> Классификация неорганических веществ. Простые вещества — неметаллы .....	87
<i>Урок 12.</i> Практическая работа 1. Решение экспериментальных задач по теме «Химические реакции» .....	88

<i>Урок 13.</i>	Простые вещества — металлы. Физические свойства металлов. Сплавы . . . . .	89
<i>Урок 14.</i>	Химические свойства металлов . . . . .	90
<i>Урок 15.</i>	Повторение и обобщение пройденного материала. Подготовка к контрольной работе 1 . . . . .	92
<i>Урок 16.</i>	Контрольная работа 1 . . . . .	92
<i>Урок 17.</i>	Металлы в природе. Общие способы получения металлов. Metallургия . . . . .	94
<i>Урок 18.</i>	Практическая работа 2. Получение медного купороса . . . . .	96
<b>Тема 4. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ . . . . .</b>		
<i>Урок 19.</i>	Предмет и значение органической химии. Свойства органических веществ и реакций . . . . .	96
<i>Урок 20.</i>	Структурная теория органических соединений. Изомерия . . . . .	98
<i>Урок 21.</i>	Основные классы органических соединений . . . . .	100
<b>Тема 5. УГЛЕВОДОРОДЫ . . . . .</b>		
<i>Урок 22.</i>	Предельные углеводороды . . . . .	107
<i>Урок 23.</i>	Этиленовые углеводороды . . . . .	114
<i>Урок 24.</i>	Ацетиленовые углеводороды . . . . .	121
<i>Урок 25.</i>	Ароматические углеводороды . . . . .	125
<b>Тема 6. НАУЧНЫЕ ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОГО ПРОИЗВОДСТВА . . . . .</b>		
<i>Урок 26.</i>	Время в химии. Скорость химических реакций . . . . .	130
<i>Урок 27.</i>	Химическое равновесие и факторы, на него влияющие . . . . .	134
<i>Урок 28.</i>	Научные принципы организации химического производства . . . . .	136
<i>Урок 29.</i>	Нефть . . . . .	137
<i>Урок 30.</i>	Природный газ и энергетика . . . . .	142
<i>Урок 31.</i>	Повторение и обобщение пройденного материала. Подготовка к итоговой контрольной работе . . . . .	147
<i>Урок 32.</i>	Итоговая контрольная работа . . . . .	150