Н. Н. Гара

ХИМИЯ 11 уроки

ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО

Н. Н. Гара

ХИМИЯ

УРОКИ

в 11 классе

ПОСОБИЕ ДЛЯ УЧИТЕЛЕЙ
ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ УЧРЕЖДЕНИЙ

Москва
«Просвещение»
2009

УДК 372.8:54
ББК 74.262.4
Г20

Гара Н. Н.

Г20 Химия. Уроки в 11 классе : пособие для учителей общеобразоват. учреждений / Н. Н. Гара. — М. : Просвещение, 2009. — 93 с. — ISBN 978-5-09-018981-1.

УДК 372.8:54
ББК 74.262.4

ISBN 978-5-09-018981-1

© Издательство «Просвещение», 2009
© Художественное оформление.
Издательство «Просвещение», 2009
Все права защищены

ПРЕДИСЛОВИЕ

В предлагаемом пособии представлены поурочные разработки курса химии 11 класса, ориентированные на учебник Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана «Химия, 11» (М.: Просвещение, 2008)[1].

Основное назначение пособия — оказать учителю методическую помощь в подготовке к уроку и в организации его проведения. Представленные в пособии методические *рекомендации и разработки уроков* рассчитаны на 35 уроков химии в год, т. е. на 1 урок в неделю.

Для каждого урока определены тема, цель, основные понятия, планируемые результаты обучения, краткое содержание урока, домашнее задание. Помимо этого, разработки уроков включают дидактический материал: контрольные работы в двух вариантах, тестовые задания, самостоятельные и проверочные работы.

В пособие также включено *тематическое планирование* учебного материала, рассчитанное на 70 уроков химии в год, т. е. на 2 урока в неделю. В *Приложениях* содержатся таблицы, обобщающие сведения об основных классах веществ, изучаемых в курсе химии.

При использовании данного пособия следует иметь в виду, что каждый урок является лишь примерным. Учитель вправе использовать различные формы организации учебной деятельности: лекции, семинары, обобщающие уроки, конференции, ролевые игры и т. д. Поэтому учитель может заимствовать предлагаемые разработки уроков либо полностью, либо частично с целью индивидуализировать учебный процесс и повысить долю самостоятельности учащихся при изучении химии. Представленные в данном пособии перечни химических опытов для проведения на уроках носят также рекомендательный характер.

В пособии даются ссылки на таблицы, схемы и задания из учебника Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана «Химия, 11».

[1] См.: Рудзитис Г. Е. Химия. Основы общей химии: учеб. для 11 кл. общеобразоват. учреждений: базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — 11-е изд., перераб. — М.: Просвещение, 2008 (и последующие издания).

ТЕМА 1

ВАЖНЕЙШИЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ (2 ч)

УРОК 1

Атом. Химический элемент. Изотопы. Простые и сложные вещества

Цель урока. Обобщить, систематизировать и углубить знания о важнейших химических понятиях.

Основные понятия. Атом, химический элемент, изотопы, простые и сложные вещества.

Планируемые результаты обучения. Знать определения понятий: атом, химический элемент, изотопы, простые вещества, сложные вещества. Уметь разграничивать понятия «химический элемент» и «простое вещество».

Краткое содержание урока. Первый урок химии в 11 классе следует начать с повторения важнейших химических понятий: атом, химический элемент, изотопы, простые и сложные вещества.

Во вступительном слове учитель напоминает учащимся о том, что с основными химическими понятиями они познакомились в 8 классе, по мере изучения предмета их содержание углублялось и расширялось. В 11 классе необходимо обобщить и систематизировать знания о важнейших химических понятиях. Этот урок можно провести в форме фронтальной беседы, уточняя формулировки понятий.

Вопросы для беседы

1. Что изучает химия?
2. Что называют атомом? молекулой?
3. Что такое абсолютная и относительная атомная и молекулярная массы? В каких единицах их выражают?
4. Основные положения атомно-молекулярного учения. Какое значение имело это учение для развития химии?
5. Строение атома согласно современным представлениям (протоны, нейтроны, электроны).
6. Что называют химическим элементом?

7. Какие атомы называют изотопами?

8. Что такое вещество?

9. Какие вещества называют простыми, а какие сложными?

В конце урока можно дать небольшую самостоятельную работу.

Домашнее задание. § 1, упр. 1—3, задача 1 (с. 7).

УРОК 2

Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава веществ. Вещества молекулярного и немолекулярного строения

Цель урока. Повторить основные законы стехиометрии — закон сохранения массы веществ и закон постоянства состава веществ.

Планируемые результаты обучения. Знать стехиометрические законы — закон сохранения массы веществ и закон постоянства состава. Уметь применять эти законы в конкретных условиях.

Краткое содержание урока. На данном уроке необходимо рассмотреть формулировки законов и их смысл; математическое или графическое выражение закона; связи и отношения между явлениями или величинами, подчиняющиеся закону; опыты, подтверждающие справедливость закона; границы применения закона; теоретическое значение и практическое применение закона.

Закон сохранения массы веществ необходимо рассмотреть в единстве с законом сохранения энергии.

Закон постоянства состава справедлив только для веществ молекулярного строения. На это надо обратить внимание учащихся. Вещества немолекулярного строения не обладают строго постоянным составом. Их состав зависит от условий получения.

Следует также сообщить учащимся, что современные представления о молекулярном и немолекулярном строении вещества позволяют уточнить и другие важные понятия в химии.

Например, для веществ с молекулярным строением нужно использовать понятие «валентность», а для веществ с немолекулярным строением — «степень окисления».

В конце урока учитель напоминает учащимся алгоритмы решения расчетных задач по уравнениям химических реакций, используя такие величины, как масса, объем и количество вещества. Учащиеся самостоятельно решают предложенные учителем расчетные задачи.

Домашнее задание. § 2, упр. 4—7, задача 2 (с. 7).

УРОК 3

Решение задач на вычисления по химическим уравнениям с использованием понятий «масса», «объем», «количество вещества»

Цель урока. Повторить закон Авогадро и следствия из этого закона. Закрепить умения решать расчетные задачи с использованием таких величин, как масса, объем и количество вещества.

Планируемые результаты обучения. Знать закон Авогадро и следствия из этого закона. Уметь использовать его при решении расчетных задач.

Краткое содержание урока. В начале урока следует повторить закон Авогадро и следствия из этого закона:

- Один моль разных газов при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. При нормальных условиях (0° С, 101,3 кПа) он равен 22,4 л.
- Отношение объемов реагирующих веществ, измеренных при одинаковых условиях, равно отношению стехиометрических коэффициентов, т. е. равно отношению количеств этих веществ.
- При одинаковых температуре и давлении отношения масс равных объемов газов равно отношению их молярных масс: $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$. Отношение $\frac{M_1}{M_2}$ называют относительной плотностью газа (1) по газу (2). Эта зависимость позволяет использовать закон Авогадро для определения молекулярных масс газов.

После повторения следует дать учащимся самостоятельную работу на решение расчетных задач. Предлагаем использовать пособие «Химия. Задачник с „помощником“. 10—11 кл.»[1]. Для тех, кто забыл алгоритмы решения таких задач, следует обратиться к пособию «Химия. Задачник с „помощником“. 8—9 кл.»[2].

Домашнее задание. § 2, задачи из пособия: Гара Н. Н. Химия: задачник с «помощником»: 10—11 кл. / Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. — М.: Просвещение, 2009.

[1] См.: Гара Н. Н. Химия: задачник с «помощником»: 10—11 кл. / Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. — М.: Просвещение, 2009.

[2] См.: Гара Н. Н. Химия: задачник с «помощником»: 8—9 кл. / Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. — М.: Просвещение, 2009.

ТЕМА 2

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА НА ОСНОВЕ УЧЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМОВ (3 ч)

УРОК 4

Строение электронных оболочек атомов химических элементов

Цель урока. Повторить строение атома, рассмотреть особенности состояния электронов в атоме, форму электронных орбиталей, порядок заполнения электронами энергетических уровней в атомах малых и больших периодов.

Основные понятия. Орбиталь, *s*-, *p*- и *d*-орбитали, энергетические уровни, энергетические подуровни, спин, спаривание электронов.

Планируемые результаты обучения. Знать определения понятий: орбиталь, энергетические уровни, энергетические подуровни, спин; форму электронных орбиталей. Уметь определять максимально возможное число электронов на энергетическом уровне, характеризовать порядок заполнения электронами уровней и подуровней в атомах, записывать электронные формулы атомов.

Краткое содержание урока. Данный урок следует провести в форме беседы, углубляя знания учащихся о периодическом законе Д. И. Менделеева, о периодической таблице и строении атома. В начале беседы учитель разъясняет причину периодического изменения свойств химических элементов с возрастанием зарядов ядер атомов, затем рассматривает состояние электронов в атоме. Он предлагает учащимся вспомнить известные им сведения о форме и расположении в пространстве *s*- и *p*-орбиталей. Далее учитель может рассказать о *d*-электронах и обсудить порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в атоме. Учащиеся упражняются в составлении электронных формул атомов химических элементов. В конце урока учитель рассказывает о коротком и длинном вариантах периодической таблицы.

Домашнее задание. § 3, упр. 1—7 (с. 22), задачи 1, 2 (с. 23).

УРОК 5

Положение в периодической системе Д. И. Менделеева водорода, лантаноидов, актиноидов и искусственно полученных элементов

Цель урока. Ознакомить учащихся с положением в периодической системе водорода, лантаноидов, актиноидов и искусственно полученных элементов.

Планируемые результаты обучения. Уметь объяснять двойственность химических свойств водорода (окислитель и восстановитель) на основе строения его атома.

Краткое содержание урока. В начале урока следует провести проверочную работу по материалу, изученному на прошлом уроке.

Проверочная работа

Вариант I

1. Атому какого химического элемента соответствует электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$?

2. Приведите по два примера *s*- и *p*-элементов. Поясните, почему эти элементы так называются. Составьте формулы высших оксидов этих элементов и укажите их характер.

Вариант II

1. Атому какого химического элемента соответствует электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$?

2. Приведите по два примера химических элементов, в атомах которых имеются: а) только *s*-электроны; б) *s*- и *p*-электроны. Составьте формулы высших оксидов этих элементов и их водородных соединений, если они такие образуют.

После проведения проверочной работы учитель продолжает рассматривать структуру периодической таблицы: положение водорода, лантаноидов, актиноидов и искусственно полученных элементов.

Учитель ставит перед учащимися проблемный вопрос: почему химический знак водорода помещен в периодической таблице дважды — в IA-группе и VIIA-группе?

Совместно с учащимися учитель находит ответ на этот вопрос, раскрывая двойственность химических свойств водорода (окислитель и восстановитель): в атоме водорода единственный энергетический уровень заполнен наполовину, что обусловливает возможность как отдачи, так и присоединения электрона. Учащиеся приводят примеры и записывают уравнения химических реакций, доказывающих сходство свойств водорода со свойствами галогенов и щелочных металлов.

В ознакомительном плане учитель рассказывает о положении в периодической таблице лантаноидов, актиноидов и искусственно полученных элементов.

Домашнее задание. § 4, упр. 8—10 (с. 22), задачи 3, 4 (с. 23).

УРОК 6

Валентность. Валентные возможности и размеры атомов химических элементов

Цель урока. Развить представления о валентности, раскрыть физический смысл этого понятия и причины различных валентных возможностей атомов. Выявить закономерности изменения радиусов атомов химических элементов по периодам и А-группам (главным подгруппам) периодической таблицы.

Основные понятия. Валентность, валентные возможности атомов, свободная орбиталь, донор, акцептор, донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

Планируемые результаты обучения. Знать определение валентности с точки зрения теории химической связи. Уметь составлять графические схемы строения внешних электронных слоев атомов, иллюстрирующие валентные возможности атомов фосфора, азота, серы и кислорода, объяснять пятивалентность фосфора и четырехвалентность азота, характеризовать изменения радиусов атомов химических элементов по периодам и А-группам периодической таблицы.

Краткое содержание урока. Урок можно начать с изучения нового материала. Учащиеся вспоминают определение валентности. Развитие учения о химической связи дало возможность выяснить физический смысл этого понятия. Учитель дает новое определение валентности на основе современных представлений о химической связи. Далее учитель объясняет, что строение атома того или иного элемента обусловливает его ва-

лентные возможности. Можно организовать проблемное обсуждение этого вопроса. Учащимся известно, что высшая валентность химического элемента соответствует номеру группы в периодической таблице. Например, азот и фосфор находятся в VA-группе, следовательно, их высшая валентность должна равняться 5. Это утверждение справедливо только для фосфора, так как высшая валентность азота равна 4. Кислород и сера находятся в VIA-группе, значит, их высшая валентность должна равняться 6. Действительно, высшая валентность серы равна 6, но кислород обычно двухвалентен и никогда не проявляет валентности, равной 6. Решение этой проблемы последовательно описано в § 5 учебника.

Для объяснения этого материала учитель вводит понятие «свободная орбиталь», можно также воспользоваться таким понятием, как «возбужденное состояние атома». Согласно принципам квантовой механики атомы и молекулы устойчивы лишь в некоторых стационарных состояниях, которым отвечают определенные значения энергии. Состояние с низшей энергией называют основным, остальные — возбужденными. Возбужденное состояние атома энергетически нестабильно. Это состояние, в которое атом переходит, получая энергию извне. Возбужденный атом, отдавая энергию, возвращается в основное состояние. Изменение энергии атома при переходе из одного стационарного состояния в другое связано с изменением строения его электронной оболочки.

Периодическое изменение валентности и размеров атомов учащиеся изучают самостоятельно (§ 5, с. 20—22 учебника). После этого учитель может проверить, как учащиеся поняли этот материал, предложив им выполнить несколько заданий.

Проверочная работа

Вариант I

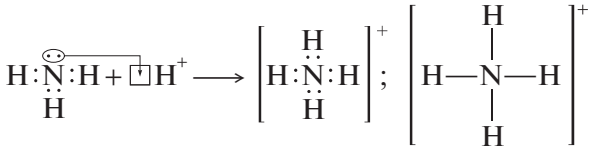
1. Изобразите строение атома углерода в основном и возбужденном состояниях.

2. Изобразите электронную формулу атома натрия. Подчеркните ту часть формулы, которая обозначает наружный энергетический уровень.

3. По электронной формуле определите порядковый (атомный) номер химического элемента в периодической таблице, составьте формулу его высшего оксида, обозначьте валентность атомов.

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

4. Рассмотрите рисунок и объясните особенности образования химической связи в ионе аммония.



$$\ddot{N}H_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$$

Вариант II

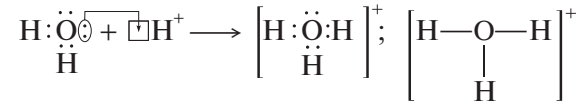
1. Изобразите строение атома бора в основном и возбужденном состояниях. Приведите примеры соединений, образованных атомами бора в основном и возбужденном состояниях. Обозначьте валентность атомов.

2. Изобразите электронную формулу атома хлора. Какова высшая валентность атомов хлора в соединениях?

3. По электронной формуле определите порядковый (атомный) номер химического элемента в периодической таблице, составьте формулу его высшего оксида, обозначьте валентность атомов.

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$$

4. Рассмотрите рисунок и объясните особенности образования химической связи в ионе гидроксония.



$$H_2O + H^+ \longrightarrow H_3O^+$$

Для проверки усвоения материала можно также использовать задания в тестовой форме.

Тестовые задания

1. Атом наиболее активного металла имеет электронную конфигурацию

1) $1s^2 2s^2 2p^1$
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
3) $1s^2 2s^2$
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

2. В ряду химических элементов Na ⟶ Mg ⟶ Al ⟶ Si
1) увеличивается число валентных электронов в атомах
2) уменьшается число электронных слоев в атомах
3) уменьшается число протонов в ядрах атомов
4) увеличиваются радиусы атомов

3. По периоду слева направо
1) уменьшается атомный радиус элементов
2) уменьшается число валентных электронов в атомах
3) уменьшается электроотрицательность элементов
4) ослабевают кислотные свойства гидроксидов

4. Атом химического элемента, формула высшего оксида которого R_2O_7, имеет электронную конфигурацию
1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
2) $1s^2 2s^1$
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

5. Электронная формула внешнего электронного слоя атома химического элемента $...3s^2 3p^4$. Формула высшего гидроксида этого химического элемента
1) $R(OH)_2$
2) HRO_3
3) HRO_4
4) H_2RO_4

Домашнее задание. § 5, упр. 11—17 (с. 22).

ТЕМА 3

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА (5 ч)

УРОК 7

Ионная и ковалентная связи. Ионная, атомная и молекулярная кристаллические решетки

Цель урока. Систематизировать и обобщить знания о ковалентной и ионной связях, механизмах их образования, о кристаллических решетках. Рассмотреть зависимость свойств вещества от типа кристаллической решетки.

Основные понятия. Электроотрицательность, ионная связь, ковалентная (полярная, неполярная) связь, аморфное и кристаллическое состояния вещества, ионная кристаллическая решетка, атомная кристаллическая решетка, молекулярная кристаллическая решетка.

Планируемые результаты обучения. Уметь использовать ряд электроотрицательности для сравнения электроотрицательности элементов по периодам и А-группам периодической таблицы, объяснять механизмы образования ионной и ковалентной связей. Уметь объяснять зависимость свойств вещества от типа кристаллической решетки.

Демонстрации. Модели кристаллических решеток или слайды с изображением кристаллических решеток.

Краткое содержание урока. При рассмотрении данной темы следует использовать таблицы, кодопленки, электронные пособия. Этот урок носит обобщающий характер, поэтому учитель может во время беседы опираться на знания учащихся. В течение урока учащиеся должны заполнить таблицу «Виды химической связи» (колонки «Ионная связь» и «Ковалентная связь»). Эта таблица необходима для подготовки к экзаменам.

При рассмотрении ионной и ковалентной связей необходимо подчеркнуть, что деление химической связи на ионную и ковалентную весьма условно, резких границ между ними нет, как нет и чисто ионных соединений. В природе наиболее распространены химические соединения с ковалентной связью. Именно при помощи ковалентной связи образованы молекулы органических веществ, которых значительно больше, чем неорганических.

Далее учитель переходит к рассмотрению вопроса о кристаллических решетках, вводит понятия «аморфное состояние

Виды химической связи

	Ионная связь	Ковалентная связь		Металлическая связь	Водородная связь
		неполярная	полярная		
1. Природа связанных химических элементов					
2. Способ образования химической связи					
3. Механизм образования химической связи					
4. Тип кристаллической решетки					
5. Физические свойства вещества					
6. Примеры веществ					

вещества», «кристаллическое состояние вещества», приводит примеры аморфных и кристаллических веществ, объясняет различия между ними. С этой целью учитель демонстрирует модели кристаллических решеток хлорида натрия, алмаза и иода. Учащиеся определяют тип кристаллических решеток этих веществ, указывая, какие частицы находятся в узлах кристаллических решеток. Затем учащиеся вспоминают, как свойства вещества зависят от типа кристаллической решетки, и приходят к выводу, что свойства вещества зависят не только от вида химической связи между его частицами, но и от пространственного расположения этих частиц относительно друг друга.

В конце урока следует начать решать расчетные задачи на вычисление массы, объема или количества вещества продукта реакции, если для его получения дан раствор с определенной массовой долей исходного вещества.

Домашнее задание. § 6 (с. 24—26), 8, упр. 1—4, 7 (с. 41), задача 1 (с. 42). Сильным учащимся можно порекомендовать самостоятельно изучить § 7.

УРОК 8

Металлическая и водородная связи. Металлическая кристаллическая решетка

Цель урока. Систематизировать и обобщить знания о металлической и водородной связях. Продолжить рассмотрение зависимости свойств вещества от типа кристаллической решетки.

Основные понятия. Металлическая связь, водородная связь, металлическая кристаллическая решетка.

Планируемые результаты обучения. Знать определения металлической и водородной связей. Уметь объяснять зависимость свойств веществ от вида химической связи и типа кристаллической решетки.

Краткое содержание урока. После проверки домашнего задания учитель продолжает рассказ о видах химической связи и типах кристаллической решетки. На этом уроке обобщаются сведения о металлической и водородной связях. Учащиеся продолжают заполнять таблицу (урок 7). При рассмотрении металлической связи особое внимание следует уделить физическим свойствам металлов, обусловленным их строением (металлической кристаллической решеткой). При изучении водородной связи анализируются причины ее образования.

Необходимо обратить внимание учащихся на то, что существуют не только межмолекулярные водородные связи (например, между молекулами воды и спирта), но и внутримолекулярные, характерные для молекул белков и нуклеиновых кислот.

Для закрепления изученного материала можно провести небольшую проверочную работу.

Проверочная работа

Вариант I

1. Пользуясь рядом электроотрицательности (ЭО) химических элементов:

Элемент	K	Na	Li	Mg	H	S	C
ЭО	0,8	0,9	1,0	1,2	2,1	2,5	2,5

Элемент	I	Br	Cl	N	O	F
ЭО	2,5	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

составьте формулу соединения натрия с азотом. Назовите вид химической связи в этом соединении, обозначьте степень окисления атома каждого химического элемента.

2. Почему при обычных условиях пропан — газ, а этанол — жидкость, хотя их молярные массы близки по значению?

3. Назовите, какой тип кристаллической решетки характерен для: а) хлорида натрия; б) сульфида натрия; в) сахара; г) «сухого льда».

Вариант II

1. Пользуясь рядом электроотрицательности (ЭО) химических элементов:

Элемент	K	Na	Li	Mg	H	S	C
ЭО	0,8	0,9	1,0	1,2	2,1	2,5	2,5

Элемент	I	Br	Cl	N	O	F
ЭО	2,5	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

составьте формулу соединения углерода с кремнием. Назовите вид химической связи в этом соединении, обозначьте степень окисления атома каждого химического элемента.

2. Почему металлы обладают высокой электропроводностью?

3. На конкретных примерах сравните физические свойства веществ, имеющих атомные и молекулярные кристаллические решетки.

Домашнее задание. § 6, 8, упр. 8 (с. 41), задача 2 (с. 42).

УРОК 9

Причины многообразия веществ

Цель урока. Систематизировать знания учащихся о многообразии веществ. Рассмотреть причины многообразия веществ.

Основные понятия. Изотопия, аллотропия, изомерия, гомология.

Планируемые результаты обучения. Знать причины многообразия веществ. Уметь объяснять многообразие веществ.

Краткое содержание урока. В начале урока проводится проверочная работа (15 мин) по решению расчетных задач на вычисление массы, объема или количества вещества продукта реакции, если для его получения дан раствор с определенной массовой долей исходного вещества. После этого урок следует провести в форме беседы. Учитель ставит перед классом проблему: в настоящее время известно более 100 химических элементов. Они образуют более 400 простых веществ и несколько миллионов сложных химических соединений. Как объяснить, что из атомов сравнительно небольшого числа элементов образуется такое множество веществ?

Учащиеся должны назвать такие причины многообразия веществ, как изотопия, аллотропия, изомерия и гомология.

Затем учитель делит класс на четыре группы (по числу названных причин) и дает задание объяснить на конкретных примерах многообразие веществ. Потом он вызывает по одному человеку из каждой группы и заслушивает их ответы. В конце урока учитель подводит итоги.

Домашнее задание. § 9, упр. 9 (с. 41), задача 3 (с. 42).

УРОК 10

Дисперсные системы

Цель урока. Познакомить учащихся с различными видами дисперсных систем, их структурой. Рассмотреть причины коагуляции коллоидных растворов и значение этого явления, роль дисперсных систем в природе и производственных процессах.

Основные понятия. Истинный раствор, взвесь, коллоидный раствор, коагуляция, золь, гель.

Планируемые результаты обучения. Уметь разъяснять смысл понятия «дисперсная система», характеризовать свойства различных видов дисперсных систем, указывать причины коагуляции коллоидов и значение этого явления, решать задачи на приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества и раствора определенной молярной концентрации.

Демонстрации. Образцы различных видов дисперсных систем. Истинные и коллоидные растворы (окрашенные и неокрашенные), взвеси. Эффект Тиндаля. Приготовление раствора определенной молярной концентрации. Коагуляция коллоида.

Краткое содержание урока. Изучение нового материала начинается с разъяснения понятия «дисперсные системы» («дисперсный» означает «рассеянный», «рассыпанный», «раздробленный»). Учитель знакомит учащихся с однородными и неоднородными системами, демонстрирует истинные растворы и взвеси. Затем он ставит перед учащимися вопрос: почему одни вещества с водой образуют однородную систему, а другие — неоднородную? Чтобы ответить на этот вопрос, следует рассмотреть таблицу 1 (с. 37 учебника). Далее учитель знакомит учащихся с коллоидными растворами, вводит понятия «золь» и «гель», демонстрирует эффект Тиндаля, коагуляцию коллоидного раствора и приготовление раствора определенной молярной концентрации. Методика решения задач на приготовление раствора определенной молярной концентрации подробно описана в § 10 учебника. Для закрепления умения решать подобные задачи можно предложить учащимся решить две задачи по вариантам.

Домашнее задание. § 10, упр. 10—13 (с. 41), задача 4 (с. 42). Повторить по учебникам 8—10 классов типы химических реакций (окислительно-восстановительные реакции, реакции соединения, разложения, замещения и ионного обмена, обратимые и необратимые реакции, экзо- и эндотермические реакции).

ТЕМА 4

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ (6 ч)

УРОК 11

Классификация химических реакций

Цель урока. Углубить и обобщить сведения о химических реакциях.

Основные понятия. Окислительно-восстановительные реакции, реакции соединения, разложения, замещения и ионного обмена, обратимые и необратимые реакции, экзо- и эндотермические реакции.

Планируемые результаты обучения. Знать признаки классификации химических реакций. Уметь объяснять сущность химических реакций, составлять уравнения химических реакций, относящихся к определенному типу.

Краткое содержание урока. Данный урок можно провести в форме семинара. На доске заранее следует нарисовать таблицу по классификационным признакам химических реакций, которую учащиеся будут постепенно заполнять. После определения цели семинара учитель переходит к обсуждению вопроса о сущности химического взаимодействия веществ, опираясь на знания учащихся о химической связи. Затем учитель переходит к классификации химических реакций, выделяя классификационные признаки. Учитель вызывает к доске по одному ученику, которые заполняют таблицу — вписывают в нее примеры уравнений реакций из курсов неорганической и органической химии. Во время обсуждения и заполнения таблицы учитель показывает, как анализировать уравнение любой химической реакции.

В конце урока для закрепления изученного материала можно предложить несколько заданий:

1. Напишите уравнения реакций, которые соответствуют следующей характеристике: а) реакция соединения, эндотермическая, окислительно-восстановительная; б) реакция обмена, необратимая.

2. Как можно получить оксид меди(II) при помощи реакции: а) разложения; б) соединения? Напишите уравнения соответствующих реакций, дайте полную характеристику каждой из них.

3. Напишите уравнения реакций получения водорода при помощи реакций: а) замещения; б) разложения. Дайте полную характеристику каждой из них.

Классификационные признаки	Типы реакций			
1. Изменение степени окисления элементов	Окислительно-восстановительные реакции			
	Примеры			
2. Число и состав исходных и образующихся веществ	Реакция разложения	Реакция соединения	Реакция замещения	Реакция ионного обмена
	Примеры	*Примеры*	*Примеры*	*Примеры*
3. Тепловой эффект	Экзотермические реакции		Эндотермические реакции	
	Примеры		*Примеры*	
4. Обратимость процесса	Обратимые реакции		Необратимые реакции	
	Примеры		*Примеры*	
5. Участие катализатора	Каталитические реакции		Некаталитические реакции	
	Примеры		*Примеры*	
6. Наличие поверхности раздела фаз	Гомогенные реакции		Гетерогенные реакции	
	Примеры		*Примеры*	

Домашнее задание. § 11, упр. 1, 3, 7, 8, задачи 1, 2 (с. 48); § 17, упр. 2, 3 (с. 74).

УРОК 12

Скорость химических реакций

Цель урока. Обобщить и углубить знания о скорости химических реакций и факторах, влияющих на них.

Основные понятия. Химическая кинетика, гомогенная среда, гетерогенная среда, *энергия активации, активирован-*

ный комплекс, кинетическое уравнение реакции, катализ, катализатор, ингибитор.

Планируемые результаты обучения. Знать определение скорости химической реакции. Иметь представление об энергии активации. Уметь объяснять действие факторов, влияющих на скорость реакции, значение применения катализаторов и ингибиторов на практике.

Лабораторные опыты. Изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций.

Краткое содержание урока. Данный урок предлагаем провести в форме лекции.

План лекции

1. Скорость химических реакций.
2. Гомогенные и гетерогенные химические реакции.
3. Энергия активации.
4. Закон действующих масс.
5. Факторы, влияющие на скорость химических реакций:
   а) природа реагирующих веществ;
   б) площадь поверхности и соприкосновения;
   в) концентрация реагирующих веществ;
   г) температура;
   д) катализатор и ингибитор.

Изучение факторов, влияющих на скорость химических реакций, сопровождается выполнением лабораторного опыта 1 (с. 75 учебника) и рассмотрением таблицы 2 (с. 54—55 учебника).

Первые представления о скорости химических реакций учащиеся получили в 8 классе. Учитель уточняет понятие «скорость химической реакции», определяя ее как изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы, и приводит математическое выражение скорости химической реакции.

Для сильного класса учитель вводит понятия «энергия активации» и «активированный комплекс», рассматривает основной закон химической кинетики — закон действующих масс, выводит кинетическое уравнение реакции.

В заключение лекции рассматривается вопрос о катализе, катализаторах и ингибиторах и их влиянии на скорость химических реакций. На конкретном примере учитель рассказывает о механизме действия катализатора (с. 53 учебника).

При рассмотрении вопроса об использовании катализаторов в химическом производстве необходимо обратить внима-

ние учащихся на селективность (избирательность) их действия и привести примеры из органической химии.

Домашнее задание. § 12, упр. 1, 4—6 (с. 62), задачи 1, 2 (с. 63).

УРОК 13

Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье. Производство серной кислоты

Цель урока. Систематизировать, обобщить и углубить знания об обратимых химических реакциях, химическом равновесии и условиях его смещения. Рассмотреть принцип Ле Шателье. На примере производства серной кислоты рассмотреть закономерности изменения скорости реакций и условия смещения химического равновесия.

Основные понятия. Обратимые и необратимые реакции, химическое равновесие, принцип Ле Шателье, кипящий слой, принцип противотока, принцип теплообмена.

Планируемые результаты обучения. Знать определение состояния химического равновесия, формулировку принципа Ле Шателье, условия смещения химического равновесия. Уметь объяснять на примере производства серной кислоты способы смещения химического равновесия, использование основных принципов химического производства.

Краткое содержание урока. В начале урока проверяются знания учащихся о типах химических реакций и скорости химических реакций, а также умение давать полную характеристику реакций. После ответа ученика об обратимых реакциях следует перейти к рассмотрению химического равновесия, характеризуя его как такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакций равны.

Далее учитель обращает внимание учеников на то, что большинство обратимых химических реакций используется в промышленности для получения определенных веществ. В связи с этим необходимо уметь управлять ходом реакции, т. е. знать условия смещения химического равновесия в определенную сторону. Смещение химического равновесия подчиняется принципу Ле Шателье. Учитель в беседе с учащимися рассматривает влияние на смещение химического равновесия изменений концентрации одного из веществ, температуры и давления.

Предлагаем рассматривать эти изменения на примере реакций получения серной кислоты в промышленности. Например, для смещения равновесия в сторону образования SO_3 в реакции

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + Q$$

необходимо:

1) понизить температуру;
2) повысить давление;
3) увеличить концентрации реагентов (SO_2 и O_2) или удалять SO_3 из зоны реакции.

Отвод продуктов из зоны реакции — важный технологический прием, основанный на том, что чем меньше концентрация вещества, тем выше скорость реакции, приводящей к его образованию.

Учитель подчеркивает, что катализатор не влияет на смещение химического равновесия, так как он ускоряет как прямую, так и обратную реакцию.

После этого следует предложить несколько упражнений на закрепление изученного материала и перейти к обсуждению промышленного способа получения серной кислоты. При рассмотрении этого вопроса необходимо разобрать основные принципы химического производства (непрерывность процесса, теплообмен, противоток, безотходность производства).

Домашнее задание. § 13, 14, упр. 7—12, задачи 3, 4 (с. 63).

УРОК 14

Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Водородный показатель (pH). Реакции ионного обмена

Цель урока. Систематизировать, обобщить и углубить знания учащихся об электролитической диссоциации, реакциях ионного обмена. Рассмотреть среду водных растворов, водородный показатель (pH), ионное произведение воды.

Основные понятия. Электролитическая диссоциация, сильный электролит, слабый электролит, ионное произведение воды, водородный показатель (pH), реакции ионного обмена.

Планируемые результаты обучения. Знать механизмы электролитической диссоциации веществ с ионной и ковалентной полярной связью, определения кислот, оснований и солей

с точки зрения представлений об электролитической диссоциации. Уметь составлять полные и сокращенные ионные уравнения реакций, характеризующих основные свойства важнейших классов неорганических соединений.

Демонстрации. Испытание веществ на электрическую проводимость.

Лабораторные опыты. Определение реакции среды универсальным индикатором.

Краткое содержание урока. После проверки домашнего задания учитель проводит беседу по теме данного урока. Он рассматривает процесс диссоциации электролитов, в качестве повторения демонстрирует опыты по испытанию веществ на электрическую проводимость, уточняет, что электролиты являются проводниками второго рода, сравнивает их с металлами — проводниками первого рода. Учащиеся вспоминают определения кислот, оснований и солей с точки зрения представлений об электролитической диссоциации и записывают уравнения электролитической диссоциации этих соединений. Сильным учащимся можно порекомендовать самостоятельно ознакомиться с протолитической теорией кислот и оснований (с. 64—65 учебника).

При рассмотрении сильных и слабых электролитов необходимо заострить внимание учащихся на диссоциации воды, объяснить, что называют ионным произведением воды и водородным показателем (pH), и рассказать о значении водородного показателя в практической деятельности. Если позволит время, можно провести лабораторный опыт 2 (с. 75 учебника). Однако это материал повышенного уровня сложности и не следует требовать от всех учащихся умения его воспроизвести.

Реакции ионного обмена учащиеся могут рассмотреть самостоятельно в качестве повторения. При проверке усвоения этого материала учитель может провести небольшую самостоятельную работу.

Домашнее задание. § 15—17, упр. 1—3, задача 1 (с. 74).

УРОК 15

Гидролиз органических и неорганических веществ

Цель урока. Обобщить и систематизировать знания о гидролизе органических и неорганических веществ.

Основные понятия. Гидролиз, омыление.

Планируемые результаты обучения. Знать определение гидролиза. Уметь составлять уравнения реакций гидролиза сложных эфиров, жиров, углеводов, белков, солей, определять реакцию среды раствора при растворении солей в воде.

Демонстрации. Определение реакции среды растворов карбоната натрия, хлорида алюминия и сульфида аммония.

Лабораторные опыты. Гидролиз солей.

Краткое содержание урока. После проверки домашнего задания учитель переходит к рассмотрению темы урока. Этот урок можно провести в форме фронтальной беседы с элементами самостоятельной работы.

Учащиеся вспоминают определение гидролиза, уточняют, что реакции гидролиза относятся к реакциям обмена. Учитель предлагает привести примеры и записать уравнения гидролиза сложных эфиров, жиров, углеводов и белков (четыре варианта).

Бóльшая часть урока посвящается рассмотрению гидролиза солей. Учащимся отводится время на самостоятельную работу с учебником (§ 18, с. 71—73), после чего следует обсуждение особенностей гидролиза различных солей. К доске вызывают учащихся, которые составляют уравнения гидролиза заданных солей и определяют реакцию среды этих солей практически. Затем учащиеся выполняют лабораторный опыт 3 (с. 75 учебника).

Домашнее задание. § 18, упр. 4—11 (с. 74), задача 2 (с. 74). Подготовиться к семинарскому занятию, повторить темы 1—4.

УРОК 16

Обобщение и повторение изученного материала (темы 1—4). Решение расчетных задач

Цель урока. Подготовиться к контрольной работе.

Краткое содержание урока. Данный урок рекомендуем провести в форме семинара. Предлагаем перечень вопросов и заданий, которые учитель может дать учащимся перед проведением семинарского занятия.

I. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома

1. Изобразите строение атомов пяти химических элементов с порядковыми (атомными) номерами 2, 4, 9, 10 и 12. Распо-

ложите их друг под другом, если они принадлежат к одной группе, или в ряд, если они находятся в одном периоде.

2. На примерах задания 1 объясните, каков физический смысл: а) порядкового (атомного) номера элемента; б) номера группы; в) номера периода.

3. Какие закономерности наблюдаются в изменении металлических (или неметаллических) свойств: а) в группах; б) в периодах периодической таблицы?

4. Каковы особенности размещения электронов на орбиталях атомов химических элементов 2-го периода?

5. Объясните порядок и особенности размещения электронов на орбиталях атомов химических элементов с порядковыми (атомными) номерами 17, 20 и 30.

6. По электронной формуле вещества определите порядковый (атомный) номер химического элемента в периодической таблице. Составьте формулу высшего оксида этого элемента, обозначьте валентность атомов.
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

7. Определите, к какой группе периодической таблицы принадлежат химические элементы с данным строением наружного энергетического уровня.

а) $1s^1$ $2s^1$ $3s^1$ $4s^1$

б) $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^6$ $4s^2 4p^6$

в) $1s^1$ $2s^2 2p^5$ $3s^2 3p^5$ $4s^2 4p^5$

8. Что такое валентность и как образуются ковалентные химические связи? Почему максимальная валентность атомов химических элементов 2-го периода не превышает 4?

9. Почему атомы химических элементов А-группы и Б-группы одной группы могут проявлять разную валентность?

10. Изобразите строение атома серы в основном и возбужденном состояниях, объясните, каковы валентные возможности атома серы. Приведите примеры веществ, в которых сера проявляет различную валентность (степень окисления).

11. Изобразите строение атома азота и объясните, почему валентность атома азота в молекуле аммиака равна 3, а в ионе аммония его валентность равна 4. Почему атом азота в молекуле аммиака не проявляет валентность, равную 5?

II. Строение вещества

1. Назовите химические элементы, распределение электронов на энергетических уровнях которых отражают следующие ряды чисел: а) 2, 8, 1; б) 2, 8, 7; в) 2, 8, 8; г) 2, 8, 8, 2. Приведите примеры соединений, в состав которых входят эти химические элементы, а между атомами устанавливается химическая связь: а) ковалентная; б) ионная; в) металлическая.

2. Объясните, в каком из соединений — воде или сероводороде — ковалентная связь более полярная. Для какого из этих веществ характерно наличие межмолекулярных водородных связей при обычных условиях?

3. Приведите пример вещества, в молекуле которого имеются σ- и π-связи. Приведите примеры веществ, в молекулах которых имеются: а) *s*-*s*-связи; б) *p*-*s*-связи. Какие свойства веществ обусловлены этими видами химической связи?

4. Объясните, как образуются водородные связи между молекулами плавиковой кислоты HF.

5. Приведите примеры, показывающие взаимосвязь строения и свойств веществ, имеющих:
а) ионную кристаллическую решетку;
б) металлическую кристаллическую решетку;
в) молекулярную кристаллическую решетку;
г) атомную кристаллическую решетку.

6. Наличие какого вида химической связи и какого типа кристаллической решетки можно предположить:
а) у нафталина — вещества легкоиспаряющегося, имеющего характерный запах;
б) у иода и нашатыря — веществ легковозгоняющихся (укажите, чем отличается возгонка иода от возгонки нашатыря);
в) у парафина — вещества, не имеющего постоянной температуры плавления (при нагревании парафин размягчается, образуя вязкую жидкость, а при остывании — аморфное вещество)?

7. Приведите примеры: а) эмульсий; б) суспензий; в) истинных растворов; г) коллоидных растворов. Перечислите возможные способы применения их в быту, медицине и промышленности.

8. Разъясните, что представляет собой как дисперсная система: а) туман; б) дым; в) воздух.

9. Назовите причины многообразия веществ. Ответ обоснуйте.

III. Химические реакции

1. Охарактеризуйте химические реакции, схемы которых приведены ниже, по всем возможным классификационным признакам.

Вариант I

а) $H_2(г) + Cl_2(г) \longrightarrow 2HCl(г) + 1846$ кДж

б) $Ca(OH)_2 + HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

в) $Mg + CH_3COOH \longrightarrow Mg(CH_3COO)_2 + H_2$

г) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

д) $CH_2{=}CH_2 + H_2O \overset{кат.}{\rightleftharpoons} C_2H_5OH$

Вариант II

а) $H_3COH + C_2H_5{-}C(=O){-}OH \rightleftharpoons H_5C_2{-}C(=O){-}O{-}CH_3 + H_2O$

б) $Zn + CuSO_4 \longrightarrow Cu + ZnSO_4$

в) $N_2(г) + O_2(г) \longrightarrow NO(г) - 90{,}4$ кДж

г) $NH_4NO_3 \longrightarrow N_2 + H_2O + O_2$

д) $CuO + C \longrightarrow CO_2 + Cu$

2. С помощью метода электронного баланса расставьте коэффициенты в схеме реакции, укажите окислитель и восстановитель:

а) $HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

б) $NH_3 + O_2 \longrightarrow NO + H_2O$

в) $P + O_2 \longrightarrow ...$

г) $H_2S + O_2 \longrightarrow S + H_2O$

3. Приведите три примера реакций соединения, в которые вступают: а) только простые вещества; б) только сложные вещества; в) более двух веществ. Какие из этих реакций относятся к окислительно-восстановительным?

4. Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций, в которых одним из исходных веществ будет: а) кислород; б) водород; в) сложное вещество. Укажите восстановитель.

5. Приведите три примера реакций обмена, протекающих до конца, и объясните, в чем их сущность.

IV. Скорость химических реакций и условия, ее изменяющие

1. Какие наблюдения можно сделать при проведении химических реакций, если в качестве исходных веществ взять:

а) цинк и уксусную кислоту; б) магний и уксусную кислоту; в) натрий и воду; г) магний и воду? Чем вызваны различия в протекании реакций *а* и *б*? реакций *б* и *в*?

2. Для проведения химических реакций использовали: а) серную кислоту (раствор) и порошок оксида меди(II); б) серную кислоту (раствор) и гранулы оксида меди(II). Чем объясняется различие в признаках проведенных реакций?

3. Приведите по два примера химических реакций, иллюстрирующих различную скорость их протекания: а) при нагревании и без нагревания; б) с катализатором и без катализатора; в) с раствором большей и меньшей концентрации.

4. Какими способами можно увеличить или уменьшить скорость взаимодействия железа с соляной кислотой?

V. Химическое равновесие и условия его смещения

1. Приведите по два примера обратимых и необратимых реакций.

2. Покажите стрелкой направление увеличения скорости реакции при повышении давления:

а) $N_2(г) + H_2(г) \rightleftarrows NH_3(г) + Q$

б) $NO(г) + O_2(г) \rightleftarrows NO_2(г) + Q$

в) $SO_2(г) + O_2(г) \rightleftarrows SO_3(г) + Q$

3. Покажите стрелкой, какое влияние окажет повышение температуры на скорость и смещение химического равновесия в реакции:

а) $FeO(тв) + C(тв) \rightleftarrows Fe(тв) + CO(г) - Q$

б) $NH_3(г) + HCl(г) \rightleftarrows NH_4Cl(тв) + Q$

в) $H_2(г) + I_2(тв) \rightleftarrows HI(г) - Q$

VI. Электролитическая диссоциация

1. Даны следующие вещества: а) сульфат натрия; б) спирт; в) сахароза; г) уксусная кислота; д) азотная кислота; е) крахмал; ж) гидроксид бария. Укажите, какие из них являются электролитами и почему. Напишите уравнения их диссоциации.

2. В воде источника были обнаружены следующие ионы: Fe^{3+}, Mg^{2+}, Cl^-, SO_4^{2-}. При растворении каких солей в дистиллированной воде можно получить раствор, содержащий те же ионы? Напишите формулы этих солей и уравнения их диссоциации.

3. Составьте по два различных молекулярных уравнения реакций, которые соответствовали бы следующим ионным уравнениям:

а) $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$

б) $H^+ + OH^- = H_2O$

в) $Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$

г) $NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O$

4. Как протекает гидролиз соли, образованной: а) сильным основанием и слабой кислотой; б) сильной кислотой и слабым основанием; в) слабым основанием и слабой кислотой? Приведите примеры записи уравнений химических реакций.

VII. Решение расчетных задач

1. Вычислите объем оксида углерода(IV) (н. у.), если на реакцию с карбонатом натрия использовали 200 г соляной кислоты, массовая доля хлороводорода в которой 36,5%.

2. Рассчитайте массу уксусной кислоты, которую необходимо затратить для получения сложного эфира в реакции с 200 мл 96%-ного раствора этанола (плотность 0,8 г/мл).

3. Подтвердите расчетами, достаточно ли взять 200 мл раствора хлороводорода, плотность которого 1,1 г/мл, чтобы провести реакцию с 13 г цинка.

4. По термохимическому уравнению реакции

$$CH_4\,(г) + 2O_2\,(г) = CO_2\,(г) + 2H_2O\,(г) + 890\ кДж$$

вычислите объем метана (н. у.), который нужно сжечь, чтобы образовалось 44,5 кДж теплоты.

5. При полном окислении 0,5 моль этана выделилось 711,5 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

Используя данный перечень вопросов и задания к ним, учитель может составить различные варианты проведения семинара, а также контрольную работу по темам 1—4.

Домашнее задание. Подготовиться к контрольной работе по темам 1—4.

УРОК 17

Контрольная работа по темам 1—4

Цель урока. Проконтролировать знания учащихся по темам 1—4.

Методические рекомендации. Контрольную работу по изученному материалу учитель может составить как в традиционном (текстовом) варианте, так и в тестовом, используя ряд пособий, издаваемых издательством «Просвещение».

1. Радецкий А. М. Проверочные работы по химии: 8—11 кл. / А. М. Радецкий. — М.: Просвещение, 2000.
2. Радецкий А. М. Дидактический материал по химии: 10—11 кл. / А. М. Радецкий, В. П. Горшкова, Л. Н. Кругликова. — М.: Просвещение, 2003.
3. Радецкий А. М. Химический тренажер: 8—9, 10—11 кл. / А. М. Радецкий. — М.: Просвещение, 2007.
4. Оржековский П. А. Единый государственный экзамен: химия: сб. заданий / П. А. Оржековский, Н. Н. Богданова, В. В. Загорский и др. — М.: Просвещение; Эксмо, 2006.
5. Единый государственный экзамен: химия: контрольные измерительные материалы 2006—2007. — М.: Просвещение; СПб.: филиал изд-ва «Просвещение», 2007.
6. Гара Н. Н. Химия: задачник с «помощником»: 10—11 кл. / Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. — М.: Просвещение, 2009.

Предлагаем контрольную работу по темам 1—4 в тестовом варианте, составленную по аналогии с заданиями Единого государственного экзамена. Работа рассчитана на 45 мин. Она содержит 11 заданий А с выбором одного верного ответа, которые оцениваются одним баллом (максимально 11 баллов), 4 задания В повышенного уровня с кратким ответом, которые оцениваются двумя баллами (максимально 8 баллов), 2 задания С повышенного уровня с развернутым ответом, которые оцениваются тремя баллами (максимально 6 баллов). Максимальное число баллов — 25. Критерии оценки контрольной работы: 24—25 баллов — оценка «5», 20—23 балла — оценка «4», 11—19 баллов — оценка «3», менее 11 баллов — оценка «2».

Контрольная работа

Вариант I

А-1. Наибольшее число нейтронов содержится в ядре атома
1) углерода 3) азота
2) натрия 4) алюминия

А-2. Число электронов в электронейтральном атоме определяется
1) числом протонов
2) числом нейтронов
3) числом энергетических уровней
4) величиной относительной атомной массы

А-3. Атом наиболее активного неметалла имеет электронную конфигурацию
1) $1s^2 2s^2 2p^5$
2) $1s^2 2s^2 2p^6$
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

А-4. Двумя общими электронными парами образована ковалентная связь в молекуле
1) водорода
2) кислорода
3) метана
4) воды

А-5. Ковалентная полярная химическая связь характерна для вещества
1) Cl_2
2) $CaCl_2$
3) CO_2
4) N_2

А-6. Атомная кристаллическая решетка характерна для каждого из веществ, расположенных в ряду
1) железо, фтор, хлорид кальция
2) алмаз, карбид кремния, бор
3) цинк, медь, карбид кремния
4) фосфор, алмаз, графит

А-7. В соединениях NH_3, N_2O_3 и HNO_3 азот имеет степени окисления, соответственно равные
1) +3, +3, +5
2) –3, –3, +5
3) –3, +3, +5
4) –3, +3, –5

А-8. Для увеличения скорости химической реакции $Fe + H^+ \longrightarrow Fe^{2+} + H_2\uparrow$ необходимо
1) увеличить давление
2) увеличить концентрацию ионов водорода
3) увеличить концентрацию ионов железа
4) уменьшить температуру

А-9. На состояние химического равновесия в системе $CO + O_2 \rightleftarrows CO_2 + Q$ **не влияет**
1) катализатор
2) изменение концентрации исходных веществ
3) изменение давления
4) изменение температуры

А-10. Только неэлектролиты находятся в ряду
1) дистиллированная вода, серная кислота, гидроксид натрия
2) этанол, крахмал, глюкоза
3) муравьиная кислота, хлорид бария, соляная кислота
4) глюкоза, этанол, хлорид натрия

А-11. Одновременно содержаться в водном растворе **не могут** ионы
1) H^+ и Cl^- 3) Ba^{2+} и SO_4^{2-}
2) Al^{3+} и Cl^- 4) Na^+ и SO_4^{2-}

В-1. Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и веществом, которое является в ней восстановителем.

1) $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$	А. Fe
2) $H_2S + O_2 \rightarrow S + H_2O$	Б. O_2
3) $Fe + S \rightarrow FeS$	В. P
4) $Fe_2O_3 + Al \rightarrow Al_2O_3 + Fe$	Г. Al
	Д. H_2S

1	2	3	4

В-2. Установите соответствие между молекулярным и сокращенным ионным уравнениями химической реакции.
1) $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$
2) $CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$
3) $CuS + 2HCl = CuCl_2 + H_2S\uparrow$
4) $CaCO_3 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow$

А. $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$
Б. $CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2$
В. $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2$
Г. $CuS + 2H^+ = Cu^{2+} + H_2S\uparrow$
Д. $Ca^0 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2^0\uparrow$

1	2	3	4

В-3. Установите соответствие между формулой соли и молекулярно-ионным уравнением гидролиза этой соли.

1) $CuCl_2$
2) Na_2S
3) CH_3COONa
4) NH_4NO_3

А. $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$
Б. $NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+$
В. $Cu^{2+} + H_2O \rightleftarrows Cu(OH)^+ + H^+$
Г. $S^{2-} + H_2O \rightleftarrows HS^- + OH^-$

1	2	3	4

В-4. Установите соответствие между названием химической реакции и типом химической реакции.

1) нейтрализация	А. реакция соединения
2) гидрирование	Б. реакция разложения
3) дегидратация	В. реакция замещения
4) галогенирование	Г. реакция обмена

1	2	3	4

С-1. С помощью метода электронного баланса расставьте коэффициенты в схеме химической реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

$Ca_3(PO_4)_2 + C + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3 + CO + P$

С-2. Сульфат бария, необходимый для покрытия экранов дневного кино, получили из 200 кг 49%-ного раствора серной кислоты и избытка нитрата бария. Какое количество вещества соли получено?

Вариант II

А-1. Наибольшее число протонов содержится в ядре атома

1) кальция	3) натрия
2) железа	4) серы

А-2. На энергетическом 3*s*-подуровне расположены все валентные электроны атома

1) магния	3) фтора
2) алюминия	4) железа

А-3. Атом наиболее активного металла имеет электронную конфигурацию

1) $1s^2 2s^1$
2) $1s^2 2s^2 2p^1$
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
4) $1s^2 2s^2 2p^5$

А-4. Тремя общими электронными парами образована ковалентная связь в молекуле

1) сероводорода
2) аммиака
3) азота
4) кислорода

А-5. Ионная химическая связь характерна для вещества

1) $AlCl_3$
2) H_2O
3) NH_3
4) HCl

А-6. Молекулярная кристаллическая решетка характерна для каждого из веществ, расположенных в ряду

1) хлорид натрия, метан, иод
2) оксид углерода(IV), бром, водород
3) алюминий, графит, сера
4) оксид железа(III), хлорид меди(II), азот

А-7. В соединениях MnO_2, $KMnO_4$ и $MnCl_2$ марганец имеет степени окисления, соответственно равные

1) +7, –4, +2
2) +4, +7, +2
3) –4, –7, +2
4) +4, +7, –2

А-8. Для увеличения скорости химической реакции $Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2\uparrow$ необходимо

1) измельчить цинк
2) уменьшить концентрацию ионов водорода
3) уменьшить температуру
4) увеличить концентрацию ионов цинка

А-9. На состояние химического равновесия в системе $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3 + Q$ **не влияет**

1) понижение температуры
2) повышение давления
3) удаление аммиака из зоны реакции
4) катализатор

А-10. Только электролиты находятся в ряду

а) хлорид меди(II), сахар, кислород
б) этанол, глюкоза, уксусная кислота
в) уксусная кислота, гидроксид натрия, карбонат калия
г) крахмал, муравьиная кислота, метанол

А-11. Одновременно содержаться в водном растворе **не могут** ионы

1) Cu^{2+} и SO_4^{2-}
2) Al^{3+} и OH^-
3) Na^+ и NO_3^-
4) Cu^{2+} и Cl^-

В-1. Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и веществом, которое является в ней окислителем.

1) $C + O_2 \longrightarrow CO_2$
2) $C + Si \longrightarrow SiC$
3) $NH_3 + CuO \longrightarrow N_2 + H_2O + Cu$
4) $NO_2 + SO_2 \longrightarrow SO_3 + NO$

А. Si
Б. NO_2
В. O_2
Г. C
Д. CuO

1	2	3	4

В-2. Установите соответствие между сокращенным ионным и молекулярным уравнениями химической реакции.

1) $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2$
2) $H^+ + OH^- = H_2O$
3) $S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$
4) $BaCO_3 + 2H^+ = Ba^{2+} + H_2O + CO_2\uparrow$

А. $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$
Б. $K_2S + 2HNO_3 = 2KNO_3 + H_2S$
В. $BaCO_3 + 2HCl = BaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$
Г. $FeCl_2 + 2NaOH = Fe(OH)_2\downarrow + 2NaCl$
Д. $ZnS + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2S\uparrow$

1	2	3	4

В-3. Установите соответствие между формулой соли и средой ее водного раствора.

1) Li_2SO_4
2) $Cr(NO_3)_3$
3) Na_2CO_3
4) NaCl

А. нейтральная
Б. кислая
В. щелочная

1	2	3	4

В-4. Установите соответствие между названием химической реакции и ее схемой.

1) нейтрализация
2) этерификация
3) гидратация
4) дегидрирование

А. $CH_2{=}CH_2 + H_2O \longrightarrow CH_3{-}CH_2OH$

Б. $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

В. $CH{\equiv}CH \longrightarrow CH_2{=}CH_2 + H_2$

Г. $CH_3COOH + C_2H_5OH \longrightarrow CH_3COOC_2H_5 + H_2O$

1	2	3	4

С-1. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в схеме химической реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

$$NH_3 + KMnO_4 \longrightarrow N_2 + MnO_2 + KOH + H_2O$$

С-2. При гидратации 6,72 л этилена (н. у.) выделилось 13,8 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

ТЕМА 5

МЕТАЛЛЫ (7 ч)

УРОК 18

Положение металлов в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Общие свойства металлов и их сплавов

Цель урока. Обобщить и углубить знания о металлах. Выявить общие и специфические черты строения атомов металлов, проследить связь между строением кристаллических решеток простых веществ — металлов и их свойствами. Сформировать понятие о сплавах, раскрыть области их применения.

Планируемые результаты обучения. Знать положение металлов в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, особенности строения их атомов. Уметь характеризовать общие свойства металлов и разъяснять их на основе представлений о металлической связи и металлической кристаллической решетке. Уметь объяснять активность металлов, используя электрохимический ряд напряжений металлов.

Демонстрации. Образцы металлов, сплавов и изделия из них.

Краткое содержание урока. После анализа контрольной работы учитель переходит к объяснению нового материала. Подачу нового материала можно провести в форме беседы по следующему плану:

1. Положение металлов в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

2. Особенности строения атомов металлов. *s*-, *p*- и *d*-Металлы.

3. Ряд стандартных электродных потенциалов (электрохимический ряд напряжений металлов).

4. Физические свойства металлов.

5. Сплавы металлов.

По первому и второму вопросам учащиеся должны сделать такой вывод:

1. Большинство химических элементов периодической системы Д. И. Менделеева — это металлы. К металлам относятся все *s*-элементы (кроме H и He), часть *p*-элементов (Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi, Po, As, Sb), все *d*- и *f*-элементы.

2. Внешний электронный слой атомов металлов образован одним-двумя электронами (реже тремя-четырьмя). Чем больше радиус атома и число валентных электронов, тем разнообразнее значения степеней окисления атомов металла в соединениях. Это особенно характерно для *d*-элементов, у которых в образовании химических связей принимают участие не только электроны внешнего *s*-подуровня, но и предвнешнего *d*-подуровня.

Далее учитель подчеркивает, что металлы являются восстановителями, отмечает, что восстановительная способность разных металлов неодинакова, и подробно рассматривает ряд стандартных электродных потенциалов (электрохимический ряд напряжений металлов).

При рассмотрении физических свойств металлов учащиеся вспоминают особенности металлической связи и кристаллических решеток металлов.

Учитель демонстрирует некоторые общие свойства металлов (высокая электро- и теплопроводность, пластичность), обращает внимание также и на специфические свойства отдельных металлов (плотность, твердость, температура плавления). Учащиеся объясняют причины общности физических свойств металлов. Учитель формулирует вывод: сходство строения атомов металлов и структур образуемых ими простых веществ обусловливает сходство в свойствах этих веществ, а отличия в строении определяют специфические свойства вещества.

Далее учитель ставит перед учащимися проблемный вопрос: почему химически чистые металлы редко используют в быту и в промышленности? Например, из магния, в отличие от алюминия, не делают бытовые изделия, а легкий и прочный литий не используют в самолетостроении.

Учащиеся должны доказать, что многие металлы наряду с ценными свойствами обладают и такими качествами, которые делают их непригодными для использования во многих областях. Например, литий при обычных условиях реагирует с азотом и водой, а магний реагирует с водой при нагревании. Именно поэтому металлы в чистом виде используют очень редко, а большинство металлических изделий изготавливают из сплавов.

Сплавы металлов учащиеся могут изучить самостоятельно (§ 28, с. 111 учебника). Они должны рассмотреть классификацию сплавов, виды сплавов, их состав, свойства и применение (таблицы 10—12 учебника). Для сплавов, как и для металлов, характерна металлическая химическая связь, что объясняет их электро- и теплопроводность, пластичность и металлический блеск. Учитель демонстрирует образцы сплавов и изделия из них.

Домашнее задание. Металлы — введение в тему (с. 77—79), упр. 1—4 (с. 88), задача 1 (с. 89); § 28, упр. 13—15, задача 6 (с. 118).

УРОК 19

Общие способы получения металлов

Цель урока. Систематизировать знания учащихся о способах получения металлов в промышленности.

Основные понятия. Пирометаллургия, гидрометаллургия, алюминотермия.

Планируемые результаты обучения. Знать общие способы получения металлов. Уметь иллюстрировать способы получения металлов примерами и раскрывать экологические проблемы, связанные с производственными процессами.

Демонстрации. Восстановление железа алюминием. Восстановление меди водородом или углеродом.

Краткое содержание урока. После проверки домашнего задания учитель переходит к теме урока — систематизации знаний учащихся о способах получения металлов. Так как учитель ограничен во времени, следует использовать различные средства обучения (наглядные пособия, таблицы, технические средства обучения, эксперимент). На данном уроке учитель обязательно должен использовать демонстрационный эксперимент по получению металлов.

Учащиеся, характеризуя химическую активность металлов, должны сделать следующий вывод:

1. Металлы являются восстановителями.

2. Химическая активность металлов различна. Наиболее активными являются металлы А-групп первых трех групп периодической системы. Меньшую активность проявляют металлы IIБ—VIIБ-групп, а также железо, кобальт и никель. Платиновые металлы, а также медь, серебро и золото проявляют восстановительные свойства в наименьшей степени.

3. Подавляющее большинство металлов в природе находится в виде соединений (оксидов, сульфидов, солей различных кислот) и лишь некоторые наименее активные металлы (Cu, Ag, Au, Pt) могут встречаться в самородном виде.

Исходя из этого, учитель ставит перед учащимися проблемный вопрос: каким способом можно получить металлы из природного сырья? Учащиеся должны дать обоснованный от-

вет — металлы можно получить из природных соединений путем восстановления ионов металлов:

$$Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me^0$$

Далее учитель объясняет учащимся, что реализация этого процесса в промышленности может быть разной. Она определяется химической активностью получаемого металла, технологической целесообразностью данного способа получения металла с учетом экономических и экологических факторов. Затем учитель предлагает учащимся перечислить восстановители, с помощью которых можно получить металлы. Учащиеся называют углерод, оксид углерода(II), водород, другие металлы. Учитель дополняет ряд восстановителей электрическим током (получение металлов с помощью электролиза будет разбираться на следующем уроке). Учащиеся рассматривают таблицу 4 (с. 79 учебника). Анализируя таблицу, учитель задает вопрос: каким из указанных в таблице способов можно воспользоваться для производства железа? Учащиеся уже рассматривали производство чугуна и стали, поэтому они должны рассказать о доменном процессе как более дешевом, отмечая сопутствующие экологические проблемы.

В заключение учитель вводит понятия пиро-, гидро- и электрометаллургии. Пирометаллургия — это способы восстановления металлов из руд при высоких температурах. Гидрометаллургия — получение металлов из растворов их солей. Электрометаллургия — получение металлов с помощью электролиза расплавов или растворов их солей.

В конце урока учащиеся решают расчетные задачи на выход продукта реакции от теоретически возможного.

Домашнее задание. § 19 (с. 79), упр. 5—6 (с. 88), задачи на выход продукта реакции (Гара Н. Н. Химия: задачник с «помощником»: 10—11 кл. / Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. — М.: Просвещение, 2009).

УРОК 20

Электролиз растворов и расплавов солей

Цель урока. Ознакомить с одним из способов получения металлов — электролизом растворов и расплавов солей.

Основные понятия. Электролиз, анод, катод.

Планируемые результаты обучения. Знать способ получения металлов электролизом растворов и расплавов солей, процессы, происходящие на катоде и аноде, применение электролиза. Уметь составлять суммарное уравнение реакции электролиза.

Демонстрации. Электролиз растворов солей: хлорида меди(II) и иодида калия.

Краткое содержание урока. На данном уроке рассматривается получение металлов с помощью электрического тока — электролиз. Электролиз — окислительно-восстановительный процесс, поэтому вначале учащимся необходимо вспомнить, что такое окислительно-восстановительные реакции. Затем учитель демонстрирует электролиз раствора хлорида меди(II) и разбирает с учащимися процессы, происходящие на электродах (катоде и аноде), вводит понятие «электролиз». После этого учитель демонстрирует электролиз раствора иодида калия, обращает внимание, что на катоде образуется газ (водород) и у катода накапливаются гидроксид-ионы, которые создают щелочную среду (проверяется фенолфталеином). На аноде протекает окисление ионов иода. Следовательно, электролизом раствора соли получить металлический калий нельзя, так как происходит восстановление молекул воды, а не ионов металла. Активные металлы получают электролизом расплавов их солей. Можно рассмотреть этот процесс на примере электролиза расплава хлорида натрия.

На основе текста учебника можно разобрать различные примеры электролиза растворов солей, при этом необходимо обращать внимание на применение электролиза.

Так как тема «Электролиз» перенесена в 11 класс из 9 класса, то можно воспользоваться электронным пособием «Электронная библиотека „Просвещение“. Химия. 9 класс» (урок 10).

В заключение урока можно разобрать с учащимися задачи 2 и 3 (с. 89 учебника).

Домашнее задание. § 19, упр. 7—10, задачи 4, 5 (с. 89).

УРОК 21

Понятие о коррозии металлов. Способы защиты от коррозии

Цель урока. Сформировать понятие о коррозии металлов. Рассмотреть различные виды коррозии и способы защиты металлических изделий от коррозии.

Основные понятия. Коррозия, химическая коррозия, электрохимическая коррозия.

Планируемые результаты обучения. Знать определение коррозии, сущность этого процесса, способы защиты металлов от коррозии. Уметь различать химическую и электрохимическую коррозию.

Демонстрации. Коррозия металлов в растворах электролитов.

Краткое содержание урока. После проверки домашнего задания учитель переходит к рассмотрению коррозии металлов и способов защиты от нее металлических изделий.

Данная тема в тематическом планировании набрана курсивом. Это значит, что этот материал подлежит изучению, но не включается в требования к уровню подготовки выпускников.

Учитель начинает свой рассказ с определения понятия «коррозия» и показывает, что данный процесс является окислительно-восстановительным. Лучше рассмотреть коррозию металлов на примере железа, так как коррозии чаще всего подвергаются изделия именно из этого металла. Опыты, иллюстрирующие коррозию железа, необходимо поставить заранее. Учитель объясняет результаты опытов и дает определение химической коррозии.

Далее учитель дает определение электрохимической коррозии: это разрушение металла в среде электролита с возникновением внутри системы электрического тока. Затем он демонстрирует опыт (рис. 18, с. 86 учебника) и разъясняет, что в процессе коррозии наряду с химическими процессами происходит перенос электронов от одного металла к другому. Сила возникающего электрического тока тем больше, чем дальше находятся друг от друга металлы в электрохимическом ряду напряжений. При этом поток электронов идет от более активного металла к менее активному. Более активный металл при этом разрушается. Учащиеся рассматривают схему 8 «Основные методы защиты металлов от коррозии» (с. 88 учебника).

В оставшееся время учащиеся решают задачи на выход продукта реакции от теоретически возможного.

Домашнее задание. § 20, упр. 11—13 (с. 89), задачи на выход продукта реакции (Гара Н. Н. Химия: задачник с «помощником»: 10—11 кл. / Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. — М.: Просвещение, 2009).

УРОК 22

Обзор металлов А-групп периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева

Цель урока. Систематизировать и обобщить знания о металлах А-групп (главных подгрупп) периодической системы.

Основные понятия. Гидриды металлов.

Планируемые результаты обучения. Знать свойства металлов IA—IIA-групп и алюминия. Уметь характеризовать их общие и специфические свойства, составлять соответствующие уравнения реакций.

Демонстрации. Взаимодействие металлов с кислородом, хлором, водой и кислотой.

Краткое содержание урока. Данный урок посвящен обзору свойств металлов А-групп. Этот материал хорошо знаком учащимся и не должен вызвать затруднений. Необходимо систематизировать и углубить знания учащихся об элементах IA—IIA-групп. Урок можно провести в форме семинара с демонстрацией опытов. Опыты демонстрирует учитель.

Класс можно разделить на три группы и дать каждой группе задание. Первая группа готовит материал об элементах IA-группы, вторая группа — об элементах IIA-группы, третья группа — об алюминии. На подготовку дается 20 мин: это самостоятельная работа с книгой (§ 21 учебника), изучение таблиц 5—7 (с. 92—96 учебника) и выполнение упражнений (с. 97—98 учебника). После этого учитель вызывает к доске учащихся из каждой группы для обсуждения следующих вопросов:

1. Строение электронных оболочек атомов соответствующих элементов.

Систематизация знаний об *s*- и *p*-элементах-металлах состоит в выявлении закономерностей изменения характеристик атомов по периодам и группам периодической таблицы. Учащиеся должны доказывать изменение металлических свойств по периоду и А-группам. В периоде слева направо металлические свойства ослабевают, так как с увеличением числа электронов на внешнем электронном слое уменьшается радиус атомов элементов. В А-группах с увеличением атомного радиуса усиливается металлическая активность.

2. Возможные степени окисления атомов элементов.

Учащиеся должны написать формулы кислородных и водородных соединений соответствующих элементов. Особое внимание необходимо обратить на водородные соединения металлов — гидриды. Гидриды щелочных и щелочно-земельных

металлов — это нелетучие твердые соединения с ионной кристаллической решеткой. Они имеют сравнительно высокие температуры плавления, легко разлагаются водой с выделением водорода. Гидрид алюминия — амфотерное соединение.

3. Физические свойства металлов.

Рассматриваются в сравнительном плане физические свойства элементов каждой А-группы.

4. Химические свойства металлов.

В сравнительном плане для элементов каждой А-группы рассматривается:

а) взаимодействие с простыми веществами;

б) взаимодействие со сложными веществами.

5. Применение металлов.

В заключение следует предложить учащимся несколько задач на расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ взято в избытке (по вариантам).

Домашнее задание. § 21, закончить упражнения (с. 97—98), решение задач на расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ взято в избытке (Г а р а Н. Н. Химия: задачник с «помощником»: 10—11 кл. / Н. Н. Гара, Н. И. Габрусева. — М.: Просвещение, 2009).

УРОК 23

Обзор металлов Б-групп периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева

Цель урока. Повторить сведения о положении меди, хрома и железа в периодической системе. Рассмотреть физические и химические свойства простых веществ, образованных этими элементами, их получение и применение.

Планируемые результаты обучения. Знать положение меди, хрома и железа в периодической системе, особенности строения их атомов, физические и химические свойства, применение. Уметь составлять уравнения химических реакций, характеризующих свойства этих металлов.

Демонстрации. Образцы меди, хрома и железа. Взаимодействие меди с кислородом и хлором. Взаимодействие железа с кислородом и хлором. Взаимодействие меди, железа и хрома

с соляной или разбавленной серной кислотой. Взаимодействие меди с разбавленной и концентрированной азотной кислотой.

Краткое содержание урока. Данный урок рекомендуем проводить аналогично предыдущему. Следует разделить класс на три группы (первая группа характеризует медь, вторая группа — хром, третья группа — железо), которые в течение 20 мин готовятся по плану, предложенному на прошлом уроке. С остальными металлами (цинк, титан, никель, платина) учащиеся знакомятся по желанию.

Далее следует обсуждение изученного материала, во время которого учитель проводит демонстрационные опыты. Учащиеся заполняют обобщающую таблицу, содержащую характеристики меди, хрома и железа как химических элементов и простых веществ, что позволит в дальнейшем сравнить их друг с другом и с элементами А-групп (главных подгрупп).

Сравниваемые признаки	**Химические элементы**		
	Медь Cu	**Хром Cr**	**Железо Fe**
1. Строение атома, электронная формула *d*-элемента			
2. Возможные степени окисления			
3. Физические свойства			
4. Химические свойства: а) реакции с простыми веществами б) реакции со сложными веществами			
5. Применение			
6. Нахождение в природе			
7. Получение в промышленности			

Характеризуя строение атомов меди и хрома, необходимо рассказать учащимся о так называемом провале электрона у этих элементов, а также о том, что валентными у *d*-элементов являются электроны внешнего *s*-подуровня и предвнешнего *d*-подуровня.

Оставшееся время в конце урока следует использовать на расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ взято в избытке (задачи 1, 5, с. 118 учебника).

Домашнее задание. § 22, 23, 26, 27, упр. 1—4, 7—12, задачи 2, 4 (с. 118).

УРОК 24

Оксиды и гидроксиды металлов

Цель урока. Обобщить знания об оксидах и гидроксидах металлов IA—IIIA-групп, изучить состав и свойства оксидов и гидроксидов меди, хрома и железа. Установить закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов металлов в зависимости от степени окисления атома металла.

Планируемые результаты обучения. Знать свойства оксидов и гидроксидов металлов IA—IIIA-групп. Уметь объяснять тенденцию изменения свойств оксидов и гидроксидов металлов по периодам и А-группам периодической таблицы. Знать наиболее типичные степени окисления атомов меди, хрома и железа в оксидах и гидроксидах. Уметь объяснять тенденцию изменения свойств оксидов и гидроксидов одного химического элемента с повышением степени окисления его атома, записывать в молекулярном и ионном виде уравнения химических реакций, подтверждающих кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов металлов, а также экспериментально доказывать наличие этих свойств.

Демонстрации. Образцы оксидов и гидроксидов металлов (калия, натрия, кальция, меди, хрома, железа). Получение гидроксидов меди, хрома и железа. Взаимодействие гидроксидов меди, хрома и железа с кислотами и щелочами.

Лабораторные опыты. Получение гидроксида хрома(III), доказательство его амфотерности.

Краткое содержание урока. После проверки домашнего задания следует обобщить знания учащихся об оксидах и гидроксидах металлов IA—IIIA-групп. Для этого учитель вначале проводит фронтальную беседу, предлагая учащимся следующие задания:

1. Составьте электронные формулы атомов лития, натрия и калия. Запишите формулы их оксидов и гидроксидов, определите степени окисления атомов металлов в этих соединениях.

2. Определите характер оксидов и гидроксидов элементов IA-группы. Подтвердите ответ соответствующими уравнениями реакций.

3. Проследите тенденцию изменения свойств оксидов и гидроксидов элементов IA-группы с увеличением атомного радиуса.

4. Зная закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов элементов IA-группы, опишите свойства оксида и гидроксида цезия.

Затем учитель предлагает рассмотреть таблицу 13 (с. 116 учебника) и ответить на вопросы: 1) как изменяются свойст-

ва оксидов и гидроксидов элементов IIA-группы; 2) как изменяются свойства оксидов и гидроксидов металлов в А-группах?

После этого учитель предлагает записать формулы оксидов и гидроксидов натрия, магния и алюминия и проследить на этих примерах, как изменяются свойства оксидов и гидроксидов элементов в периоде. Зная свойства металлов IA—IIIA-групп и тенденцию изменения свойств оксидов и гидроксидов в периоде, учащиеся должны охарактеризовать свойства гидроксида алюминия как амфотерные.

Учитель может вызвать к доске ученика, который экспериментально докажет, что гидроксид алюминия — амфотерный гидроксид.

Затем учитель переходит к рассмотрению оксидов и гидроксидов металлов Б-групп (меди, хрома и железа), предложив учащимся следующие вопросы и задания:

1. Составьте электронные формулы атомов меди, хрома и железа. Объясните особенности заполнения электронами энергетических уровней в атомах элементов Б-групп по сравнению с элементами А-групп.

2. Какие степени окисления проявляют в соединениях атомы названных элементов?

3. Запишите формулы оксидов и гидроксидов меди, хрома и железа согласно их степеням окисления. В каждом случае определите характер оксида и гидроксида. Задание может быть оформлено в виде таблицы.

Степень окисления	***d*-Элементы**			**Свойства веществ**
	Cu	**Cr**	**Fe**	
+1	Cu_2O, CuOH	—	—	Основные
+2	CuO, $Cu(OH)_2$	CrO, $Cr(OH)_2$	FeO, $Fe(OH)_2$	Основные
+3	—	Cr_2O_3, $Cr(OH)_3$	Fe_2O_3, $Fe(OH)_3$	Амфотерные
+6	—	CrO_3, H_2CrO_4	Не получены, но существуют соли (K_2FeO_4)	Кислотные

Учитель демонстрирует получение гидроксидов меди и железа и доказывает их свойства. Необходимо учесть, что основные свойства гидроксида железа(III) выражены сильнее, чем

кислотные. Поэтому реакцию со щелочью надо провести при нагревании. Затем учащиеся самостоятельно рассматривают свойства оксидов и гидроксидов хрома (табл. 14, с. 117 учебника) и выполняют лабораторный опыт — получение гидроксида хрома(III), определение его характера (взаимодействие с кислотой и щелочью). Все уравнения необходимо записывать в полном ионном и сокращенном ионном виде.

В конце урока учитель делает заключение по изученному материалу.

Домашнее задание. § 29, упр. 16—18, задача 3 (с. 118).

ТЕМА 6

НЕМЕТАЛЛЫ (4 ч)

УРОК 25

Обзор свойств неметаллов. Окислительно-восстановительные свойства типичных неметаллов

Цель урока. Обобщить, углубить и систематизировать знания о неметаллах. Выявить общие и специфические черты строения атомов неметаллов. Проследить зависимость свойств простых веществ — неметаллов от строения их кристаллических решеток.

Планируемые результаты обучения. Знать положение неметаллов в периодической системе Д. И. Менделеева, общие и специфические черты строения их атомов. Уметь объяснять зависимость свойств простых веществ — неметаллов от вида химической связи и типа кристаллической решетки, записывать уравнения химических реакций, характеризующих свойства неметаллов, и объяснять их на основе представлений об окислительно-восстановительных процессах.

Демонстрации. Образцы неметаллов. Модели кристаллических решеток иода, алмаза и графита.

Краткое содержание урока. В начале урока можно провести самостоятельную работу (15 мин).

Вариант I

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$FeSO_4 \longrightarrow Fe(OH)_2 \longrightarrow Fe(OH)_3 \xrightarrow{+NaOH} X$$

$$\downarrow \qquad\qquad \downarrow +HCl$$

$$FeO \qquad\qquad Y$$

Назовите вещества X и Y. Укажите, какая реакция является окислительно-восстановительной, определите окислитель и восстановитель.

2. 10,2 г технического магния обработали раствором серной кислоты. При этом выделилось 7,48 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю (в %) магния в этом образце.

Вариант II

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$CrCl_3 \longrightarrow Y \longrightarrow Cr_2O_3 \longrightarrow CrO_3 \longrightarrow K_2CrO_4$$
$$\downarrow +NaOH$$
$$X$$

Назовите вещества X и Y. Укажите, какая реакция является окислительно-восстановительной, определите окислитель и восстановитель.

2. Какое количество вещества хрома можно получить из 200 г оксида хрома(III), содержащего 5% примесей, алюминотермическим способом?

Затем учитель переходит к теме урока. Вначале учащиеся характеризуют положение неметаллов в периодической системе Д. И. Менделеева, рассматривают строение атомов неметаллов и их электроотрицательность, выявляют закономерности в изменении строения атомов неметаллов по периодам и А-группам, причины ослабления (в А-группах) и усиления (в периодах) неметаллических свойств. Далее отмечают, что самый электроотрицательный и активный неметалл — фтор (учащиеся должны уметь это доказывать соответствующими уравнениями реакций).

Далее учитель напоминает учащимся, что атомы неметаллов образуют простые вещества, которые имеют как молекулярное, так и немолекулярное строение. Учащиеся рассматривают схему 10 (с. 121 учебника), учитель демонстрирует кристаллические решетки неметаллов, отмечая физические свойства этих веществ.

После этого учащиеся изучают химические свойства неметаллов. Класс делится на четыре группы, каждая из которых самостоятельно работает с таблицами 16—19 (с. 124—127 учебника). Учитель вызывает к доске по одному ученику из каждой группы. Они записывают уравнения реакций, характеризующих окислительные и восстановительные свойства неметаллов.

Домашнее задание. § 30, упр. 1—4, задача 2 (с. 138).

УРОК 26

Оксиды неметаллов и кислородсодержащие кислоты

Цель урока. Обобщить и систематизировать знания об оксидах неметаллов и кислородсодержащих кислотах. Повторить окислительные свойства серной и азотной кислот.

Основные понятия. Солеобразующие оксиды, несолеобразующие оксиды.

Планируемые результаты обучения. Знать классификацию оксидов и кислот, тенденцию изменения свойств оксидов неметаллов и тенденцию изменения силы кислородсодержащих кислот по периодам и группам. Уметь составлять формулы высших оксидов неметаллов и формулы кислородсодержащих и бескислородных кислот, записывать молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих общие свойства кислотных оксидов и кислородсодержащих кислот, характеризовать окислительные свойства серной и азотной кислот.

Демонстрации. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью. Взаимодействие концентрированной и разбавленной азотной кислоты с медью.

Краткое содержание урока. После проверки домашнего задания учитель переходит к теме урока. Вначале рассматривается общая классификация оксидов. Учитель дополняет ее, вводит понятия «солеобразующие оксиды» и «несолеобразующие оксиды», затем переходит к рассмотрению оксидов неметаллов. Он предлагает классу составить формулы высших оксидов и соответствующих им гидроксидов неметаллов 3-го периода периодической системы Д. И. Менделеева и проследить тенденцию изменения их свойств в периоде. С характеристикой оксидов неметаллов и соответствующих им кислот учащиеся могут ознакомиться по таблицам 20 и 21 (с. 130—131 учебника).

При рассмотрении свойств оксидов неметаллов можно воспользоваться таблицей 22 (с. 132 учебника) и более подробно остановиться на окислительных свойствах серной и азотной кислот.

Изучение свойств этих кислот следует начать с выяснения степеней окисления серы и азота, затем рассмотреть взаимодействие концентрированной серной кислоты и концентрированной и разбавленной азотной кислоты с медью. Учитель демонстрирует эти опыты, учащиеся в тетрадях записывают соответствующие уравнения реакций, доказывают, что эти реакции являются окислительно-восстановительными, и урав-

нивают их с помощью метода электронного баланса. После этого учитель предлагает учащимся самостоятельно рассмотреть взаимодействие разбавленной азотной кислоты с магнием в зависимости от степени разбавления кислоты (с. 134 учебника).

В заключение урока можно дать небольшую самостоятельную работу.

Вариант I

1. Даны вещества SO_2, Na_2O, P, Hg и $Cu(OH)_2$. С какими из этих веществ взаимодействует азотная кислота, проявляя общие свойства кислот? Составьте соответствующие уравнения химических реакций.

2. Запишите уравнение реакции между концентрированной серной кислотой и серебром. Расставьте коэффициенты с помощью метода электронного баланса.

Вариант II

1. Даны вещества NaOH, Cu, Al_2O_3, C и Na_2CO_3. С какими из этих веществ взаимодействует серная кислота, проявляя общие свойства кислот? Составьте соответствующие уравнения химических реакций.

2. Запишите уравнение реакции между концентрированной азотной кислотой и цинком. Расставьте коэффициенты с помощью метода электронного баланса.

Домашнее задание. § 31, упр. 5—10, 13 (а), задача 1 (с. 138).

УРОК 27

Водородные соединения неметаллов

Цель урока. Обобщить знания о водородных соединениях неметаллов. Проанализировать кислотно-основные свойства этих соединений в зависимости от положения неметалла в периодической системе Д. И. Менделеева.

Планируемые результаты обучения. Знать закономерности изменения кислотно-основных свойств водородных соеди-

нений неметаллов по периоду и А-группам (главным подгруппам) периодической системы. Уметь составлять формулы водородных соединений неметаллов на основании строения атома неметалла и его электроотрицательности, кратко описывать физические и химические свойства водородных соединений неметаллов 2-го и 3-го периодов.

Демонстрации. Получение хлороводорода и аммиака, растворение их в воде, подтверждение кислотно-основных свойств этих веществ.

Краткое содержание урока. В начале урока учитель проверяет домашнее задание, более подробно останавливаясь на окислительных свойствах серной и азотной кислот. Затем он переходит к обобщению знаний о водородных соединениях неметаллов, предлагая учащимся вспомнить закономерности изменения строения внешнего электронного слоя в атомах неметаллов в периоде. После этого учащимся предлагается: 1) выписать химические формулы водородных соединений неметаллов 2-го периода (вариант I) и 3-го периода (вариант II); 2) проследить, как изменяются свойства водородных соединений неметаллов в периоде (например, их отношение к воде).

Учащиеся должны сделать вывод, что в периодах слева направо кислотные свойства водородных соединений неметаллов в водных растворах усиливаются. Этот вывод учитель подтверждает практически, демонстрируя получение аммиака и хлороводорода и растворение этих газов в воде. Учащиеся на доске записывают схемы образования иона аммония и иона гидроксония, указывая на донорно-акцепторный механизм образования дополнительной ковалентной связи. Для наглядности можно использовать кодопленки. Далее следует обсудить с учащимися следующие вопросы:

1. Как объяснить увеличение силы кислот в ряду

$$HF — HCl — HBr — HI?$$

2. Как объяснить уменьшение силы оснований в ряду

$$NH_3 — PH_3 — AsH_3?$$

Правильность ответов учащиеся могут проверить по учебнику (с. 137).

В заключение урока можно предложить учащимся решить расчетную задачу (по вариантам).

Домашнее задание. § 32, упр. 11—13 (б, в), задача 3 (с. 138). Повторить темы «Металлы» и «Неметаллы».

УРОК 28

Контрольная работа по темам 5 и 6

Цель урока. Проконтролировать знания учащихся по темам 5 и 6.

Методические рекомендации. См. урок 17.

Предлагаем контрольную работу по темам 5—6 в тестовом варианте, составленную по аналогии с заданиями Единого государственного экзамена. Работа рассчитана на 45 мин. Она содержит 11 заданий А с выбором одного верного ответа, которые оцениваются одним баллом (максимально 11 баллов), 4 задания В повышенного уровня с кратким ответом, которые оцениваются двумя баллами (максимально 8 баллов), 2 задания С повышенного уровня с развернутым ответом, которые оцениваются тремя баллами (максимально 6 баллов). Максимальное число баллов — 25. Критерии оценки контрольной работы: 24—25 баллов — оценка «5», 20—23 балла — оценка «4», 11—19 баллов — оценка «3», менее 11 баллов — оценка «2».

Контрольная работа

Вариант I

А-1. Атом наиболее активного металла имеет электронную конфигурацию

1) $1s^2 2s^1$
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$

А-2. Атом наиболее активного неметалла имеет электронную конфигурацию

1) $1s^2 2s^2 2p^2$
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
3) $1s^2 2s^2 2p^4$
4) $1s^2 2s^2 2p^5$

А-3. Наибольшей электроотрицательностью среди элементов VIA-группы обладает

1) селен
2) сера
3) кислород
4) теллур

А-4. Высшую степень окисления хром проявляет в соединении

1) $CrCl_2$
2) Cr_2O_3
3) $K_2Cr_2O_7$
4) $Cr(OH)_2$

А-5. Верны ли следующие суждения о железе?
А. Железо во всех соединениях проявляет степень окисления +2.
Б. Железо в химических реакциях проявляет свойства восстановителя.

1) верно только А
2) верно только Б
3) верны оба суждения
4) оба суждения неверны

А-6. Верны ли следующие суждения о концентрированной серной кислоте?
А. Концентрированная серная кислота — сильный окислитель.
Б. При взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой выделяется оксид серы(IV).

1) верно только А
2) верно только Б
3) верны оба суждения
4) оба суждения неверны

А-7. Гидроксид хрома(III) является
1) кислотой
2) основанием
3) амфотерным соединением

А-8. Амфотерным и основным оксидами соответственно являются
1) Na_2O и CO_2
2) Al_2O_3 и CrO_3
3) Fe_2O_3 и Li_2O
4) Al_2O_3 и Cr_2O_3

А-9. С азотом без нагревания реагирует
1) кальций
2) литий
3) алюминий
4) магний

А-10. Сокращенное ионное уравнение реакции

$$Cr^{3+} + 3OH^- = Cr(OH)_3\downarrow$$

соответствует взаимодействию
1) хрома с водой
2) оксида хрома(III) с водой
3) оксида хрома(III) со щелочью
4) хлорида хрома(III) со щелочью

А-11. В схеме превращений

$$Fe \xrightarrow{+S} A \xrightarrow{+HCl} Б \xrightarrow{+Na_2O} X$$

веществом X является
1) NaOH
2) Na_2SO_3
3) Na_2SO_4
4) Na_2S

В-1. Разбавленная серная кислота взаимодействует

1) с кислородом
2) с хлоридом бария
3) с азотной кислотой
4) с оксидом железа(III)
5) с гидроксидом хрома(III)
6) с магнием

Ответ: _____

В-2. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами их взаимодействия.

1) HNO_3 (разб.) + Cu ⟶	А. $Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
2) HNO_3 (конц.) + Cu ⟶	Б. $Cu(NO_3)_2 + H_2O$
3) $HNO_3 + NaOH$ ⟶	В. $NaNO_3 + H_2O$
4) $HNO_3 + CuO$ ⟶	Г. $Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
	Д. $NaNO_3 + CO_2 + H_2O$

1	2	3	4

В-3. Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и веществом, которое является в ней восстановителем.

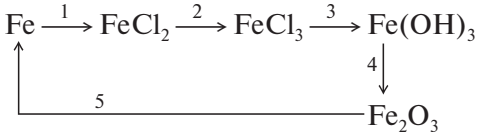
1) $H_2S + O_2 \longrightarrow SO_2 + H_2O$	А. C
2) $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$	Б. H_2S
3) $SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$	В. H_2
4) $CuO + C \longrightarrow Cu + CO_2$	Г. SO_2
	Д. O_2

1	2	3	4

В-4. Объем водорода (н. у.), выделяющегося при взаимодействии серной кислоты с 10 г железа, содержащего 5% примеси, равен _____ л.

С-1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции $NH_3 + ... \longrightarrow NO + ...$. Определите окислитель и восстановитель.

С-2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Вариант II

А-1. Атом наиболее активного металла имеет электронную конфигурацию

1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
2) $1s^2 2s^2$
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

А-2. Атом наиболее активного неметалла имеет электронную конфигурацию

1) $1s^2 2s^2 2p^5$
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$

А-3. Наименьшей электроотрицательностью обладает элемент

1) фосфор
2) хлор
3) сера
4) кремний

А-4. Высшую степень окисления азот проявляет в соединении

1) N_2O
2) $NaNO_3$
3) NH_3
4) NO_2

А-5. Верны ли следующие суждения о неметаллах?
А. В химических реакциях неметаллы могут проявлять свойства и окислителя, и восстановителя.
Б. Все неметаллы взаимодействуют с водородом.

1) верно только А
2) верно только Б
3) верны оба суждения
4) оба суждения неверны

А-6. Верны ли следующие суждения об азотной кислоте?
А. Валентность азота в азотной кислоте равна 4, а степень окисления — +5.
Б. Азотная кислота проявляет свойства окислителя.

1) верно только А
2) верно только Б
3) верны оба суждения
4) оба суждения неверны

А-7. Оксид железа(III) является оксидом

1) несолеобразующим
2) кислотным
3) основным
4) амфотерным

А-8. Амфотерным и кислотным оксидами соответственно являются

1) K_2O и SO_2
2) Fe_2O_3 и SO_3
3) CaO и Na_2O
4) Cr_2O_3 и Na_2O

А-9. С соляной кислотой взаимодействует

1) золото
2) серебро
3) алюминий
4) ртуть

А-10. Сокращенное ионное уравнение реакции

$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$$

соответствует взаимодействию

1) меди с водой
2) оксида меди(II) с водой
3) оксида меди(II) со щелочью
4) хлорида меди(II) со щелочью

А-11. В схеме превращений

$$P \xrightarrow{+O_2} P_2O_5 \xrightarrow{+H_2O} A \xrightarrow{+H_2O\ изб.} Б \xrightarrow{+NaOH\ изб.} X$$

веществом X является

1) Na_2O
2) NaH_2PO_4
3) Na_2HPO_4
4) Na_3PO_4

В-1. Концентрированная азотная кислота взаимодействует

1) с кислородом
2) с медью
3) с железом
4) с гидроксидом натрия
5) с гидроксидом алюминия
6) с оксидом магния

Ответ: _____

В-2. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами их взаимодействия.

1) H_2SO_4 (разб.) $+ Zn \longrightarrow$
2) H_2SO_4 (конц.) $+ Cu \longrightarrow$
3) $H_2SO_4 + ZnO \longrightarrow$
4) $H_2SO_4 + Cu(OH)_2 \longrightarrow$

А. $ZnSO_4 + H_2O$
Б. $ZnSO_4 + H_2$
В. $CuSO_4 + SO_2 + H_2O$
Г. $CuSO_4 + CO_2 + H_2O$
Д. $CuSO_4 + H_2O$

1	2	3	4

В-3. Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и веществом, которое является в ней восстановителем.

1) $NH_3 + O_2 \longrightarrow NO_2 + H_2O$	А. Fe
2) $CO + O_2 \longrightarrow CO_2$	Б. Al
3) $Fe + H_2O \longrightarrow H_2 + Fe_3O_4$	В. NH_3
4) $Fe_2O_3 + Al \longrightarrow Al_2O_3 + Fe$	Г. O_2
	Д. CO

1	2	3	4

В-4. Объем газа (н. у.), который образуется при окислении 30 л метана 30 л кислорода, равен _____ л.

С-1. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции $S + H_2SO_4 \longrightarrow SO_2 + \ldots$.
Определите окислитель и восстановитель.

С-2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$C \xrightarrow{1} CO_2 \xrightarrow{2} Na_2CO_3 \xrightarrow{3} CO_2 \xrightarrow{4} CO$$
$$\downarrow$$
$$NaHCO_3$$

Домашнее задание. Подготовиться к семинару «Генетическая связь неорганических и органических веществ».

ТЕМА 7

ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ НЕОРГАНИЧЕСКИХ
И ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. ПРАКТИКУМ (6 ч)

УРОК 29

Генетическая связь неорганических и органических веществ

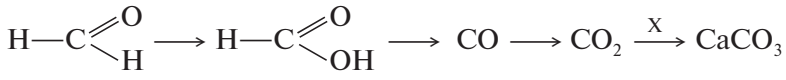
Цель урока. Показать отсутствие принципиальной разницы между неорганическими и органическими веществами, взаимосвязь неорганических и органических соединений.

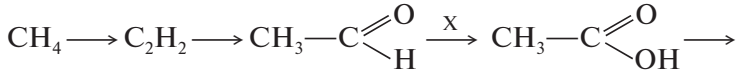
Планируемые результаты обучения. Уметь доказывать взаимосвязь неорганических и органических соединений, составлять соответствующие уравнения химических реакций, объяснять их на основе теории электролитической диссоциации и представлений об окислительно-восстановительных процессах.

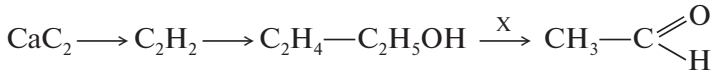
Краткое содержание урока. Данный урок рекомендуем провести в форме семинара. Учащиеся должны показать связь, существующую между неорганическими и органическими соединениями. Они должны понимать, что знание генетической связи между веществами необходимо человеку для управления их превращениями и получения новых соединений.

Класс можно разделить на четыре группы и предложить им выполнить задания:

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) 

б) 

в) 

г)

Так как химия — наука экспериментальная, необходимо некоторые превращения выполнить практически. В схеме эти превращения обозначены буквой X.

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $S \longrightarrow SO_2 \longrightarrow SO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4$

б) $P \longrightarrow P_2O_5 \longrightarrow NaH_2PO_4 \longrightarrow Na_3PO_4 \longrightarrow Ag_3PO_4$

в) $H_2SO_4 \longrightarrow SO_2 \longrightarrow Na_2SO_3 \longrightarrow BaSO_3 \longrightarrow SO_2$

г) $HNO_3 \longrightarrow NO_2 \longrightarrow HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 \longrightarrow O_2$

В каждом ряду превращений рассмотрите одно уравнение химической реакции с точки зрения представлений об окислительно-восстановительных процессах и одно — с точки зрения представлений об электролитической диссоциации. После обсуждения этих заданий учитель подводит итоги занятия.

Домашнее задание. § 33, упр. (с. 143). Повторить правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

УРОКИ 30—33

Решение экспериментальных задач по неорганической и органической химии. Получение, собирание и распознавание газов. Решение практических расчетных задач

Цель урока. Проверить экспериментальные умения.

Планируемые результаты обучения. Уметь составлять план решения экспериментальной задачи, подбирать реактивы и оборудование, собирать простейшие приборы, объяснять решение экспериментальных задач, в которых требуется: а) получить заданные неорганические и органические вещества, собрать их или выделить из раствора, рассчитать практический выход полученного вещества; б) определить с помощью характерных реакций каждое из двух-трех предложенных неорганических и органических веществ; в) провести реакции, подтверждающие качественный состав веществ.

Методические рекомендации. Практикум содержит четыре практические работы. Это работы 3—6 (с. 144—147 учебника). Данный практикум носит контролирующий характер и проводится с целью проверки экспериментальных умений и подготовки учащихся к экзамену. Практические работы следует

проводить по вариантам. При составлении вариантов необходимо учитывать сложность задания, подготовку конкретного класса, наличие реактивов и оборудования в кабинете химии, безопасность опытов.

Домашнее задание. Подготовить сообщения по теме «Бытовая химическая грамотность» (по группам).

УРОК 34

Бытовая химическая грамотность

Цель урока. Обобщить и уточнить правила пользования веществами, используемыми в быту.

Основные понятия. Ингредиенты, инструкция, сертификат экологической безопасности.

Планируемые результаты обучения. Знать правила пользования веществами, используемыми в быту. Соблюдать бытовую химическую грамотность.

Краткое содержание урока. Данный урок как итоговый рекомендуем провести в форме семинара, на котором следует рассмотреть вопрос о бытовой химической грамотности. Успешному проведению семинара должна предшествовать предварительная работа. Класс необходимо разделить на группы, которым учитель дает задания подготовить сообщение и рассмотреть правила пользования веществами, используемыми в быту. Число групп может соответствовать подразделам, описанным в § 34 учебника (продукты питания, бытовая химия, мебель, отделочные материалы, лекарственные препараты). Учащиеся, используя дополнительный материал (словари, справочники, энциклопедии, видеоматериалы, Интернет), готовят реферат по теме. На семинаре учащиеся докладывают о своей творческой работе.

В конце урока учитель оценивает работу учащихся, подводит итоги семинара и итоги года.

Примерное тематическое планирование
70 ч/год (2 ч/нед.)

№ п/п	Тема урока
	ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ
	Тема 1. **Важнейшие химические понятия и законы (3 ч)**
1	Атом. Химический элемент. Изотопы. Простые и сложные вещества
2	Закон сохранения массы веществ, закон сохранения и превращения энергии при химических реакциях. Решение расчетных задач
3	Закон постоянства состава веществ. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Решение расчетных задач
	Тема 2. **Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева на основе учения о строении атомов (4 ч)**
4—5	Строение электронных оболочек атомов химических элементов. *Короткий и длинный варианты таблицы химических элементов*
6	Положение в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева водорода, лантаноидов, актиноидов и искусственно полученных элементов
7	Валентность. Валентные возможности и размеры атомов химических элементов. Решение расчетных задач
	Тема 3. **Строение вещества (8 ч)**
8	Виды и механизмы образования химической связи
9	Характеристики химической связи
10	*Пространственное строение молекул неорганических и органических веществ*
11	Типы кристаллических решеток и свойства веществ
12	Причины многообразия веществ. Решение расчетных задач
13	Дисперсные системы
14	***Практическая работа.*** *Приготовление растворов с заданной молярной концентрацией*
15	***Контрольная работа по темам 1—3***
	Тема 4. **Химические реакции (13 ч)**
16	Сущность и классификация химических реакций
17	Окислительно-восстановительные реакции

Продолжение

№ п/п	Тема урока
18—19	Скорость химических реакций. *Закон действующих масс.* Катализ и катализаторы
20	***Практическая работа.*** Влияние различных факторов на скорость химической реакции
21	Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье
22	Производство серной кислоты контактным способом
23—24	Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Среда водных растворов. Водородный показатель (pH)
25	Реакции ионного обмена
26	Гидролиз органических и неорганических соединений
27	Обобщение и повторение изученного материала. Решение расчетных задач
28	***Итоговая контрольная работа по теме «Теоретические основы химии»***
	НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
	Тема 5. **Металлы (13 ч)**
29	Общая характеристика металлов
30	Химические свойства металлов
31	Общие способы получения металлов
32	Электролиз растворов и расплавов веществ
33	*Понятие о коррозии металлов. Способы защиты от коррозии*
34—35	Металлы А-групп (главных подгрупп) периодической системы химических элементов
36—37	Металлы Б-групп (побочных подгрупп) периодической системы химических элементов
38	Оксиды и гидроксиды металлов
39	Сплавы металлов. Решение расчетных задач
40	Обобщение и повторение изученного материала
41	***Контрольная работа по теме 5***
	Тема 6. **Неметаллы (8 ч)**
42—43	Химические элементы — неметаллы. Строение и свойства простых веществ — неметаллов
44	Водородные соединения неметаллов
45	Оксиды неметаллов
46	Кислородсодержащие кислоты
47	Окислительные свойства азотной и серной кислот
48	Решение качественных и расчетных задач
49	***Контрольная работа по теме 6***

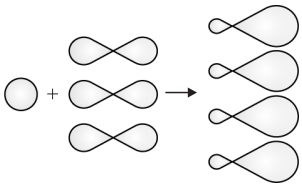
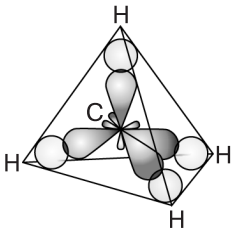
Продолжение

№ п/п	Тема урока
	Тема 7. **Генетическая связь неорганических и органических веществ. Практикум (12 ч)**
50—51	Генетическая связь неорганических и органических веществ
52—53	Решение экспериментальных задач по неорганической химии
54—55	Решение экспериментальных задач по органической химии
56—57	Решение практических расчетных задач
58—59	Получение, собирание и распознавание газов
60	Бытовая химическая грамотность
61	Обобщение и повторение изученного материала

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1. **Обобщение и систематизация**

Предельные углеводороды — алканы C_nH_{2n+2}

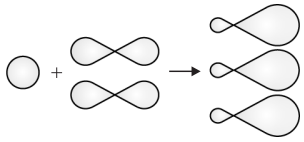
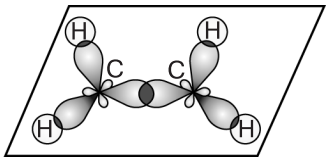
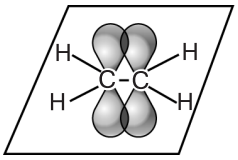
Строение молекул	Получение	
Для алканов характерна *sp^3-гибридизация*:  Перекрывание гибридных электронных орбиталей атомов углерода с электронными орбиталями атомов водорода (молекула метана): 	В *промышленности* алканы выделяют из продуктов переработки нефти и попутных нефтяных газов. В *лаборатории*: а) метан получают *при нагревании прокаленного ацетата натрия с твердым гидроксидом натрия*: $CH_3COONa + NaOH \xrightarrow{t}$ $\longrightarrow CH_4\uparrow + Na_2CO_3$ б) этан и другие алканы с более длинной углеродной цепью получают *взаимодействием галогенопроизводных алканов с активными металлами*: $CH_3—CH_2—Cl \quad Na$ $+$ $CH_3—CH_2—Cl \quad Na$ $\longrightarrow CH_3—CH_2—CH_2—CH_3 + 2NaCl$	

материала об углеводородах

	Химические свойства	Применение
	1. *Реакции замещения:* $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{t} CH_3Cl + HCl$ Реакции протекают по радикальному механизму. 2. *Реакции окисления*. Предельные углеводороды горят (пламя некоптящее): $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$ В присутствии катализаторов окисляются: $CH_4 + O_2 \xrightarrow{500\,^\circ C,\ \text{катализатор}} \longrightarrow H—C(=O)—H + H_2O$ $2CH_3(CH_2)_{34}CH_3 + 5O_2 \longrightarrow$ $\longrightarrow 4CH_3—(CH_2)_{16}COOH + 2H_2O$ 3. *Реакции дегидрирования:* $2CH_4 \xrightarrow{1500\,^\circ C} H—C\equiv C—H + 3H_2$ $CH_3—CH_3 \xrightarrow{t,\ \text{катализатор}} H_2C=CH_2 + H_2$ 4. *Реакции изомеризации:* $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3 \xrightarrow{t,}$ $\xrightarrow{\text{катализатор}} CH_3—CH(CH_3)—CH_2—CH_3$ 5. *Реакции с водяным паром:* $CH_4 + H_2O \xrightarrow{800\,^\circ C} \underbrace{CO + 3H_2}_{\text{синтез-газ}}$	1. Широко используются в качестве топлива, в том числе для двигателей внутреннего сгорания. 2. В органическом синтезе из алканов получают хлорпроизводные, метанол, формальдегид, органические кислоты. 3. Путем дегидрирования получают непредельные углеводороды, водород и сажу

Непредельные углеводороды (алкены, алкадиены, алкины)

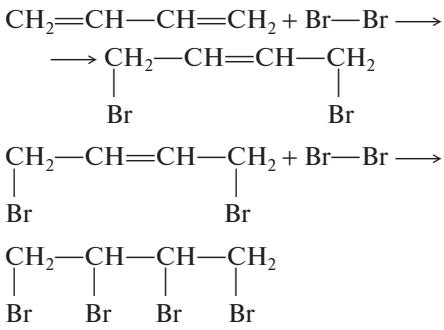
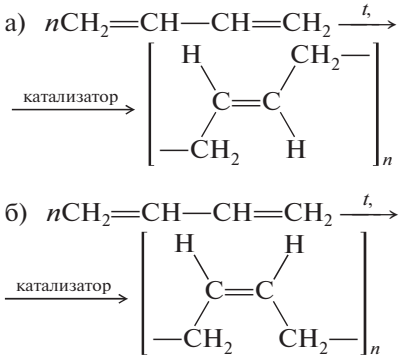
Алкены C_nH_{2n}

Строение молекул	Получение	
Для алкенов характерна *sp^2-гибридизация*:  Шесть гибридных облаков образуют пять σ-связей:  Негибридные *p*-электронные облака образуют π-связь:  	В *промышленности* алкены получают: а) *при крекинге нефти и нефтепродуктов*: $C_{16}H_{34} \xrightarrow{t,\ \text{катализатор}} C_8H_{18} + C_8H_{16}$ $C_8H_{18} \xrightarrow{t,\ \text{катализатор}} C_4H_{10} + C_4H_8$ $C_4H_{10} \xrightarrow{t,\ \text{катализатор}} C_2H_6 + C_2H_4$ б) *при дегидрировании алканов*: $CH_3—CH_3 \xrightarrow{500\,^\circ C,\ Ni} CH_2{=}CH_2 + H_2$ В *лаборатории*: а) *дегидратацией спиртов*: $CH_3—CH_2—OH \xrightarrow{t > 140\,^\circ C} CH_2{=}CH_2 + H_2O$ б) *из галогенопроизводных алканов*: $CH_3—CH_2—Cl + KOH \xrightarrow{t,\ C_2H_5OH} CH_2{=}CH_2 + KCl + H_2O$	

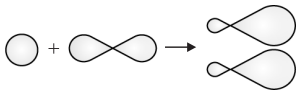
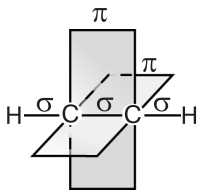
	Химические свойства	Применение
	1. *Реакции присоединения*. Алкены присоединяют водород, галогены, галогеноводороды и воду. Реакция протекает по ионному механизму. Соблюдается правило Марковникова: $H_2C{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{280-300\,^\circ C,\ 8\ МПа,\ H_3PO_4} CH_3CH_2{-}OH$ $CH_3{-}CH{=}CH_2 + HBr \longrightarrow CH_3{-}CHBr{-}CH_3$ 2. *Реакции окисления*. Алкены горят ярко светящим пламенем: $2C_3H_6 + 9O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$ В присутствии окислителей окисляются: $CH_2{=}CH_2 + [O] + H_2O \xrightarrow{KMnO_4} HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH$ $H_2C{=}CH_2 + [O] \xrightarrow{t,\ Ag_2O} H_2C\overset{O}{\diagdown\diagup}CH_2$ 3. *Реакции полимеризации:* $CH_2{=}CH_2 + CH_2{=}CH_2 + \ldots \xrightarrow[Al(C_2H_5)_3]{TiCl_4,} (-CH_2-CH_2-)_n$	1. Для производства пластмасс (полиэтилен, полипропилен). 2. Для синтеза этанола. 3. Для получения оксида этилена, из которого синтезируют этиленгликоль и другие важные продукты. 4. Для ускорения созревания плодов

Алкадиены C_nH_{2n-2}

Строение молекул	Получение	
Наиболее ценными представителями диенов являются бутадиен-1,3 и 2-метилбутадиен-1,3. В этих соединениях атомы углерода находятся в состоянии *sp^2-гибридизации*. В отличие от алкенов π-связи в их молекулах перекрываются не только между атомами 1, 2 и 3, 4, но и между атомами 2 и 3, образуя общую π-электронную систему	1. *Из этанола:* $2C_2H_5OH \xrightarrow{425\,^\circ C,\ Al_2O_3,\ ZnO} H_2C{=}CH{-}CH{=}CH_2 + 2H_2O + H_2\uparrow$ 2. *Из бутана:* $C_4H_{10} \xrightarrow{t,\ \text{катализатор}} CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + 2H_2$ *Изопрен получают из 2-метилбутана:* $CH_3{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}{-}CH_2{-}CH_3 \xrightarrow{t,\ Cr_2O_3,\ Al_2O_3} CH_2{=}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{C}}{-}CH{=}CH_2 + H_2$	

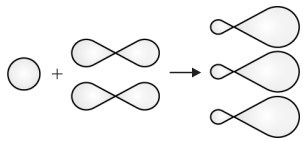
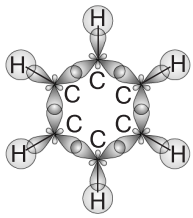
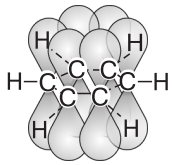
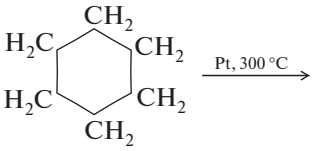
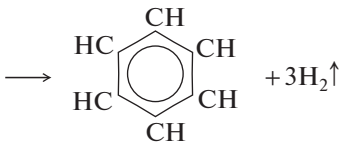
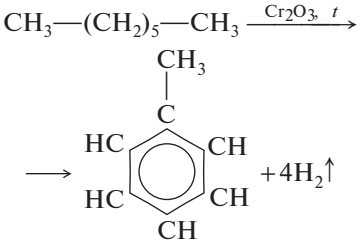
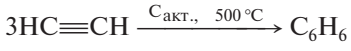
	Химические свойства	Применение
	По химическим свойствам алкадиены сходны с алкенами. 1. *Реакции присоединения:*  2. *Реакции полимеризации:* 	Алкадиены в основном применяются для синтеза каучуков

Алкины C_nH_{2n-2}

Строение молекул	Получение	
Для алкинов характерна *sp*-гибридизация:  Две гибридные орбитали образуют две σ-связи. Две негибридные *p*-орбитали образуют две π-связи:  	В *промышленности*: а) *при взаимодействии карбида кальция с водой:* $CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow$ $\longrightarrow H—C\equiv C—H + Ca(OH)_2$ б) *путем термического разложения метана:* $2CH_4 \xrightarrow{1500\,^\circ C} H—C\equiv C—H + 3H_2$ В *лаборатории*, кроме взаимодействия карбида кальция с водой, *ацетилен* и его гомологи можно получить из дигалогенопроизводных алканов, действуя на них спиртовым раствором щелочи: $CH_3—\underset{\displaystyle Cl}{\underset{\displaystyle |}{CH}}—\underset{\displaystyle Cl}{\underset{\displaystyle |}{CH_2}} + 2KOH \xrightarrow{C_2H_5OH}$ $\longrightarrow CH_3—C\equiv CH + 2KCl + 2H_2O$	

	Химические свойства	Применение
	1. *Реакции присоединения*. Алкины присоединяют водород, галогены, галогеноводороды и воду, например: $H—C\equiv C—H + 2Br_2 \longrightarrow CHBr_2—CHBr_2$ $H—C\equiv C—H + HCl \longrightarrow CH_2=\underset{\displaystyle Cl}{\underset{\vert}{C}}H$ $H—C\equiv C—H + H_2O \xrightarrow{HgSO_4} CH_3—C(=O)H$ (реакция Кучерова) 2. *Реакции окисления*. На воздухе горят сильно коптящим пламенем: $2C_2H_2 + 5O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 2H_2O$ Алкины легко окисляются (обесцвечивают раствор $KMnO_4$) 3. *Реакции полимеризации:* а) с образованием винилацетилена: $H—C\equiv C—H + H—C\equiv C—H \xrightarrow{t,\ \text{катализатор}} H—C\equiv C—CH=CH_2$ б) с образованием бензола: $H—C\equiv C—H + H—C\equiv C—H + H—C\equiv C—H \xrightarrow{500\,^\circ C,\ C_{акт.}} C_6H_6$ (реакция Зелинского)	1. Получение уксусного альдегида и уксусной кислоты. 2. Синтез винилхлорида, а из него поливинилхлорида и других полимеров. 3. Исходные вещества для синтеза каучука. 4. Ацетилен используется для сварки и резки металлов

Арены

Строение молекул	Получение
Для бензольного ядра характерна sp^2-гибридизация:  Две из трех гибридных электронных орбиталей образуют две σ-связи между соседними атомами углерода, а третья — между атомами углерода и водорода:  Негибридные *p*-электронные орбитали взаимно перекрываются и образуют устойчивую π-электронную систему: 	В *промышленности*: а) *из продуктов пиролиза каменного угля*; б) в *процессе ароматизации нефти, содержащей циклоалканы и алканы*:    в) *синтетическим путем*: 

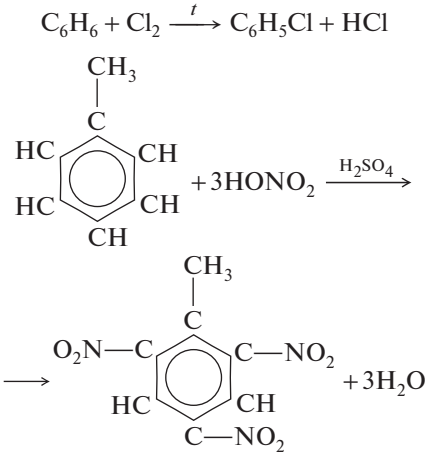
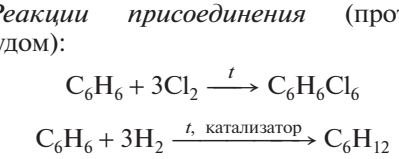
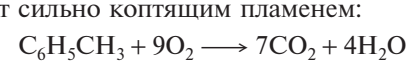
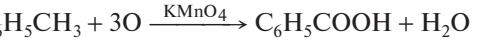
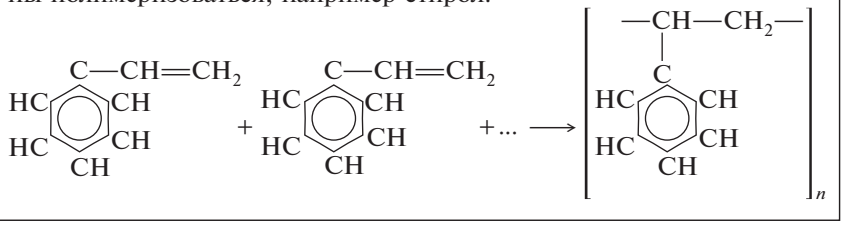
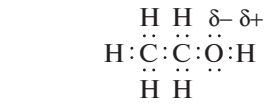
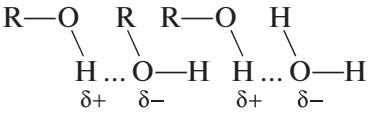
	Химические свойства	Применение
	1. Характерными являются *реакции замещения*:  2. *Реакции присоединения* (протекают с трудом):  3. *Реакции окисления*. Арены на воздухе горят сильно коптящим пламенем:  Гомологи бензола способны окисляться в присутствии окислителей: 	1. Синтез красителей. 2. Синтез медикаментов. 3. Производство пластмасс и синтетических волокон. 4. Получение инсектицидов и гербицидов. 5. Производство взрывчатых веществ. 6. Некоторые арены (бензол, толуол) используют в качестве растворителей
	4. *Реакции полимеризации*. Некоторые гомологи бензола способны полимеризоваться, например стирол: 	

Таблица 2. **Обобщение и систематизация кислородсодержащих**

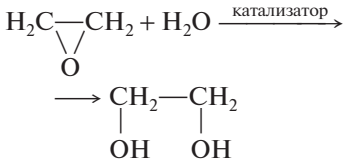
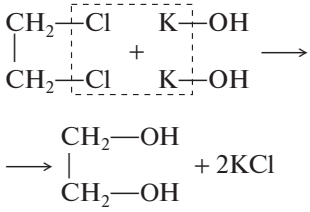
Одноатомные предельные спирты $C_nH_{2n+1}OH$

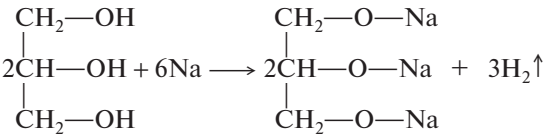
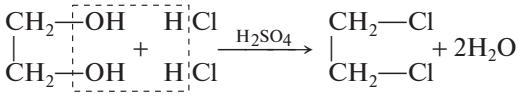
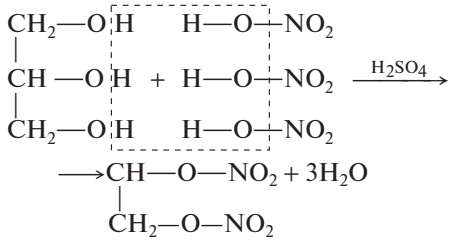
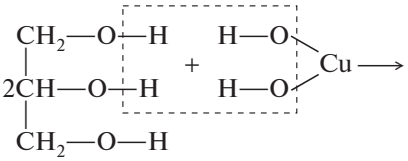
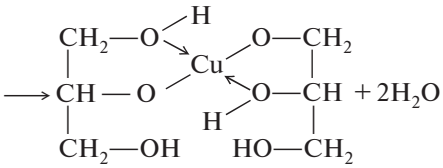
Строение молекул	Получение	
 Химическая связь между атомом кислорода и атомом водорода полярна: водород имеет частичный положительный заряд, а кислород — частичный отрицательный. Вследствие этого: 1) атом водорода, связанный с атомом кислорода, подвижен и реакционноспособен; 2) возможно образование водородных связей между молекулами спирта и между молекулами спирта и воды: 	В *промышленности*: а) *гидратацией алкенов*: $CH_2{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{280-300\,^\circ C,\ 8\ МПа,\ H_3PO_4} CH_3{-}CH_2{-}OH$ б) *сбраживанием сахаристых веществ*: $C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{дрожжи} 2C_2H_5OH + 2CO_2\uparrow$ в) *путем гидролиза крахмалосодержащих продуктов и целлюлозы с последующим сбраживанием образовавшейся глюкозы;* г) *метанол получают из синтез-газа*: $CO + 2H_2 \xrightarrow[Cu,\ ZnO]{220-230\,^\circ C,\ 5-10\ МПа,} CH_3OH$ В *лаборатории*: а) *из галогенопроизводных алканов*, действуя на них AgOH или KOH: $C_4H_9Br + AgOH \longrightarrow C_4H_9OH + AgBr\downarrow$ б) *гидратацией алкенов*: $CH_3{-}CH{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow[катализатор]{t,} CH_3{-}CHOH{-}CH_3$	

материала об основных классах органических соединений

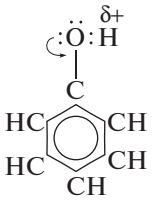
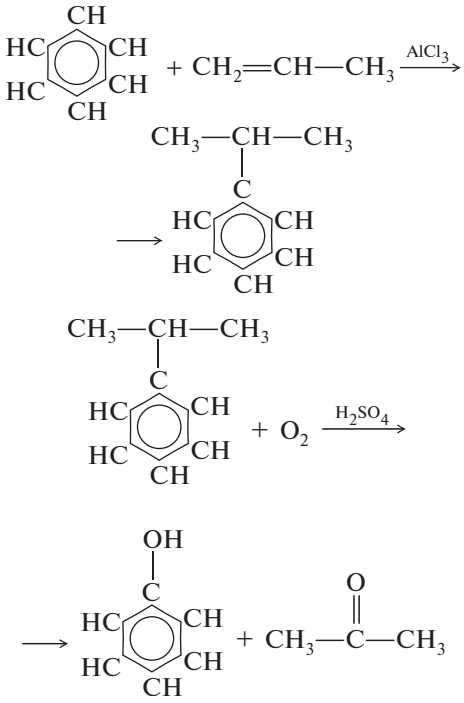
	Химические свойства	Применение
	1. *Взаимодействие со щелочными металлами:* $2C_2H_5—OH + 2Na \longrightarrow 2C_2H_5—ONa + H_2\uparrow$ (безводный) 2. *Взаимодействие с кислотами:* $C_2H_5OH + HCl \overset{H_2SO_4}{\rightleftharpoons} C_2H_5—Cl + H_2O$ $CH_3OH + HNO_3 \overset{H_2SO_4}{\rightleftharpoons} CH_3—O—NO_2 + H_2O$ $CH_3—C(=O)—OH + C_5H_{11}OH \xrightarrow{H_2SO_4,\ t} CH_3—C(=O)—O—C_5H_{11} + H_2O$ 3. *Реакции окисления*: а) спирты горят: $2C_3H_7OH + 9O_2 \rightarrow 6CO_2 + 8H_2O$ б) в присутствии окислителей окисляются: $CH_3OH + CuO \xrightarrow{t} H—C(=O)—H + Cu + H_2O$ 4. Подвергаются дегидрированию и дегидратации: $C_2H_5OH \xrightarrow{t > 140\,^\circ C,\ H_2SO_4} CH_2=CH_2 + H_2O$ $2C_2H_5OH \xrightarrow{425\,^\circ C,\ ZnO,\ Al_2O_3} CH_2=CH—CH=CH_2 + 2H_2O + H_2\uparrow$	Этанол используют: 1) для производства синтетических каучуков; 2) в качестве растворителя лаков, красок, медикаментов, душистых веществ; 3) для получения уксусной кислоты и различных сложных эфиров; 4) в медицине в качестве дезинфицирующего средства. Метанол используют: 1) для производства формальдегида и уксусной кислоты; 2) в качестве растворителя; 3) в качестве горючего

Многоатомные предельные спирты

Строение молекул	Получение	
По строению молекул многоатомные спирты сходны с одноатомными. Отличие заключается в том, что в их молекулах имеется несколько гидроксильных групп. Содержащийся в них кислород оттягивает электронную плотность от атомов водорода. Это приводит к увеличению подвижности водородных атомов и усилению кислотных свойств	В *промышленности*: а) *гидратацией этиленоксида*:  б) глицерин получают *синтетическим путем из пропилена и путем гидролиза жиров*. В *лаборатории*: как и одноатомные спирты, *путем гидролиза галогенопроизводных алканов водными растворами щелочей*: 	

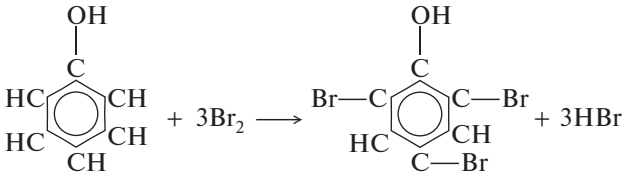
	Химические свойства	Применение
	Многоатомные спирты имеют сходное строение с одноатомными спиртами, поэтому их свойства тоже сходные. 1. *Взаимодействие со щелочными металлами:*  2. *Взаимодействие с кислотами:*   3. *Качественная реакция на многоатомные спирты*. Если к свежеприготовленному гидроксиду меди(II) в присутствии щелочи прилить глицерин и смесь встряхнуть, то осадок растворится и образуется ярко-синий раствор комплексного соединения — глицерата меди(II):  	Этиленгликоль применяют: 1) в качестве антифриза; 2) для синтеза высокомолекулярных соединений, например лавсана. Глицерин применяют: 1) в парфюмерии и в медицине (для изготовления мазей, смягчающих кожу); 2) в кожевенном производстве; 3) в текстильной промышленности; 4) для получения нитроглицерина

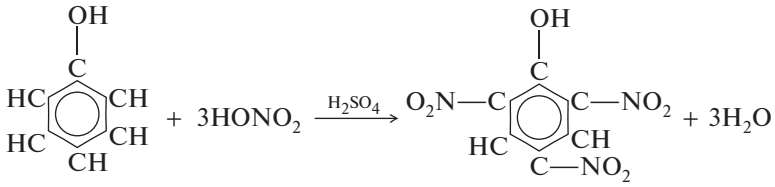
Фенолы R—OH или $R(OH)_n$

Строение молекул	Получение	
В отличие от радикалов алканов (CH_3—, C_2H_5— и т. д.) бензольное кольцо обладает свойством несколько притягивать к себе электронную плотность от кислородного атома гидроксильной группы:  Вследствие этого атом кислорода сильнее, чем в молекулах спиртов, притягивает к себе электронную плотность от атома водорода. Поэтому в молекуле фенола химическая связь между атомом кислорода и атомом водорода становится более полярной, а водородный атом более подвижен и реакционноспособен	В *промышленности*: а) *выделяют из продуктов пиролиза каменного угля*; б) *из бензола и пропилена*:  в) *из бензола*: $C_6H_6 \longrightarrow C_6H_5Cl \longrightarrow C_6H_5$—OH	

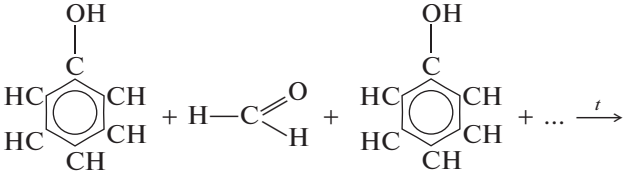
Химические свойства	Применение
В молекуле фенола наиболее ярко проявляется взаимное влияние атомов и атомных групп. Это выявляется при сравнении химических свойств фенола и бензола и химических свойств фенола и одноатомных спиртов. 1. *Свойства, связанные с наличием группы* —OH: $2C_6H_5OH + 2Na \xrightarrow{t} 2C_6H_5ONa + H_2\uparrow$ $C_6H_5OH + NaOH \rightleftharpoons C_6H_5ONa + H_2O$	Фенол применяют для производства: 1) полимеров и пластмасс на их основе, красителей; 2) медикаментов; 3) взрывчатых веществ

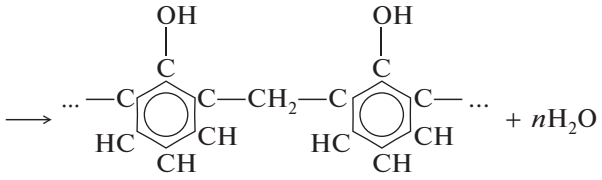
2. *Свойства, связанные с наличием бензольного кольца:*





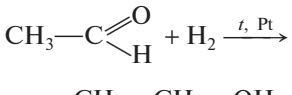
3. *Реакции поликонденсации:*

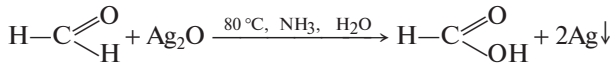


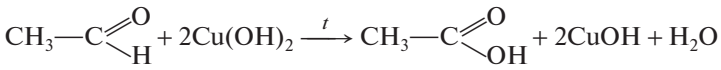


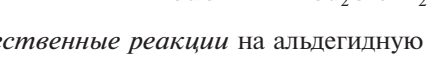
Альдегиды $R—C\overset{O}{\underset{H}{<}}$

Строение молекул	Получение	
Электронная и структурная формулы альдегидов: У альдегидов в альдегидной группе между атомами углерода и водорода существует σ-связь, а между атомами углерода и кислорода — одна σ-связь и одна π-связь, которая легко разрывается	В *промышленности*: а) *окислением алканов*: $CH_4 + O_2 \xrightarrow{500\,^\circ C,\ \text{катализатор}} \longrightarrow H—C\overset{O}{\underset{H}{<}} + H_2O$ б) *окислением алкенов*: $2CH_2{=}CH_2 + O_2 \xrightarrow{t,\ \text{соли Cu, Fe, Pd}} \longrightarrow 2CH_3—C\overset{O}{\underset{H}{<}}$ в) *гидратацией алкинов*: $H—C{\equiv}C—H + H_2O \xrightarrow{\text{катализатор}} \longrightarrow CH_3—C\overset{O}{\underset{H}{<}}$ г) *окислением первичных спиртов*: $2CH_3OH + O_2 \xrightarrow{\text{Cu или Ag}} \longrightarrow 2H—C\overset{O}{\underset{H}{<}} + 2H_2O$ (этот метод используется и в лаборатории)	

	Химические свойства	Применение
	1. Из-за наличия в альдегидной группе π-связи наиболее характерными являются *реакции присоединения*:  2. *Реакции окисления* (протекают легко):	Метаналь применяют: 1) для получения фенолформальдегидной смолы, используемой при производстве различных пластмасс; 2) для производства аминопластов; 3) для получения формалина. Этаналь в основном используется для производства уксусной кислоты

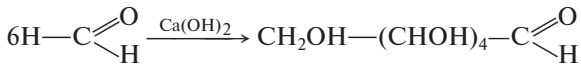


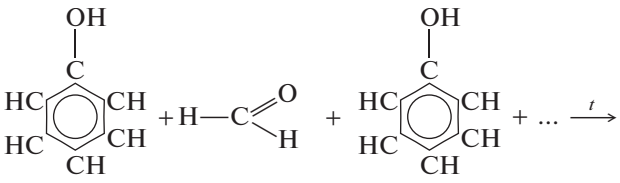


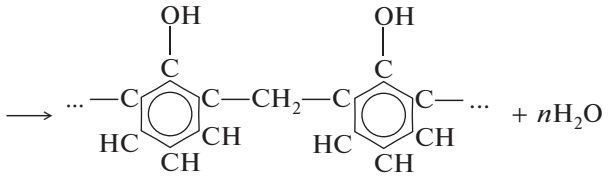


Это *качественные реакции* на альдегидную группу.

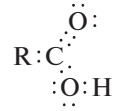
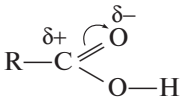
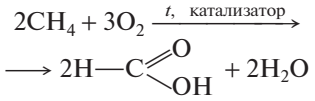
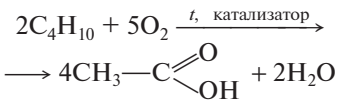
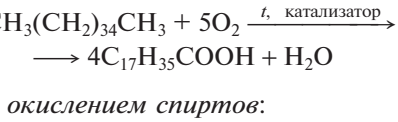
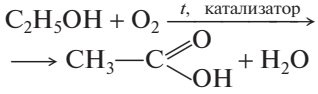
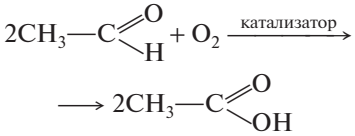
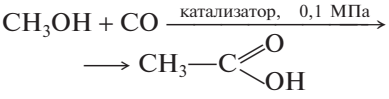
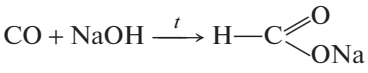
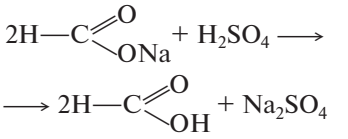
3. *Реакции полимеризации и поликонденсации:*

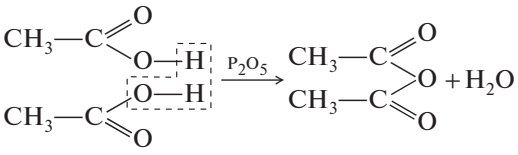
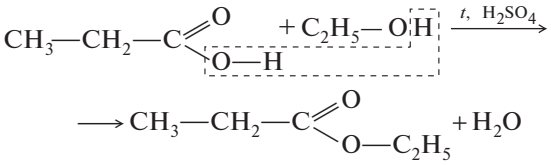






Одноосновные предельные карбоновые кислоты R—C(=O)—OH

Строение молекул	Получение
Электронная и структурная формулы одноосновных карбоновых кислот:  или  Из-за сдвига электронной плотности к атому кислорода в карбонильной группе атом углерода приобретает частичный положительный заряд. Вследствие этого углерод притягивает электронную плотность от гидроксильной группы и атом водорода становится более подвижным, чем в молекулах спиртов	В *промышленности*: а) *окислением алканов*:    б) *окислением спиртов*:  в) *окислением альдегидов*:  г) *специфическими методами*:   

	Химические свойства	Применение
	1. Молекулы *простейших карбоновых кислот в водном растворе диссоциируют*: $HCOOH \rightleftharpoons H^+ + HCOO^-$ 2. *Реагируют с металлами*: $2HCOOH + Mg \longrightarrow (HCOO)_2Mg + H_2\uparrow$ 3. *Реагируют с основными оксидами и гидроксидами*: $HCOOH + KOH \longrightarrow HCOOK + H_2O$ 4. *Реагируют с солями более слабых и летучих кислот*: $2CH_3COOH + K_2CO_3 \longrightarrow$ $\longrightarrow 2CH_3COOK + CO_2\uparrow + H_2O$ 5. *Некоторые кислоты образуют ангидриды*:  6. *Реагируют со спиртами (реакция этерификации)*: 	Муравьиную кислоту используют: 1) в виде раствора в медицине; 2) в качестве сильного восстановителя; 3) для получения сложных эфиров. Уксусную кислоту используют: 1) для производства ацетилцеллюлозы, из которой получают ацетатное волокно, органическое стекло, кинопленку; 2) для синтеза красителей, медикаментов и сложных эфиров; 3) для производства ядохимикатов; 4) в быту. Высшие карбоновые кислоты применяют для производства мыла и других моющих средств

Сложные эфиры $R—C(=O)—O—R_1$

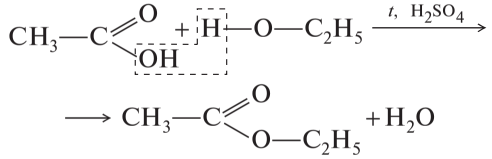
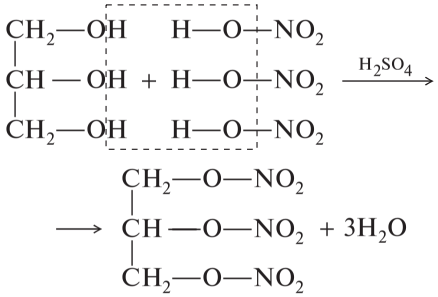
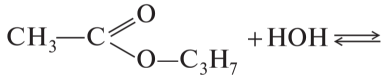
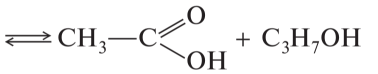
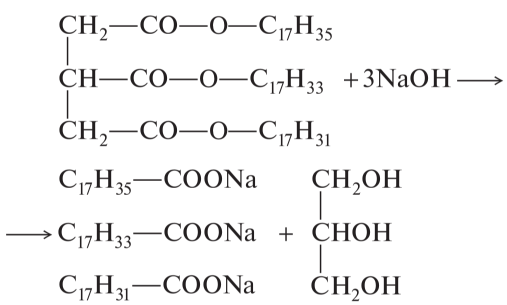
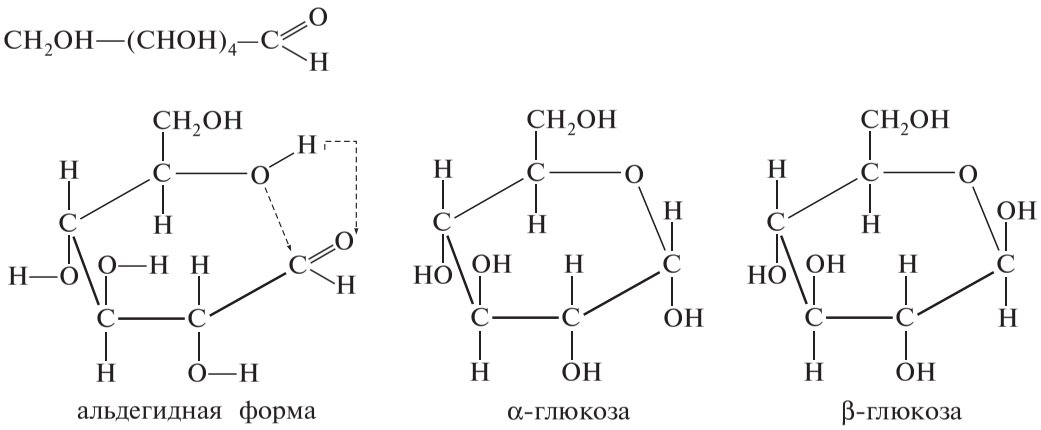
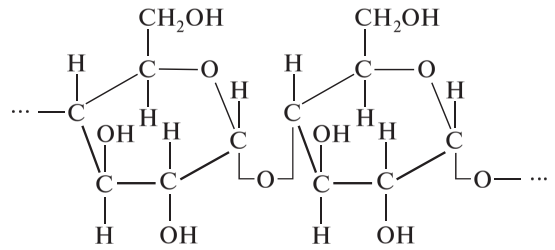
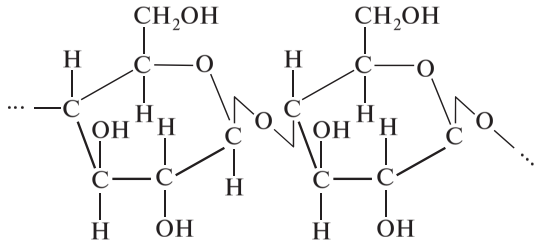
Получение	Химические свойства	Применение
Сложные эфиры главным образом получают *при взаимодействии карбоновых и минеральных кислот со спиртами (реакция этерификации)*:  	Характерное свойство сложных эфиров — *способность подвергаться гидролизу (омылению)*:   	Эфиры применяют: 1) в парфюмерии; 2) в пищевой промышленности; 3) в производстве пластмасс; 4) в производстве искусственных волокон; 5) как растворители лаков и красок; 6) в производстве моющих средств и взрывчатых веществ

Таблица 3. **Обзор важнейших углеводов**

Характеристика углеводов	**Глюкоза**	**Сахароза**
Строение молекул	 альдегидная форма; α-глюкоза; β-глюкоза	Молекулы состоят из взаимосвязанных остатков глюкозы и фруктозы
Нахождение в природе	В фруктах и ягодах, в нектаре цветов. Особенно много в соке винограда. Образуется в результате реакции фотосинтеза: $6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{\text{свет, хлорофилл}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2 - Q$	Входит в состав сока сахарной свеклы (16—20%) и сахарного тростника (14—16%). Содержится вместе с глюкозой в плодах и листьях многих растений

Продолжение

Характеристика углеводов	Глюкоза	Сахароза
Получение	В *промышленности в процессе гидролиза крахмала*: $(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{t,\ H_2SO_4} nC_6H_{12}O_6$ В *лаборатории впервые синтезирована А. М. Бутлеровым*: $6H—C(=O)—H \xrightarrow{Ca(OH)_2} C_6H_{12}O_6$	Получают в основном из сахарной свеклы и сахарного тростника. Сахарную свеклу нарезают стружкой, обрабатывают водой, известковым молоком и оксидом углерода(IV). Полученный раствор упаривают и центрифугируют
Химические свойства	1. *Свойства, обусловленные наличием альдегидной группы (реакция «серебряного зеркала»):* $CH_2OH—(CHOH)_4—C(=O)—H + Ag_2O \longrightarrow$ $\xrightarrow{NH_3,\ H_2O,\ t} CH_2OH—(CHOH)_4—C(=O)—OH + 2Ag\downarrow$ 2. *Свойства, обусловленные наличием гидроксильной группы*: а) реагирует с карбоновыми кислотами с образованием сложных эфиров; б) реагирует с основаниями с образованием алкоголятов. 3. *Подвергается брожению*: $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2CH_3—CH_2—OH + 2CO_2\uparrow$ (спиртовое брожение)	*Подвергается гидролизу* при повышенной температуре и в присутствии минеральных кислот: $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{t,\ H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{фруктоза}}{C_6H_{12}O_6}$
Применение	В кондитерской промышленности, в медицине. Широко используются продукты брожения глюкозы	Как продукт питания и в кондитерской промышленности. Получение искусственного меда

	Крахмал	Целлюлоза
Строение молекул	Молекулы состоят из остатков молекул α-глюкозы: 	Молекулы состоят из остатков молекул β-глюкозы: 
Нахождение в природе	Образуется в результате реакции фотосинтеза (сначала глюкоза, а затем крахмал): $n C_6H_{12}O_6 \longrightarrow (C_6H_{10}O_5)_n + n H_2O$ Содержится в клубнях картофеля, в зернах пшеницы, риса и др.	Образуется в растениях в результате реакции фотосинтеза. Целлюлоза — основная составная часть оболочки растительных клеток. Волокна хлопка, льна, конопли состоят главным образом из целлюлозы. В древесине ее примерно 50%
Получение	Крахмал получают из картофеля, кукурузы, риса. При получении из картофеля его измельчают, промывают водой, взвесь отстаивают и сушатя	Получают главным образом из древесины. В основном пользуются сульфитным методом. Древесину измельчают и в присутствии раствора $NaHSO_3$ нагревают до 150° С под давлением 0,5—0,6 МПа. В результате другие вещества разрушаются, а целлюлоза выделяется в сравнительно чистом виде

Продолжение

	Крахмал	**Целлюлоза**
Химические свойства	*Подвергается гидролизу:* $(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{t,\ H_2SO_4} nC_6H_{12}O_6$ В зависимости от условий гидролиз крахмала может протекать ступенчато: $(C_6H_{10}O_5)_n \longrightarrow (C_6H_{10}O_5)_m \longrightarrow$ крахмал — декстрины $\longrightarrow x\,C_{12}H_{22}O_{11} \longrightarrow nC_6H_{12}O_6$ мальтоза (изомер сахарозы) Характерная реакция — *взаимодействие с иодом*	1. *Подвергается гидролизу:* $(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{t,\ H_2SO_4} nC_6H_{12}O_6$ Гидролиз может протекать и ступенчато. 2. *Участвует в реакциях этерификации*, например с азотной кислотой: $\left[(C_6H_7O_2)(OH)_3\right]_n + 2nHONO_2 \xrightarrow{H_2SO_4}$ $\longrightarrow \left[(C_6H_7O_2)(ONO_2)_2OH\right]_n + 2nH_2O$ $\left[(C_6H_7O_2)(OH)_3\right]_n + 3nHONO_2 \xrightarrow{H_2SO_4}$ $\longrightarrow \left[(C_6H_7O_2)(ONO_2)_3\right]_n + 3nH_2O$
Применение	Как ценный питательный продукт. В процессе гидролиза получают патоку и глюкозу. Для накрахмаливания белья. В качестве декстринового клея	Шире всего используют продукты этерификации целлюлозы: ацетилцеллюлозу (из нее получают ацетатный шелк, органическое стекло, негорючую пленку); тринитроцеллюлозу (бездымный порох); динитроцеллюлозу (целлулоид, коллодий)

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие 3

ТЕМА 1. Важнейшие химические понятия и законы (2 ч) 4

ТЕМА 2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева на основе учения о строении атомов (3 ч) 8

ТЕМА 3. Строение вещества (5 ч) 14

ТЕМА 4. Химические реакции (6 ч) 20

ТЕМА 5. Металлы (7 ч) 39

ТЕМА 6. Неметаллы (4 ч) 51

ТЕМА 7. Генетическая связь неорганических и органических веществ. Практикум (6 ч) 62

Примерное тематическое планирование (70 ч/год) 65

Приложения

Таблица 1. Обобщение и систематизация материала об углеводородах 68

Таблица 2. Обобщение и систематизация материала об основных классах кислородсодержащих органических соединений 78

Таблица 3. Обзор важнейших углеводов 89

Учебное издание

Гара Наталья Николаевна

ХИМИЯ
УРОКИ В 11 КЛАССЕ

Пособие для учителей общеобразовательных учреждений

Зав. редакцией *Е. К. Липкина*
Редактор *Л. Н. Кузнецова*
Макет *А. А. Барковской*
Внешнее оформление *Т. Н. Самсоновой*
Художественный редактор *Е. А. Михайлова*
Компьютерная верстка и техническое редактирование *Н. В. Лукиной*
Корректор *И. П. Ткаченко*

ДЛЯ ЗАМЕТОК