

Для  
преподавателей

# ХИМИЯ

## ПОУРОЧНЫЕ ПЛАНЫ

ПО УЧЕБНИКУ  
Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана

### 9 класс



**Издательство «Учитель»**

# **ХИМИЯ**

**9 класс**

**ПОУРОЧНЫЕ ПЛАНЫ ПО УЧЕБНИКУ  
Г. Е. РУДЗИТИСА, Ф. Г. ФЕЛЬДМАНА**

**Автор-составитель М. В. Князева**

**Волгоград**

УДК 372.016:54\*09

ББК 74.262.4

X46

Рецензент

**Г. В. Макотрова**, доцент кафедры педагогики ГОУ ВПО  
«Белгородский государственный университет»,  
кандидат педагогических наук

Автор-составитель **М. В. Князева**

**Химия. 9 класс** : поурочные планы по учебнику Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана / авт.-сост. М. В. Князева. – Волгоград : Учитель, 2014. – 319 с.

ISBN 978-5-7057-3180-0

Представлены поурочные планы, составленные в соответствии с авторской программой по химии для 9 класса общеобразовательной школы (сост. Н. Н. Гара) и предназначенные для работы по учебнику Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана «Химия. Неорганическая химия. Органическая химия. 9 класс» (М.: Просвещение, 2013).

В разработках уроков содержатся материалы, направленные на развитие интеллектуальных умений через систему индивидуальных и групповых творческих заданий, самостоятельных работ с учебником, домашних исследовательских проектов. Для подготовки к промежуточной и итоговой аттестации предложены тестовые задания, которые помогут обучающимся опробовать новую форму экзамена и приобрести уверенность в знании предмета на базовом уровне.

Предназначено учителям химии, руководителям методических объединений, может быть полезно старшеклассникам, самостоятельно изучающим курс химии, а также студентам.

УДК 372.016:54\*09

ББК 74.262.4

*Пособия издательства «Учитель» допущены к использованию в образовательном процессе Приказом Министерства образования и науки РФ № 16 от 16.01.2012 г.*

ISBN 978-5-7057-3180-0

© Князева М. В., автор-составитель, 2010

© Издательство «Учитель», 2010

© Оформление. Издательство «Учитель», 2012

Последнее издание, 2014

## ВВЕДЕНИЕ

Пособие представляет собой подробное, проверенное на практике планирование каждого урока химии в 9 классе общеобразовательных учреждений. Зная из опыта работы, что наилучшего результата учитель может достичь, детально спланировав время урока, автор-составитель подробно изложил наиболее традиционные формы работы: проверку домашнего задания, объяснение и закрепление нового, демонстрационные и лабораторные опыты. Приводятся вопросы и задания для самостоятельной работы учащихся, примерные варианты тестовых проверочных и контрольных работ, составленные по образцу Единого государственного экзамена. Всё это экономит время учителя и повысит эффективность урока.

Даются советы учителю по проведению интересных и простых в исполнении демонстрационных опытов. Много внимания уделено практическому применению изучаемых веществ в жизни, приводятся домашние исследовательские задания для любознательных, например: «Как вырастить «снег»?», «Как приготовить невидимые «чернила»?», «Как получить «черный» хлеб из белого?» и др.

Автор-составитель надеется, что данные разработки помогут развить в учениках устойчивый интерес к предмету, любознательность, любопытство, научить учащихся учиться, самостоятельно добывать знания, будут способствовать формированию исследовательских умений (проводить несложные исследования в домашних условиях, успешно решать творческие задачи и т. д.).

Современный урок учитель может дополнить электронными изданиями компакт-дисков «Химия. 8–9 классы. Демонстрационные таблицы» (Волгоград: Учитель, 2012), а также DVD

«Сборник демонстрационных опытов для средней общеобразовательной школы. Органическая и неорганическая химия» (М.: ООО «Телекомпания СГУ ТВ», 2010).

## **ЯДРО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО СТАНДАРТА ВТОРОГО ПОКОЛЕНИЯ ПО ХИМИИ\***

### **I. Характеристика стандартов второго поколения.**

В настоящее время при разработке учебно-методических комплексов, учебных программ, контрольно-измерительных материалов для Государственной итоговой аттестации в новой форме в 9 классах (ГИА) и Единого государственного экзамена (ЕГЭ) по химии как основа используются следующие документы:

- Обязательный минимум содержания основного общего образования по химии, утвержденный приказом Минобразования России от 19.05.98 г. № 1236;

- Обязательный минимум содержания среднего (полного) общего образования по химии, утвержденный приказом Минобразования России от 30.06.99 г. № 56;

- Федеральный компонент государственного стандарта общего образования, одобренный совместным решением коллегии Минобразования России и Президиума РАО от 23.12.2003 г. № 21/12 и утвержденный приказом Минобрнауки РФ от 05.03.2004 г. № 1089.

Однако в соответствии с постановлением Минобрнауки от 24.02.2009 г. № 142 «Об утверждении Правил разработки и утверждения федеральных государственных образовательных стандартов» запущен механизм разработки, открытого обсуждения и принятия образовательных стандартов второго поколения.

---

\* Фундаментальное ядро содержания общего образования: проект / под ред. В. В. Козлова, А. М. Кондакова. М.: Просвещение, 2009. (Стандарты второго поколения).

Образовательный стандарт второго поколения призван обеспечить: консолидацию нации; конкурентоспособность нации (личности, общества и государства); безопасность нации (личности, общества и государства). Главная задача стандарта – это формирование национальной системы позитивных ценностей и идеалов взаимоуважения, творчества и солидарности. Основные содержательные ориентиры развития системы образования, то есть «Приоритетные направления развития науки, технологий и техники Российской Федерации» определены следующим образом:

- информационно-коммуникационные системы;
- индустрия наносистем;
- живые системы;
- рациональное природопользование;
- энергетика и энергосбережение;
- безопасность и противодействие терроризму.

Проанализировав вышеуказанные вопросы, регламентированные образовательным стандартом второго поколения, можно сделать вывод о возрастающем значении химии как школьного предмета. В сфере химических исследований находятся такие востребованные на сегодняшний день направления, как нанотехнологии и практическое использование наноматериалов, решение экологических проблем, биохимические основы функционирования биологических систем и здоровье человечества, энергетика и экономическая безопасность страны.

Школьный курс химии включает объем знаний, необходимый для формирования в сознании школьников химической картины мира. Эти знания, наряду со знаниями по физике и биологии, находятся в центре естествознания и наполняют конкретным содержанием многие фундаментальные представления о мире. Кроме того, определенный объем химических знаний необходим как в повседневной жизни, так и для деятельности во всех областях науки, народного хозяйства, в том числе

не связанных с химией непосредственно. Химическое образование необходимо также для создания у школьника отчетливых представлений о роли химии в решении экологических, сырьевых, энергетических, продовольственных, медицинских проблем человечества.

### **Основные цели** изучения химии в школе:

- формирование представлений о химической составляющей естественнонаучной картины мира, о важнейших химических понятиях, законах и теориях;

- овладение методами научного познания для объяснения химических явлений и свойств веществ, оценки роли химии в развитии современных технологий и получении новых материалов;

- воспитание убежденности в позитивной роли химии в жизни современного общества, необходимости грамотного отношения к своему здоровью и окружающей среде;

- применение полученных знаний для безопасного использования веществ и материалов в быту, сельском хозяйстве и на производстве, для решения практических задач повседневной жизни, предупреждения явлений, наносящих вред здоровью человека и окружающей среде.

## **II. Содержание.**

Химия как часть естествознания. Химия – наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях. Наблюдение, описание, измерение, эксперимент. Химический анализ и синтез. Язык химии. Знаки химических элементов, химические формулы. Проведение расчетов на основе формул и уравнений химических реакций.

### **ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ**

Периодический закон Д. И. Менделеева. Атомы, ядра, протоны, нейтроны, электроны. Химический элемент. Периоды и группы. Нуклиды, радионуклиды. Период полураспада. Мече-

ные атомы. Понятие о строении электронных оболочек. Валентные электроны. Степень окисления. Как пользоваться Периодической таблицей.

Молекулы. Электронная природа химической связи. Электроотрицательность. Ионы и ионная связь. Степень окисления и валентность химических элементов. Полярные и неполярные ковалентные связи. Пространственная структура молекул. Металлическая связь. Водородная связь.

Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Обусловленность свойств веществ их строением. Простые и сложные вещества. Представления о строении газообразных, жидких и твердых веществ. Причины многообразия веществ: изомерия, гомология, аллотропия, изотопия. Чистые вещества, смеси, растворы. Растворение как физико-химический процесс. Гидратация ионов. Истинные и коллоидные растворы. Растворы газов, жидкостей и твердых веществ. Способы выражения концентрации растворов.

Физические и химические явления. Химическая реакция – процесс перестройки атомов в молекулах. Сохранность атомов в химических реакциях. Абсолютные и относительные массы атомов и молекул. Моль – мера количества вещества. Закон Авогадро и объем моля газа. Число Авогадро. Признаки и условия протекания химических реакций. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии.

Растворы. Растворимость. Растворы газов, жидкостей и твердых веществ. Насыщенные и ненасыщенные растворы. Концентрация раствора и ее расчет. Тепловые явления при растворении. Истинные и коллоидные растворы.

Электролиты и неэлектролиты. Катионы и анионы. Сильные и слабые электролиты. Диссоциация солей, кислот и оснований. Кислотность растворов, понятие о pH. Условия необратимости реакций в растворах. Понятие об аналитических качественных реакциях.



Химия и электрический ток. Электролиз. Катод и анод. Получение щелочных металлов и алюминия. Окислительно-восстановительные реакции как источник электрического тока. Гальванические элементы и аккумуляторы. Понятие о топливном элементе. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии. Антикоррозионные покрытия.

Тепловые эффекты химических реакций. Закон сохранения энергии в химии. Энергия связи и теплота образования соединений. Стандартное состояние. Экзо- и эндотермические реакции. Теплота сгорания и растворения. Закон Гесса. Топливо и его разновидности.

Скорость реакций, ее зависимость от различных факторов. Энергия активации. Катализ.

Обратимость реакций. Химическое равновесие и способы его смещения.

## ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Металлы и неметаллы, их положение в периодической системе. Строение атомов неметаллов. Физические и химические свойства. Водородные и кислородные соединения элементов подгрупп галогенов, кислорода, азота, углерода.

Общая характеристика металлов главных и побочных подгрупп. Физические свойства металлов. Щелочные и щелочно-земельные металлы, алюминий, железо, медь, цинк и их соединения. Восстановительные свойства металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов. Черные и цветные металлы, способы их получения. Сплавы. Коррозия металлов и способы защиты от коррозии.

Основные классы неорганических соединений и реакции между ними. Оксиды. Водород. Гидриды. Гидроксиды. Кислоты, основания, щелочи, соли. Амфотерность. Реакция нейтрализации. Кислотно-основные индикаторы. Связь между основными классами неорганических веществ.

## ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Электронное строение атома углерода – причина уникальности его соединений. Способность атомов углерода образовывать цепи. Гомология и изомерия – причины многообразия органических соединений. Простые и кратные связи. Предельные, непредельные и ароматические углеводороды. Метан, этилен, ацетилен, бензол – родоначальники гомологических рядов. Природные источники углеводородов: нефть и природный газ.

Функциональные органические соединения: спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты, сложные эфиры, амины, аминокислоты. Понятие о гетероциклах. Азотистые основания. Генетическая связь между классами органических соединений.

## ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

Высокомолекулярные соединения. Мономеры и полимеры. Полимеризация и поликонденсация. Каучуки, пластмассы, химические волокна. Высокомолекулярные соединения – основа биополимеров и современных материалов.

Белки. Нуклеиновые кислоты (ДНК и РНК). Жиры. Углеводы. Химия и здоровье. Рациональное питание. Калорийность пищи. Витамины. Лекарственные вещества. Вред, причиняемый наркотическими веществами.

Химия в сельском хозяйстве. Круговорот азота и фосфора в природе. Минеральные и органические удобрения (азотные, фосфорные, калийные). Средства защиты растений.

Бытовые поверхностно-активные соединения. Моющие и чистящие вещества. Органические растворители. Бытовые аэрозоли. Правила безопасности при работе со средствами бытовой химии.

Общие принципы химического производства. Основные продукты промышленной химии (аммиак, серная кислота, минеральные удобрения, этилен, стирол, бутадиен, уксусная кислота). Понятие о нефтехимии.

# КАЛЕНДАРНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

№ урока. Дата проведения	Тема занятия	Вводимые опорные химические понятия и представления. Формирование специальных навыков	Лабораторные опыты	Актуализация опорных знаний и навыков из курса химии и междисциплинарных наук	Подготовка к ГИА	Задание на дом
1	2	3	4	5	6	7
<b>Повторение основных вопросов курса химии 8 класса (3 ч)</b>						
1	Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева в свете теории строения атома	ПСХЭ Д. И. Менделеева. Периодический закон. Атом			1.2	
2	Строение атома. Химическая связь. Кристаллические решетки	Химическая связь. Кристаллическая решетка и ее виды			1.1	
3	Химические свойства веществ различных классов неорганических соединений	Соли. Кислоты. Оксиды. Основания			1.6	

1	2	3	4	5	6	7
Тема 1. Электролитическая диссоциация (10 ч)						
4	Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация	Электролит. Неэлектролит. Электролитическая диссоциация, гидратация. Кристаллогидраты. Кристаллическая вода		Электрический ток. Ионы (анионы и катионы)	2.3, 2.4	§ 1, упр. 1-5, задача 1 (с. 13)
5	Диссоциация кислот, щелочей и солей	Кислоты, щелочи и соли с точки зрения ТЭД. Ступенчатая диссоциация кислот. Ион гидроксония	Испытание веществ на электронную проводимость	Основные классы неорганических соединений. Вода как универсальный растворитель для живых систем	2.5	§ 2, упр. 6-8, задача 2 (с. 13)
6	Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации	Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты			1.1-1.6	§ 3, упр. 9, 10 (с. 13)

Продолжение табл.

1	2	3	4	5	6	7
7	Реакции ионного обмена и условия их протекания	Реакции ионного обмена: полные и сокращенные ионные уравнения. Обратимые и необратимые химические реакции		Классификация химических реакций в неорганической химии	1.1–1.6	§ 4, упр. 1–3, задача 1 (с. 22)
8	Реакции ионного обмена и условия их протекания (урок-практикум)	Отработка алгоритма составления полных и сокращенных уравнений ионных реакций	Реакции обмена между растворами электролитов	Классификация химических реакций в неорганической химии	1.1–1.6	§ 4, упр. 4–5, задача 2 (с. 22)
9	Окислительно-восстановительные реакции	ОВР. Окислитель и восстановитель. Окисление и восстановление		Понятие о степени окисления и валентности	2.6	§ 5, упр. 6–7, задача 3 (с. 22)
10	Окислительно-восстановительные реакции (урок-практикум)	Расстановка коэффициентов методом электронного баланса в ОВР		Металлы и неметаллы	2.6	§ 5, упр. 8, задачи по карточкам

Продолжение табл.

1	2	3	4	5	6	7
11	Гидролиз солей	Гидролиз солей. Гидролиз по катиону и аниону. Гидролиз с разложением соединения	Действие индикаторов на растворы солей	Соли и их строение, классификация. Явление гидролиза в природе	1.2, 2.3-2.5	§ 6, упр. 9, подготовка к к. п. р. № 1 (с. 24)
12	П. р. № 1: решенные экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация»					Повторить § 1-7, подготовка к к. р.
13	Контрольная работа № 1 по теме «Электролитическая диссоциация»					Решение творческих задач по теме
Тема 2. Кислород и сера (9 ч)						
14	Положение кислорода и серы в ПСХЭ, строение их атомов. Аллотропные	Аллотропия. Аллотропная модификация. Озон как простое соединение		ПСХЭ Д. И. Менделеева. Биологическая роль кислорода	1.1, 1.2; 1.2.1 1.2.2	§ 7-8, упр. 1-3, задача 1 (с. 31)

1	2	3	4	5	6	7
	модификации кислорода и серы			и озона. Оксиды. Экологические проблемы современности		
15	Сера. Свойства и применение	Аллотропные модификации (ромбическая, моноклинная). Флотация		Биологическая роль серы	3.1.2	§ 9–10, упр. 3–6, задача 2 (с. 31)
16	Сероводород. Сульфиды	Сульфиды, гидросульфиды. Сероводород	Распознавание сульфид-ионов в растворе	Кислоты и соли. ОВР	3.1.2	§ 11, упр. 1–2, задача 2
17	Сернистый газ. Сернистая кислота и ее соли	Сернистый газ. Сульфиты и гидросульфиты	Распознавание сульфитионов в растворе	ОВР	3.1.2	§ 12, упр. 3–5, (с. 34)
18	Оксид серы (VI). Серная кислота и ее соли	Сульфаты. Гидросульфаты	Распознавание сульфатионов в растворе	ОВР	2.6 3.1.2	§ 13, упр. 2–3, задачи 1, 2 (с. 38)

Продолжение табл.

1	2	3	4	5	6	7
19	Окислительные свойства концентрированной серной кислоты	Серный ангидрид. Олеум. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами		ОВР	2.6 3.1.2	§ 13, упр. 1-3 (б), 4 (с. 38)
20	Практическая работа № 2: решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислородов»					Повторение § 13
21	Понятие о скорости химической реакции. Катализаторы. Химическое равновесие	Скорость химической реакции. Катализатор. Ингибитор. Химическое равновесие		Обратимые и необратимые химические реакции	2.1-2.2	§ 14, упр. 1-5 (с. 42)
22	Вычисления по химическим уравнениям	Решение расчетных задач		Моль, молярная масса вещества, молярный объем вещества	4.4.3	Решение задач по карточкам



1	2	3	4	5	6	7
Тема 3. Азот и фосфор (10 ч)						
23	Положение азота и фосфора в ПСХЭ, строение их атомов	Нитриды. Фосфиды. Валентность азота и фосфора		Химическая инертность. Энергия активации	3.1–3.2.1	§ 15, 16 упр. 1–5 (с. 52)
24	Аммиак: физические и химические свойства, получение и применение	Ион аммония, донорно-акцепторный механизм		Азотфиксация	3.1–3.2.1	§ 17, упр. 6–11, задача 1 (с. 52)
25	Соли аммония	Соли аммония. Двойные соли	Взаимодействие солей аммония со щелочами		3.1–3.2.1	§ 18, упр. 12–14 (с. 42)
26	Практическая работа № 3 «Получение аммиака и изучение его свойств»					§ 17–18, повторение

1	2	3	4	5	6	7
27	Азотная кислота. Строение молекул и получение	Химизм получения азотной кислоты	Взаимодействие азотной кислоты с основными оксидами	Скорость химической реакции. Катализаторы. Химическое равновесие	3.1–3.2.1	§ 19, упр. 3–6, задачи 1, 2 (с. 60)
28	Окислительные свойства азотной кислоты	Окислительные свойства азотной кислоты. Взаимодействие с металлами		ОВР	2.6	§ 19, упр. 1, 6 (а), задача 3
29	Соли азотной кислоты	Нитраты и особенности их разложения при нагревании	Качественная реакция на нитрат-ион	Соли. ОВР	2.6	§ 20, упр. 2, 8, 9 (с. 59)
30	Фосфор. Аллотропия и свойства	Белый, красный и черный фосфор	Качественные реакции на фосфор		2.1–2.2	§ 21, упр. 1–5, задачи 2, 3 (с. 70)

1	2	3	4	5	6	7
31	Оксид фосфора (V). Ортофосфорная кислота и ее соли. Минеральные удобрения	Фосфорный ангидрид. Ортофосфорная кислота. Гидрофосфат-ион, дигидрофосфат-ион. Простые и сложные минеральные удобрения	Определение фосфорных минеральных удобрений	Круговорот азота и фосфора в природе. Классификация минеральных удобрений. Агрономия	4.4.1 – 4.4.2	§ 22, 23, упр. 6–10 (с. 69). Анализ табл. 20
32	Практическая работа № 4 «Определение минеральных удобрений»					
<b>Тема 4. Углерод и кремний (8 ч)</b>						
33	Положение углерода и кремния в ПСХЭ, строение их атомов. Аллотропные	Аллотропия углерода. Алмаз, графит, карбин, фуллерены		Понятие о нанотехнологиях (на примере углеродных трубок)	3.1–3.2	§ 24, 25, упр. 1–7, задачи 1, 2 (с. 91). Подготов-



1	2	3	4	5	6	7
		слога газа на организм	действием карбонатов и гидрокарбонатов	говорит углерода в природе		
37	Кремний и его соединения. Стекло. Цемент	Кварц, карборунд, силициды, силикаты. Силикатная промышленность: керамика, стекло, цемент	Ознакомление с видами стекл. Коллекция «Стекло, изделия из стекла»		3.1, 1.1-1.6	§ 30-33, упр. 1, 3-5, 8, 9 (с. 101)
38	Практическая работа № 5 «Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов»				4.1-4.2	§ 27-29, упр. 22, 23, задача 5 (с. 91)
39	Подготовка к контрольной работе					

1	2	3	4	5	6	7
40	Контрольная работа № 2 по темам «Кислород и сера», «Азот и фосфор», «Углерод и кремний»					
<b>Тема 5. Общие свойства металлов (13 ч)</b>						
41	Анализ контрольной работы № 2. Положение металлов в ПСХЭ. Металлическая связь. Физические свойства металлов	Металлическая связь. Металлическая кристаллическая решетка	Рассмотрение образцов металлов	Металлы в физике. Электро- и теплопроводность	1.1–1.6, 3.1.1	§ 34–36, упр. 1–4, 8, 9, задачи 1, 2 (с. 112)
42	Химические свойства металлов. Ряд напряжения металлов	Электрохимический ряд напряжения металлов (ряд стандартных потенциалов металлов)	Взаимодействие металлов с растворами солей		3.1.1	§ 37, упр. 11–12, задача 4 (с. 112)

1	2	3	4	5	6	7
43	Щелочные металлы. Нахождение в природе, свойства и применение	Соли щелочных металлов. Аномальные свойства щелочных металлов	Ознакомление с особенностями важнейших солей калия, натрия и кальция	ОВР. Восстановители. Электрохимический ряд напряжений металлов	3.1.1	§ 39, упр. 1–5, 7, 8, задачи 2–3 (с. 119)
44	Кальций и его соединения	Соединения кальция, особенности химических свойств	Ознакомление с природными соединениями кальция	Роль кальция в природе. Проект «Школьное молоко»	3.1.1	§ 40–41 (до с. 123), упр. 1–12, задачи 1–2 (с. 125)
45	Жесткость воды и способы ее устранения	Жесткость воды. Понятие о титровании	Устранение жесткости воды		3.1.1	§ 41, упр. 13–14, задачи 3–4 (с. 125)
46	Алюминий: физические и химические свойства. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия	Понятие «амфотерность» на примере соединений алюминия	Получение гидроксида алюминия по реакции обмена. Взаимодействие	Классификация химических реакций. Реакция нейтрализации	3.1.1	§ 42, упр. 1–11, задачи 1, 2, 3 (с. 131)

1	2	3	4	5	6	7
			ствие гид- роксида алюминия с кислотой и щелочью			
47	Железо: нахож- дение в природе и свойства	Железо в свете представлений об ОВР	Качествен- ные реак- ции на ион железа		2.6	§ 43, упр. 1-3, задачи 1, 4 (с. 136)
48	Оксиды, гидро- ксиды и соли железа (II) и же- леза (III)	Химические свойства основ- ных соединений железа в разных степенях окисле- ния. Понятие о коррозии	Получение гидрокси- дов желе- за (II, III) и взаимо- действие их с кислотами		3.2.1- 3.2.4	§ 44, упр. 6-11, задача 3 (с. 136)
49	Понятие о метал- лургии. Способы получения метал- лов. Проблемы безотходного	Металлургия: чугун, сталь, легированные сплавы		Металлы. Коррозия. Получение металлов и общие	4.4	§ 35, 38, 45-47, упр. 1-3, 5-6, 11, 13-15,



1	2	3	4	5	6	7
	производства в металлургии и охраны окружающей среды			свойства. Экологические проблемы: кислотные дожди		задачи 4, 6 (с. 147)
50	Сплавы, их применение	Сплавы, интерметаллические соединения			2.6	§ 38, задачи 2, 3 (с. 112)
51	Практическая работа № 6: решение экспериментальных задач по теме «Металлы и их соединения»					Повторить тему «Металлы»
52	Подготовка к контрольной работе № 3					
53	Контрольная работа № 3 по теме «Металлы и их соединения»					

1	2	3	4	5	6	7
<b>Тема 6. Первоначальные представления об органических веществах.</b> <b>Введение в органическую химию (16 ч)</b>						
54	Первоначальные сведения о строении органических веществ. Положения теории органических соединений А. М. Бутлерова	Органические вещества: химическое строение, структурные формулы			3.4	§ 48, 49, упр. 1, 3, 4 (с. 163)
55	Изомерия. Упрощенная классификация органических соединений	Изомерия. Изомеры. Функциональные группы			3.4	§ 49, 50, упр. 2, 5, 8, задача 1 (с. 163)
56	Предельные углеводороды. Представители, физические и химические свойства, применение	Углеводороды. Алканы. Гомология. Гомологи. Гомологическая разность	Качественные реакции на алканы		3.4.1	§ 51, упр. 6, 7, задача 1 (с. 163)

1	2	3	4	5	6	7
57	Непределенные углеводороды. Этилен: физические и химические свойства	Непределенные углеводороды (алкены). Международная номенклатура алкенов. Полимеризация	Качественные реакции на алкены		3.4.1	§ 52, упр. 8–10, задача 2 (с. 163)
58	Ацетилен. Дienes углеродороды. Понятия о циклических углеводородах	Ацетиленовые углеводороды (алкины). Тройная связь. Диеновые углеводороды (алкадиены). Циклоалканы	Качественные реакции на алкины		3.4.1	§ 52, упр. 11–13, задача 3 (с. 163)
59	Природные источники углеводородов, их значимость. Защита атмосферного воздуха от загрязнений	Бензин. Керосин. Мазут. Нефтехимическая промышленность		Альтернативные виды топлива		§ 54, упр. 14–16, задачи по карточкам

1	2	3	4	5	6	7
60	Одноатомные спирты. Метанол и этанол: физиологическое действие на организм человека	Одноатомные предельные спирты. Радикал. Функциональная группа. Гидроксильная группа	Качественные реакции на этанол		3.4.2	§ 55, задачи по карточкам (на примере)
61	Многоатомные спирты. Этиленгликоль, глицерин	Многоатомные спирты. Качественная реакция			3.4.2	§ 55, подготовка проекта «Органические молекулы в действии»
62	Карбоновые кислоты. Муравьиная и уксусная кислоты	Карбоновые кислоты. Карбоксильная группа	Качественные реакции на карбоксильную группу		3.4.2	§ 56, упр. 4, 5, задачи 2, 4 (с. 173)
63	Высшие карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры. Биологическая роль жиров	Сложные эфиры. Мыла	Реакция этерификации		3.4.2	§ 56, упр. 6, задача 3 (с. 173)

1	2	3	4	5	6	7
64	Углеводы. Глюкоза, сахароза, крахмал и целлюлоза. Нахождение в природе. Биологическая роль	Жиры. Калорийность пищи. Углеводы. Гидролиз крахмала	Качественные реакции на глюкозу, крахмал		Повторем 1.1-1.3. Повторем 1.4-1.6	§ 57 упр. 7, 8, 9, задача 5 (с. 173); задачи на вычисление практического выхода продукта
65	Белки. Состав и биологическая роль	Аминокислоты. Незаменимые аминокислоты. Белки. Высокомолекулярные соединения. Гидролиз белков. Ферменты и гормоны	Денатурация белка		Повторем 2.1-2.3	§ 51, упр. 6, 7, задача 1 (с. 163)
66	Полимеры: полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид	Макромолекулы. Полимер. Мономер. Элементарное звено. Сте-			Повторем 2.4-2.6	§ 59, упр. 14-15

Окончание табл.

1	2	3	4	5	6	7
		пень полимеризации				
67	Контрольная работа № 4 по теме «Органические соединения»					
68–69	Итоговая контрольная работа					
70 (резерв)	Анализ контрольной работы					

# КОНСПЕКТЫ УРОКОВ

## ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ВОПРОСОВ

### КУРСА 8 КЛАССА (3 часа)

#### Урок 1

### ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА В СВЕТЕ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

**Цели:** обобщить и систематизировать знания о Периодическом законе и Периодической системе химических элементов; актуализировать знания о закономерностях изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе; закрепить практические навыки выполнения тестов ГИА по химии.

#### Ход урока

##### I. Актуализация знаний.

*Учитель организует повторение с учащимися правил поведения и техники безопасности в кабинете химии, говорит о порядке на рабочем месте. Напоминает, что для успешного усвоения предмета необходимо иметь учебник, тетрадь рабочую для повседневных записей уроков, две дополнительные тетради в клетку – для контрольных и практических работ, словарь для записи терминов и тетрадь (блокнот) для формул, ручки с цветными стержнями, карандаши, линейку, калькулятор. В словаре на каждую букву алфавита отводится одна-две страницы, где записывают определения понятий; обращает внимание учащихся на структуру курса химии в 9 классе.*

**Основные вопросы:** Периодический закон и Периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Радиусы атомов, их периодические изменения в системе химических элементов. Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам.

Учитель. Вспомним строение Периодической системы Д. И. Менделеева. Весь материальный мир состоит из атомов. Все виды атомов, как встречающиеся в природе, так и полученные искусственно, путем ядерных превращений, представлены в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева. Она имеет вид таблицы. Горизонтальные ряды, начинающиеся водородом или щелочным металлом и заканчивающиеся инертным газом, называют *периодами*. При движении по периоду слева направо металлические свойства последовательно сменяются неметаллическими. Наиболее типичные металлы, таким образом, расположены в начале периода, а элементы, для которых характерны неметаллические свойства, – в конце. Первый, второй и третий периоды называют малыми, а с четвертого по седьмой – большими. Седьмой период является незавершенным.

Вертикальные колонки Периодической системы называют *группами*. Каждая группа делится на две подгруппы – главную и побочную. В состав главных подгрупп входят элементы как больших, так и малых периодов, а в состав побочных – только больших периодов. Символы элементов, входящих в подгруппу, во многих вариантах Периодической системы записаны в определенной части клеточки, строго друг под другом, отличаясь от элементов другой подгруппы. В подгруппу входят элементы, имеющие близкие химические свойства. В то же время элементы главной и побочной подгрупп сильно различаются между собой. Например, галогены (фтор, хлор, бром, йод, астат) – элементы главной подгруппы седьмой группы – это типичные неметаллы, а в побочной подгруппе седьмой группы находятся металлы марганец, технеций и рений. При движении вниз по главной подгруппе металлические свойства нарастают, а неметаллические – убывают. Для элементов побочных подгрупп такую закономерность проследить не удастся, так как все элементы побочных подгрупп – металлы.



При движении по группам и периодам происходят последовательные изменения многих свойств элементов и простых веществ. В основе изменения свойств в группах лежит увеличение числа электронных слоев при движении вниз по Периодической системе. Это приводит к увеличению размера атомов, то есть возрастанию атомных радиусов, а следовательно – к ослаблению связи валентных электронов с ядром, что ведет к уменьшению электроотрицательности и усилению металлических свойств.

При движении по периоду слева направо число электронных слоев остается неизменным, а количество валентных электронов возрастает – это приводит к сжатию электронных облаков и, как следствие, к уменьшению атомных радиусов, а значит к усилению связи валентных электронов с ядром. В результате возрастает электроотрицательность, усиливаются неметаллические и ослабевают металлические свойства.

## II. Закрепление.

– Закончите таблицу, затем обсудим результат.

### ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ В ПЕРИОДАХ И ГРУППАХ

Формы существования химического элемента и их свойства		Изменения свойств	
		в главных подгруппах (сверху вниз)	в периодах (слева направо)
1		2	3
Атомы	Заряд ядра	Увеличивается	Увеличивается
	Число энергетических уровней	Увеличивается	Не изменяется и равно номеру периода
	Число электронов на внешнем уровне	Не изменяется и равно номеру группы	Увеличивается
	Радиус атома	Увеличивается	Уменьшается
	Восстановительные свойства	Усиливаются	Ослабевают

1		2	3
	Окислительные свойства	Ослабевают	Усиливаются
	Высшая положительная степень окисления	Постоянная и равна номеру группы (N)	Увеличивается от +1 до +7 (+8)
	Низшая степень окисления	Не изменяется и равна (8 – N)	Увеличивается от –4 до –1
Простые вещества	Металлические свойства	Усиливаются	Ослабевают
	Неметаллические свойства	Ослабевают	Усиливаются
Соединения элементов	Характер химических свойств высшего оксида и высшего гидроксид	Усиление основных свойств и ослабление кислотных свойств	Усиление кислотных свойств и ослабление основных

– Разберем примерные тесты ГИА.

**A1.** У атомов химического элемента углерода число электронов на внешнем электронном уровне равно:

1) 2; 2) 4; 3) 1; 4) 6.

**A2.** Схема распределения электронов по уровням – 2, 8, 5 – соответствует химическому элементу, степень окисления которого в водородном и высшем кислородном соединениях равна:

1) –5 и +3; 2) –2 и +6; 3) –1 и +7; 4) –3 и +5.

**A3.** В ряду оксидов  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$  происходит изменение свойств:

1) от основных к кислотным; 2) от кислотных к основным; 3) от основных к амфотерным; 4) от кислотных к амфотерным.

**A4.** Высший оксид  $\text{Э}_2\text{O}_5$  и летучее водородное соединение  $\text{ЭH}_3$  имеют элементы:

1) первой А группы; 2) третьей А группы; 3) пятой А группы; 4) седьмой А группы.

**Домашнее задание:** выписать в словарь и выучить ключевые термины по теме «Периодический закон и Периодическая система химических элементов»: формулировку Периодического закона, периода, группы; физический смысл порядкового номера, номера периода, группы; составить тесты по изученной теме.

## Урок 2

### СТРОЕНИЕ АТОМА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ

**Цель:** обобщить и систематизировать знания о видах и способах образования химической связи, видах кристаллических решёток; актуализировать знания по определению типов связи в простых и сложных веществах, определению типов кристаллических решёток и вспомнить, как предсказывать по ним физические свойства веществ; закрепить практические навыки выполнения тестов ГИА по химии.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

*Учащиеся выборочно выполняют тесты по теме: «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева».*

Примерный вариант теста:

**A1.** Атомы натрия и магния имеют:

- 1) одинаковое число электронов;
- 2) одинаковое число электронных уровней;
- 3) одинаковую степень окисления в оксидах;
- 4) одинаковое число протонов в ядрах.

**A2.** В ряду  $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$  свойства гидроксидов изменяются:

- 1) от основных к кислотным;
- 2) от кислотных к основным;

3) от кислотных к амфотерным;

4) от амфотерных к кислотным.

**A3.** Наибольший радиус атома имеет:

1) фтор;

3) бром;

2) хлор;

4) йод.

*Остальные выполняют химический диктант.*

– Вставьте пропущенные термины.

Свойства атомов элементов и их соединений изменяются ... (*периодически*) в группе и в периоде. Это зависит от ... (*строения атомов*) элементов. В периоде ... (*увеличиваются*) окислительные свойства неметаллов, так как ... (*увеличивается*) заряд ядра и число электронов на внешнем слое (а радиус атома частично стягивается). Также ... (*увеличивается*) электроотрицательность.

В группе (главной подгруппе) (сверху вниз) ... (*увеличиваются*) восстановительные свойства металлов, так как ... (*увеличиваются*) радиус атома и заряд ядра, но ... (*уменьшается*) электроотрицательность.

*Проверка диктанта и комментированное чтение.*

## **II. Актуализация знаний.**

### **1. Лекция-беседа.**

*Основные вопросы:* строение атома; атомное ядро; изотопы; понятие об электронном облаке, *s*- и *p*-электронах; строение электронных оболочек атомов элементов первых четырех периодов.

*Краткое содержание лекции.*

Атом, как вы знаете, включает в себя положительно заряженное ядро и электроны, имеющие отрицательный заряд. Ядро находится в центре атома и состоит из протонов и нейтронов. Фундаментальной характеристикой химического элемента явля-

ется *заряд ядра*, то есть число протонов в ядре. Протон имеет условный заряд  $+1$ , а электрон – равный ему по величине, но противоположный по знаку заряд  $-1$ . Таким образом,  $Z$  (заряд ядра) = число протонов = число электронов = порядковый номер элемента.

Как вы помните, *химический элемент* – это вид атомов с определенным зарядом ядра. Современная формулировка Периодического закона: «Свойства простых веществ и их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда их ядер».

Ядро атома помимо протонов, заряженных положительно, содержит электронейтральные частицы – нейтроны. Вся масса атома сосредоточена в ядре; массой электрона по сравнению с массами протонов и нейтронов можно пренебречь. Меняя число протонов в ядре, мы переходим от одного элемента к другому, то есть движемся по «клеточкам» Периодической системы. В то же время, если число протонов остается постоянным, а изменяется число нейтронов, то меняется лишь масса атома. Атомы одного и того же элемента могут содержать различное число нейтронов. Их называют *изотопами*. Сравним два изотопа водорода –  $^1\text{H}$  (протий) и  $^2\text{H}$  (дейтерий). Оба они имеют заряд ядра  $+1$ , ведь они представляют один и тот же элемент – водород. А вот массы у них различны, так как в их ядрах находится разное число нейтронов. Подсчитаем его, вычитая из массового числа (цифры, приведенной в правом верхнем углу у символа элемента) заряд ядра, то есть порядковый номер элемента:

$$^1\text{H}: \text{число нейтронов} = 1 - 1 = 0$$

$$^2\text{H}: \text{число нейтронов} = 2 - 1 = 1.$$

Электроны обладают свойствами не только частицы, но и волны (корпускулярно-волновой дуализм). Волна отличается от частицы тем, что ее положение в пространстве в данный момент времени зафиксировать невозможно. Именно поэтому правиль-

нее говорить об электро́не как об облаке («электронном облаке»), «размазанном» в околоядерном пространстве. По форме электронных облаков различают *s*-, *p*-, *d*- и *f*-электроны; *s*-электроны имеют форму шара, а *p*-электроны – объемной восьмерки.

Электроны, находящиеся в атоме, имеют разную энергию, иными словами, они находятся на различных энергетических уровнях. Чем больше номер уровня, тем выше энергия электрона. Число энергетических уровней равно номеру периода, в котором расположен элемент. На первом уровне максимально могут размещаться два электрона, на втором – восемь, на третьем – восемнадцать. В общем случае максимальная емкость уровня равна  $2n^2$ , где  $n$  – номер уровня. У элементов первого периода происходит заполнение только первого энергетического уровня, у элементов второго периода – первого и второго уровней, у элементов третьего периода заполняются уже три уровня. Поэтому первый период содержит всего два элемента – водород и гелий, второй – восемь. Однако к концу третьего периода третий энергетический уровень оказывается незавершенным. Его заполнение происходит у элементов четвертого периода, начиная со скандия и заканчивая цинком. Эти элементы, в атомах которых заполняются внутренние электронные слои, называют переходными. Они находятся в побочных подгруппах. Первый уровень содержит лишь *s*-электроны, второй уровень – два *s*- и шесть *p*-электронов, третий – два *s* -, шесть *p*- и десять *d*-электронов.

## 2. Тестовая работа в формате ГИА.

**A1.** Последовательности чисел в ряду 2, 8, 3 соответствует распределение электронов по слоям в атомах:

1) лития; 2) магния; 3) калия; 4) алюминия.

*Пояснение:* сумма электронов равна порядковому номеру элемента.  $2 + 8 + 3 = 13$ . Это элемент № 13. Или: Число электро-

нов на внешнем уровне 3, значит элемент находится в третьей группе; число электронных слоев 3, значит элемент находится в третьем периоде. Это алюминий.

**A2.** В атоме фосфора общее число электронов и число электронных слоев соответственно равны:

- 1) 31, 3; 2) 15, 5; 3) 15, 3; 4) 31, 5.

*Пояснение:* общее число электронов равно порядковому номеру элемента, число слоев – номеру периода. Для фосфора это числа 15 и 3.

**A3.** В атоме брома число электронных слоев и число электронов внешнего слоя соответственно равны:

- 1) 4, 5; 2) 3, 7; 3) 4, 7; 4) 4, 6.

*Пояснение:* число электронных слоев равно номеру периода, число электронов внешнего уровня – номеру группы. Для брома это числа 4 и 7.

**A4.** Заряд ядра атома химического элемента +20. Схема распределения электронов в его атоме:

- 1) 2, 8, 18, 2; 2) 2, 8, 2; 3) 2, 8, 8, 2; 4) 2, 8, 8, 3.

*Пояснение:* заряд ядра соответствует порядковому номеру химического элемента. Под № 20 в Периодической системе расположен кальций. В его атоме 4 электронных слоя (элемент IV периода) и 2 электрона на внешнем уровне (элемент II группы). Общее число электронов 20. Этому соответствует распределение электронов 2, 8, 8, 2.

### 3. Продолжение лекции-беседы.

*Основные вопросы:* химическая связь; кристаллические решётки.

#### *Краткое содержание.*

Вид химической связи, образующейся между атомами типичных металлов и типичных неметаллов, называется *ионной*

*связью*. При этом атомы металлов отдают валентные электроны атомам неметаллов и превращаются в катионы (+); атомы неметаллов, приняв электроны, становятся анионами (–).

Между атомами неметаллов образуется **ковалентная связь** за счет обобществления электронов. Связь между атомами с одинаковой электроотрицательностью называется **ковалентной**, с разной электроотрицательностью – **ковалентной полярной**. Общие электронные пары смещаются в сторону более электроотрицательного элемента. Каждая общая электронная пара соответствует одной связи, которая на структурной формуле изображается черточкой. Число связей совпадает с валентностью элемента.

Вещества с ионной связью образуют **ионные кристаллические решетки**. Физические свойства веществ с ионной решеткой, как правило, таковы: тугоплавкие, нелетучие, хрупкие, в растворе проводят электрический ток.

Вещества с ковалентной связью образуют как **атомные кристаллические решетки** (тугоплавкие, твердые, нелетучие, нерастворимые вещества, например алмаз, кварц), так и **молекулярные кристаллические решетки** (летучие, легкоплавкие, хрупкие вещества, при обычных условиях, как правило, газы или жидкости, например лед, йод, сахар).

#### 4. Тестовая работа в формате ГИА.

**A1.** Химическая связь в оксиде калия:

- 1) ковалентная полярная;
- 2) ковалентная неполярная;
- 3) **ионная**;
- 4) металлическая.

**Пояснение:** оксид калия – соединение металла с неметаллом, связь ионная.

**A2.** Наиболее ярко выраженная ионная химическая связь образуется в соединениях натрия с элементом, заряд атомного ядра которого:

- 1) +14; 2) +9; 3) +15; 4) +1.



*Пояснение:* № 14 – Si; № 9 – F; № 15 – P; № 1 – H.

Наибольшей электроотрицательностью обладает F. Значит, наиболее ионной будет связь Na с F.

**А3.** Вещества, формулы которых RbF, HF, F<sub>2</sub>, образованы химическими связями соответственно:

- 1) ковалентной неполярной, ковалентной полярной, ионной;
- 2) ионной, ковалентной неполярной, ковалентной полярной;
- 3) ионной, ковалентной полярной, ковалентной неполярной;
- 4) ковалентной полярной, ионной, ковалентной неполярной.

*Пояснение:* RbF – соединение металла с неметаллом, ионная связь, HF – соединения атомов неметаллов с разной электроотрицательностью, ковалентная полярная связь, F<sub>2</sub> – соединение между одинаковыми атомами, ковалентная неполярная связь.

**Домашнее задание:** выписать в словарь и выучить ключевые термины по теме «Строение атома. Химическая связь. Кристаллические решётки», повторить физический смысл порядкового номера, номера периода, группы, определения типов химической связи; составить 5 тестов по изученной теме.

### Урок 3

## ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель:** обобщить и систематизировать знания об основных химических свойствах оксидов, оснований, кислот и солей; закрепить практические навыки выполнения тестов ГИА по химии.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

*Ученики выборочно задают друг другу составленные тесты по теме «Строение атома. Химическая связь».*

## Примерные тесты:

1. Соединения с ковалентной полярной связью образуются между атомами:

- 1) типичных металлов и типичных неметаллов;
- 2) **разных неметаллов;**
- 3) одинаковых неметаллов;
- 4) металлов.

2. Химическая связь, образованная атомами с одинаковой электроотрицательностью, называется:

- 1) **ковалентной неполярной;**
- 2) ковалентной полярной;
- 3) донорно-акцепторной;
- 4) водородной.

3. Группа веществ с ковалентной полярной химической связью:

- |  |  |
|--|--|
| 1) $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{CS}_2$ , $\text{HCl}$ ; | 3) $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{Cl}_2$ , $\text{HCl}$ ; |
| 2) $\text{KF}$ , $\text{O}_3$ , $\text{HBr}$ ,           | 4) $\text{O}_2$ , $\text{NaCl}$ , $\text{H}_2\text{S}$ . |

4. Ковалентной неполярной связью образованы молекулы веществ:

- |  |   |
|--|---|
| 1) $\text{O}_3$ , $\text{N}_2$ , $\text{H}_2$ , $\text{O}_2$ ; | 3) $\text{NH}_3$ , $\text{CO}$ , $\text{CO}_2$ , $\text{H}_2\text{O}$ ; |
| 2) $\text{O}_2$ , $\text{O}_3$ , $\text{CO}$ , $\text{NH}_3$ ; | 4) $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{O}_2$ , $\text{N}_2$ , $\text{H}_2$ .  |

5. Между химическими элементами с порядковыми номерами 3 и 16 образуется связь:

- |                   |                            |
|-------------------|----------------------------|
| 1) металлическая; | 3) ковалентная полярная;   |
| 2) <b>ионная;</b> | 4) ковалентная неполярная. |

*Класс выполняет химический диктант с заданием вставить пропущенные термины:*

Порядковый номер элемента в Периодической системе равен ... (*заряду атома, числу протонов*) в ядре, общему числу ... (*электронов*) в атоме. Число ... (*нейтронов*) определяется как

разница между ... (*атомной массой*) элемента и его ... (*порядковым номером*). Номер группы для элементов главных подгрупп равен ... (*числу валентных электронов*) (электронов внешнего электронного слоя), высшей валентности и высшей степени окисления. Низшую степень окисления и валентность (в соединениях с металлами и водородом) неметаллов определяют как разницу между цифрой ... (*8 и № группы*). Номер периода указывает на число ... (*электронных слоев*) (энергетических уровней) в атоме. У элементов одной группы главной подгруппы одинаковое число ... (*валентных электронов*), у элементов одного периода одинаковое число ... (*электронных слоев*).

Атомы с одинаковым зарядом ядра, но разной массой называются ... (*изотопами*); в их ядрах одинаковое число ... (*протонов*), но разное число ... (*нейтронов*).

Максимально на первом электронном слое может быть ... (2) электрона, на втором – ... (8), на третьем – ... (18).

## **II. Актуализация знаний.**

Беседа по вопросам:

1. Классификация неорганических соединений. (*Простые, сложные; сложные делятся на оксиды, основания, кислоты, соли.*)

2. Дать определение основных классов соединений: оксидов, оснований, кислот, солей. (*Оксид – сложное вещество, состоящее из атомов кислорода и какого-либо металла или неметалла. Основание – сложное соединение, состоящее из атомов Me и гидроксогрупп. Кислота – это сложное соединение, состоящее из атомов H и кислотного остатка. Соль – это сложное соединение, состоящее из атомов Me и кислотного остатка.*)

Составление обобщающей таблицы по химическим свойствам веществ разных классов.

	Металл	Основный оксид	Основание	Соль	Вода
1	2	3	4	5	6
Неметалл	Образуются различные продукты: а) соли бескислородных кислот; б) оксиды; в) гидриды; г) нитриды и др. $S + Fe = FeS$	Неметаллы $H_2, C, Si$ восстанавливают металлы из их оксидов: $C + CuO = Cu + CO$	Неметаллы $Cl_2, Br_2, P, Si$ диспропорционируют в растворах щелочей: $Cl_2 + 2KOH = KCl + KClO + H_2O$	Более активные галогены вытесняют менее активные из их солей: $Cl_2 + 2KBr = Br_2 + 2KCl$	Галогены взаимодействуют с водой: $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$
Кислотный оксид	Взаимодействуют в очень редких случаях: $CO_2 + 2Mg = 2MgO + C$	Образуется соль: $CO_2 + CaO = CaCO_3$	Образуются соль и вода: $P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$	Нелетучие оксиды вытесняют летучие из их солей: $SiO_2 + K_2CO_3 = CO_2 + K_2SiO_3$	Образуется кислота: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ Исключение: $SiO_2$
Кислота	Образуются соль и продукт восстановления кислоты: $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow$ ; $2H_2SO_4(конц.) + Cu = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$	Образуются соль и вода: $2HNO_3 + MgO = Mg(NO_3)_2 + H_2O$	Образуются соль и вода (реакция нейтрализации): $H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$	Образуются новая соль и новая кислота: $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$	—
Соль	Образуются новая соль и менее активный металл: $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$	Не реагируют	При взаимодействии растворимой соли со щелочью образуются новая соль	При взаимодействии двух растворимых солей образуются две новые соли:	Возможен гидролиз: $Na_2CO_3 + H_2O = NaHCO_3 + NaOH$

1	2	3	4	5	6
			и новое основание: $\text{CuSO}_4 +$ $+ 2\text{KOH} =$ $= \text{Cu}(\text{OH})_2 +$ $+ \text{K}_2\text{SO}_4$	$\text{AgNO}_3 +$ $+ \text{NaCl} =$ $= \text{AgCl} \downarrow +$ $+ \text{NaNO}_3$	
Вода	Щелочные и щелочно- земельные металлы образуют щелочи	Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов образуют щелочи	Не реагируют	Возможен гидролиз	Не реагируют

**Домашнее задание:** выучить химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей по таблице, составленной в классе.

## Тема 1. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ (10 час)

### Урок 4 ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИИАЦИЯ

**Цели:** познакомить с понятиями *электролит, неэлектролит, электролитическая диссоциация, гидратация, кристаллогидраты*, с практическим применением кристаллогидратов в быту, промышленности.

### Ход урока

#### I. Актуализация знаний.

Вопрос:

– Знакомы ли вам понятия, записанные в названии темы?

Сформулируйте цель урока.

*Примерный ответ учащихся:* «Цель: узнать, что такое электролитическая диссоциация, почему она происходит, как влияет на свойства веществ».

## II. Изучение нового материала.

Инструктаж по технике безопасности.

Демонстрационный эксперимент.

*С помощью самодельного прибора демонстрируется электропроводность различных веществ.*

Задания для учащихся:

1. Пронаблюдайте за тем, какие вещества проводят ток, а какие не проводят.
2. Запишите в тетради в две колонки формулы этих веществ, указывая буквами агрегатное состояние и тип химической связи.
3. Озаглавьте каждую колонку, используя слова «электролит», «неэлектролит».

Выдвижение проблемы:

– В чем причина электропроводности одних веществ и отсутствие её у других?

*Наблюдение, обсуждение, выдвижение гипотез, объясняющих результат опыта.*

а) Сначала исследуете на электропроводность кристаллический NaCl. Если поднести сухие электроды прибора к сухой соли, то мы увидим, что кристаллический NaCl не проводит электрический ток (лампочка не загорится). Формулируем **вывод**: кристаллический NaCl не проводит электрический ток.

б) Далее проверяете электропроводность дистиллированной воды. Экспериментально доказано, что химически чистая вода не проводит электрический ток (лампочка не загорается).

в) Растворяете кристаллик соли в дистиллированной воде и вносите в полученный раствор электроды прибора. Лампочка ярко загорается.

**Вывод:** водный раствор NaCl проводит электрический ток.

*Учитель подводит итог выполненных экспериментов.*

***Электрический ток проводят только те вещества, которые содержат свободные ионы (растворы или расплавы).***

Дистиллированная вода практически не содержит ионы, а в твердом NaCl все ионы связаны, поэтому кристаллический хлорид натрия и вода ток не проводят. В растворе же соли содержатся свободные ионы, поэтому раствор проводит электрический ток, то есть является электролитом.

Демонстрационный эксперимент.

– Наливаете в три стакана растворы  $\text{CuSO}_4$ , NaOH, HCl, испытываете их проводимость. Лампочка загорается во всех трех растворах. Данные растворы являются электролитами.

**Вывод:** в растворах солей, кислот и щелочей содержатся свободные ионы, способные проводить электрический ток. Значит, эти вещества являются электролитами. В кристаллическом состоянии соли и щелочи электрической проводимостью не обладают. Только при растворении или расплавлении этих веществ, когда появляются свободные ионы, эти вещества становятся электролитами.

Объяснение учителя с элементами беседы.

*1. Что такое электрический ток?*

Ответ: электрический ток – это движение электронов (электронная проводимость); электрический ток – это движение ионов (ионная проводимость).

Вещества, растворы или расплавы которых способны проводить электрический ток, называются **электролитами**. Электролиты – вещества, обладающие электропроводностью ионного типа.

Соответственно вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрического тока, называются **неэлектролитами**.

*2. Какова главная причина диссоциации?*

Ответ: гидратация ионов.

В растворе или расплаве электролиты распадаются на ионы – диссоциируют. Распад электролитов на ионы при растворении их в воде называется *электролитической диссоциацией*. Электролитическая диссоциация происходит вследствие взаимодействия полярных молекул растворителя с молекулами или кристаллической решеткой растворимого вещества. Молекулы растворителя разрушают кристаллическую решетку и переводят ионы в раствор в форме сольватированных заряженных частиц. Растворенное вещество и растворитель оказывают обоюдное влияние: полярные молекулы растворителя разрушают кристаллическую решетку, а высвобождающиеся ионы, переходя в раствор, вызывают упорядочивание молекул растворителя. В то же время полярные молекулы растворителя ориентированы в соответствии с зарядом ионов.

### 3. Классификация ионов.

Заряд иона	Положительный (катион)	Отрицательный (анион)
Простые	$H^+$ ; $K^+$ ; $Al^{3+}$	$Cl^-$ ; $F^-$ ; $S^{2-}$
Сложные	$NH_4^+$	$SO_4^{2-}$ ; $PO_4^{3-}$

4. Основоположники теории: С. Аррениус (1859–1927 гг.), И. А. Каблуков (1857–1942 гг.)

Идеи С. Аррениуса, разработанные в 1887 г., составили основу теории электролитической диссоциации. Согласно ей, при растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные частицы. Под действием постоянного электрического тока неупорядоченное движение ионов в растворе или расплаве переходит в упорядоченное: положительно заряженные ионы (они называются *катионами*) движутся к катоду, отрицательно заряженные (называются *анионами*) – к аноду. Одновременно с распадом электролита на ионы происходит объединение ионов в молекулы. Поэтому электролитическая диссоциация является обратимым процессом



и при написании уравнений диссоциации указывается, что реакция идет в обе стороны. В 1903 г. С. Аррениус был награжден Нобелевской премией.

### **III. Закрепление изученного.**

*Упражнение 1.* Допишите незаконченные предложения.

1. Причиной того, что растворы электролитов проводят электрический ток, являются... (*ионы – катионы и анионы*).

2. Молекула воды имеет особое строение и является... (*ди-полем*).

3. Процесс взаимодействия молекул воды с частицами вещества называется... (*гидратацией*).

4. Лучше всего диссоциируют вещества с типом связи... (*ионной и ковалентной полярной*).

5. Процесс распада электролита на ионы называется... (*электролитической диссоциацией*).

*Упражнение 2.* Какие утверждения верны (запишите на полях номера верных утверждений):

**1. Электролиты проводят электрический ток.**

**2. Если вещество находится в сухом виде, оно ток не проводит.**

3. Источником тока в растворе электролита являются электроны.

4. Катионы заряжены отрицательно, анионы – положительно.

**5. Растворы электролитов проводят ток из-за наличия в них положительных и отрицательных ионов.**

**6. Процесс взаимодействия воды с частицами вещества называется гидратацией.**

7. Дистиллированная вода проводит ток.

**8. Причиной диссоциации веществ в воде является особое строение молекулы воды.**

9. Все растворимые кислоты – сильные электролиты.

**10. Все растворимые основания и соли – сильные электролиты.**

*Упражнение 3.* Напишите формулы электролитов, в водном растворе которых имеются ионы:

а)  $\text{Na}^+$  и  $\text{S}^{2-}$  б)  $\text{Co}^{3+}$  и  $\text{NO}_2^-$  в)  $\text{K}^+$  и  $\text{OH}^-$  г)  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{HCO}_3^-$   
д)  $\text{CuOH}^+$  и  $\text{Cl}^-$ .

Назовите эти электролиты.

**Домашнее задание:** § 1, упр. 1–5 (с. 13), задача 1 (с. 13); написать в словарь и выучить термины (*электролиты, неэлектролиты, ионы, катионы, анионы, гидратация, электролитическая диссоциация*); записать основные положения ТЭД.

## Урок 5

### ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ЩЕЛОЧЕЙ И СОЛЕЙ

**Цели:** дать определение кислот, щелочей и солей с точки зрения ТЭД; научить записывать уравнения диссоциации кислот, щелочей и солей, познакомить со строением иона гидроксония.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

*Первый ученик у доски – упр. 4 (с. 13), дополнительное задание – составить уравнения диссоциации соляной и серной кислот.*

*Второй ученик у доски – упр. 5 (с. 13), дополнительное задание – составить уравнения диссоциации гидроксида натрия, гидроксида калия.*

*Третий ученик у доски – упр. 7 (с. 13).*

**Фронтальный опрос** по домашнему заданию: упр. 1–3 (с. 13), дополнительные вопросы:

– Какие вещества называются электролитами? Какой у них тип связи? (*Электролит – вещество, раствор или расплав которого проводит электрический ток вследствие его диссоциации на ионы. У них ионный тип связи.*)

– Какие вещества называются неэлектролитами? Какой у них тип связи? (*Неэлектролиты – вещества, в растворе или расплаве не проводящие электрический ток. У них ковалентная связь.*)

– Чем атомы отличаются от ионов? (*Ион – одноатомная или многоатомная электрически заряженная частица. Атом – химически неделимая, незаряженная частица.*)

– Что такое диссоциация? (*Распад молекулы электролита на ионы под воздействием электрического тока.*)

## **II. Изучение нового материала.**

– Обратимся к записям на доске.

1. *Диссоциация кислот.* Что общего в диссоциации кислот? Ответ: все кислоты при диссоциации образуют катионы водорода. Как это сказывается на свойствах кислот? Ответ найдите в учебнике на с. 11, табл. 1.

2. *Диссоциация щелочей.* Что общего в диссоциации щелочей? Ответ: все щелочи при диссоциации образуют анионы гидроксогрупп. Как это сказывается на свойствах щелочей? Ответ найдите в учебнике на с. 11, табл. 1.

3. *Диссоциация солей.* Что общего в диссоциации солей? Ответ: все соли при диссоциации образуют катионы металла (исключение – ион аммония  $\text{NH}_4^+$ ) и анионы кислотного остатка.

– Как это сказывается на свойствах кислот? Ответ найдите в учебнике на с. 11, табл. 1.

Постановка проблемного вопроса:

– В чём особенность диссоциации многоосновных кислот, кислых солей?

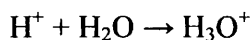
Ответ: диссоциация протекает ступенчато:

А) I ступень:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$

II ступень:  $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Суммарное уравнение:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Кроме того, установлено, что при диссоциации молекул кислот образуются не свободные ионы водорода, а их гидраты – ионы гидроксония:



Б) I ступень:  $\text{NaHSO}_4 \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$

II ступень:  $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Суммарное уравнение:  $\text{NaHSO}_4 \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$

Диссоциация по первой ступени больше, чем по второй.

### III. Закрепление изученного.

Тестовая работа с использованием сборника [16]\*.

1. С образованием сульфат-аниона диссоциирует вещество, имеющее формулу:

- |                              |                                   |
|------------------------------|-----------------------------------|
| 1) $\text{K}_2\text{S}$ ;    | 3) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ; |
| 2) $\text{K}_2\text{SO}_3$ ; | 4) $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .     |

*Пояснение:* сульфат-анион  $\text{SO}_4^{2-}$  образуется при диссоциации серной кислоты и ее растворимых солей.

2. При растворении в воде ионы  $\text{SO}_3^{2-}$  образуют все вещества группы:

- |   |  |
|---|--|
| 1) $\text{CaSO}_3$ , $\text{K}_2\text{SO}_3$ , $\text{Cu}_2\text{SO}_3$ ; | 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , $\text{PbSO}_3$ , $\text{MgSO}_3$ ;                      |
| 2) $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , $\text{BaSO}_3$ , $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; | 4) $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , $\text{K}_2\text{SO}_3$ , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ . |

*Пояснение:* ионы  $\text{SO}_3^{2-}$  образуются при диссоциации растворимых сульфитов, к ним относятся сульфиты натрия, калия, аммония.

---

\* Здесь и далее цифры в квадратных скобках обозначают порядковый номер цитируемой работы по списку литературы, размещенному в конце пособия, – см. с. 312–313.

3. Вещества, которые в растворе образуют гидроксид-ионы, находятся в группе:

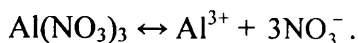
- 1)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;      3)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{LiOH}$ ;  
2)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ;    4)  $\text{KOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

*Пояснение:* гидроксид-анионы образуют растворимые основания.

4. Количество (в молях) катионов и анионов, образующихся при полной диссоциации 1 моля нитрата алюминия, соответственно равно:

- 1) 3 и 1;                                      3) 2 и 3;  
2) 1 и 3;                                      4) 3 и 2.

*Пояснение:* запишем уравнение диссоциации нитрата алюминия:



Катионов  $\text{Al}^{3+}$  получилось 1 моль, анионов  $\text{NO}_3^-$  – 3 моля.

5. Катионы аммония и нитрат-анионы образуются при диссоциации вещества:

- 1)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ;                                      3)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;  
2)  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ;                                      4)  $\text{NaNO}_3$ .

*Пояснение:* катион  $\text{NH}_4^+$  и анион  $\text{NO}_3^-$  получаются при диссоциации  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

6. При растворении в воде катионы металлов образуют все вещества группы:

- 1)  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{CuCl}_2$ ;                      3)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  
2)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ;    4)  $\text{MgF}_2$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{NaBr}$ .

*Пояснение:* катионы металлов образуются при диссоциации всех растворимых солей и оснований, кроме солей и гидроксида аммония. Следовательно, растворимые вещества представлены в группе 3.

7. Метилоранж, который добавили в сосуд с водой, приобретает красную окраску, если:

- 1) в воду пропустить углекислый газ;
- 2) растворить в воде хлорид калия;
- 3) бросить в воду порошок оксида кремния;
- 4) опустить в воду кусочек натрия.

*Пояснение:* метилоранж приобретает красную окраску в кислотной среде, которая образуется при растворении в воде кислот и кислотных оксидов. Из перечисленных веществ к кислотным оксидам относятся оксид кремния ( $\text{SiO}_2$ ) и углекислый газ.  $\text{SiO}_2$  нерастворим в воде.  $\text{CO}_2$  растворяется с образованием угольной кислоты:  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ , катионы водорода обеспечивают кислотную среду.

**Домашнее задание:** § 2, упр. 8 (с. 13).

## Урок 6

### СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ. СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ

**Цели:** познакомить с понятиями *сильный электролит* и *слабый электролит*, *степень диссоциации*; закрепить умение писать уравнения диссоциации кислот, щелочей и солей.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

*Первому ученику у доски:*

– Дайте определение солям с точки зрения ТЭД. Приведите примеры.

*Второму ученику у доски:*

– Дайте определение кислотам с точки зрения ТЭД. Приведите примеры.

*Третьему ученику у доски:*

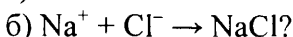
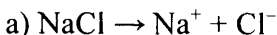
– Дайте определение щелочам с точки зрения ТЭД. Приведите примеры.

*Четвертому ученику у доски:* упр. 8, с. 13 (из домашнего задания).

**Фронтальная работа для класса:**

1) Запишите уравнения диссоциации веществ:  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ .

2) Что показывают уравнения:



Как осуществить эти процессы в домашних условиях?

Ответ: в первом случае – растворить соль в воде, при этом она даст указанные ионы. Во втором случае – выпарить воду, при этом образуются кристаллы поваренной соли.

## **II. Изучение нового материала.**

**Постановка проблемного вопроса:**

– От чего зависит сила электролита?

**Сила электролита** – способность электролита образовывать ионы. Степень диссоциации выражается отношением числа распавшихся на ионы молекул к общему числу молекул в растворе. Важной характеристикой электролитов служит степень диссоциации  $\alpha$ :

Электролиты (по силе)	Степень диссоциации ( $\alpha$ )	Примеры
Сильные	$\approx 100 \%$	Растворимые в воде соли, основания ( $\text{Li} - \text{Fr}$ ; $\text{Ca} - \text{Ra}$ ), сильные минеральные кислоты
Средней силы	3...30 %	$\text{HNO}_2$ , $\text{HF}$ , $\text{H}_2\text{CO}_3$ , $\text{H}_2\text{SO}_3$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$
Слабые	$< 3 \%$	Гидроксиды <i>d</i> -элементов в низкой степени окисления; амфотерные соединения, органические кислоты, $\text{NH}_4\text{OH}$ , $\text{H}_2\text{O}$

Дополнения: силу кислородсодержащих кислот можно определить по следующему правилу:

$H_nRO_m$ , где R – кислотообразующий элемент,  $n$  – число атомов водорода,  $m$  – число атомов кислорода. Если  $m - n = 0$ , кислота очень слабая;  $m - n = 1$  – слабая;  $m - n = 2$  – сильная;  $m - n = 3$  – кислота очень сильная.

*Упражнение*: рассчитайте силу кислоты.

I вариант:  $HNO_2$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HClO_3$ .

II вариант:  $HNO_3$ ,  $H_2SO_3$ ,  $HClO_4$ .

Решение.

I вариант

$HNO_2$   $2 - 1 = 1$  – слабая;

$H_2SO_4$   $4 - 2 = 2$  – сильная;

$HClO_4$   $4 - 1 = 3$  – очень сильная;

II вариант

$HNO_3$   $3 - 1 = 2$  – сильная.

$H_2SO_3$   $3 - 2 = 1$  – слабая.

$HClO_3$   $3 - 1 = 2$  – сильная.

Учитель. Что же касается бескислородных кислот, то к сильным относятся: HI, HBr, HCl;

к слабым – остальные бескислородные кислоты.

**Количественные характеристики** силы электролита:

1)  $\alpha$  (степень электролитической диссоциации), определяется опытным путем.

2)  $K_d$  (константа диссоциации) – более общая характеристика способности электролита к диссоциации. Она зависит от: а) от природы электролита и растворителя; б) температуры раствора.

**Демонстрация опытов:**

С помощью прибора для работы с электрическим током определяется электропроводность веществ с различным видом химической связи и их растворов:

а)  $NaCl$ (кр.),  $H_2O$ , раствор  $NaCl$ ;

б) растворы  $HCl$ ,  $CH_3COOH$ ;

в) раствор  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .



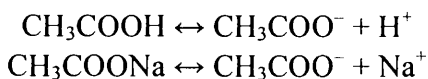
Условия, влияющие на степень диссоциации:

- а) разбавление раствора электролита → наблюдаем более яркое свечение лампочки ⇒ диссоциация усилилась;
- б) нагревание раствора электролита → наблюдаем более яркое свечение лампочки ⇒ диссоциация усилилась;
- в) введение одноимённых ионов → наблюдаем уменьшение свечения лампочки ⇒ диссоциация уменьшилась.

Лабораторный опыт.

При добавлении в пробирку твердого ацетата натрия процесс выделения водорода замедляется и прекращается. Под влиянием ацетат-ионов диссоциация подавляется,  $\alpha$  (степень электролитической диссоциации) уменьшается.

$\text{Zn} + 2\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn} + \text{H}_2\uparrow$  (наблюдаем выделение водорода).



**Запомнить!**

- Чем меньше концентрация электролита в водном растворе, тем выше степень диссоциации.
- Чем выше температура раствора электролита, тем выше степень диссоциации.
- Под влиянием одноимённых ионов  $\alpha$  (степень электролитической диссоциации) уменьшается.

**Домашнее задание:** § 3, ответить на вопросы 9, 10 (с. 13).

## Урок 7

### РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА И УСЛОВИЯ ИХ ПРОТЕКАНИЯ

**Цели:** познакомить с понятием «реакции ионного обмена», с условиями, при которых они протекают; формировать навыки составления полных и сокращённых ионных уравнений.

## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

Выполнение упражнения (у доски).

*Первый ученик приводит определение кислот, оснований, средних и кислых солей с точки зрения представлений об электролитической диссоциации.*

*Второй ученик, используя понятие степени диссоциации, объясняет смысл понятий «сильная кислота», «слабая кислота».*

Примерный ответ: Сильная кислота в водном растворе полностью диссоциирует на ионы:  $\alpha \rightarrow 100\%$ . К таким кислотам относятся  $\text{HCl}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ . Слабая кислота в водном растворе не полностью диссоциирует на ионы. В таком растворе одновременно содержатся продукты диссоциации и ассоциации (ионы и молекулы электролита):  $\alpha \rightarrow 0$ . К слабым относятся  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

Фронтальная беседа по вопросам.

1. Какая величина количественно определяет распад электролита на ионы? (*Степень диссоциации.*)

2. Что называется степенью электролитической диссоциации? (*Отношение числа распавшихся на ионы молекул к общему числу молекул, находящихся в растворе.*)

3. Если  $\alpha$  ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) = 0,3, что это означает? (*Это означает, что из каждых 100 молекул  $\text{CH}_3\text{COOH}$  на ионы распадается только тридцать.*)

4. На какие группы делятся электролиты по величине степени диссоциации? Ответ поясните. (*На сильные, средние и слабые.*)

5. В молекулах каких кислот – сильных или слабых – ионы водорода прочнее связаны с кислотным остатком? (*В молекулах слабых кислот.*)

6. Почему воду считают и кислотой, и основанием? (*Вода является слабым электролитом, в ничтожно малой степени*

она одновременно образует и катионы водорода  $H^+$  (чем и называется кислоту), и анионы  $OH^-$  (как основание).)

7. Какие факторы влияют на степень электролитической диссоциации? Перечислите. (Разбавление и повышение температуры усиливают диссоциацию, а введение одноимённых ионов ослабляет.)

8. Дан раствор слабого электролита. Как увеличить степень электролитической диссоциации? Предложите несколько способов. (Разбавить и подогреть раствор; просто разбавить; просто подогреть.)

## II. Изучение нового материала.

Введение в тему.

1. Свойства ионов.

Полезно вспомнить с учащимися, чем ионы отличаются от атомов. Для этого проводится работа по заполнению первого столбца таблицы.

### ЧЕМ ИОНЫ ОТЛИЧАЮТСЯ ОТ АТОМОВ

Что знаем	Что узнали
1	2
<p>1. Строением.</p> <p>Например, атом натрия имеет заряд ядра +11, три электронных слоя, на внешнем слое – 1 электрон. Атом электронейтрален.</p> $Na \quad (+11)_2)8)_1$ <p>Ион натрия образуется в результате потери атомом одного электрона, поэтому заряд ядра будет тот же, но число электронов на один меньше, то есть 10, два электронных слоя, на внешнем слое восемь электронов.</p> $Na^+)_2)8$	<p>Некоторые ионы бесцветны, а другие окрашены.</p> <p>Бесцветные катионы: <math>H^+</math>, <math>Na^+</math>, <math>K^+</math>, <math>Ca^{2+}</math>, <math>Zn^{2+}</math> и т. д.</p> <p>Бесцветные анионы: <math>Cl^-</math>, <math>OH^-</math>, <math>NO_3^-</math>, <math>SO_4^{2-}</math>, <math>CO_3^{2-}</math> и т. д.</p> <p>Окрашенные катионы: <math>Cu^{2+}</math> – голубого цвета, <math>Fe^{3+}</math> – желтоватые.</p> <p>Окрашенные анионы: <math>MnO_4^-</math> – фиолетового цвета, <math>Cr_2O_7^{2-}</math> – оранжевого цвета.</p> <p>Для каждого из них характерны специфические химические свойства. Качественные реакции позволяют обнаружить в растворе тот или иной</p>

1	2
<p><b>2. Свойствами.</b></p> <p>Атомы натрия химически очень активны: при обычных условиях окисляются на воздухе, реагируют с водой.</p> <p>Ионы натрия этими свойствами не обладают</p>	<p>ион по выпадению осадка или выделению газа при действии реагента. Так, на <math>\text{SO}_4^{2-}</math> реагентом является <math>\text{Ba}^{2+}</math>, выпадает белый, нерастворимый в кислотах осадок <math>\text{BaSO}_4</math>.</p> <p>Некоторые качественные реакции приведены в учебнике (табл. 3 на с. 13–14)</p>

## 2. Реакции ионного обмена.

*Изучение этого материала целесообразно провести, выполняя лабораторный опыт 2, с. 23 учебника.*

Постановка цели работы: изучить три случая, при которых обменные реакции в растворах электролитов идут до конца.

*Учитель сообщает правила составления ионных уравнений, учащиеся записывают их в тетради.*

1) Сильные электролиты представляют только в ионном виде.

2) Нерастворимые соединения, газы, слабые электролиты представляют только в молекулярном виде. Газ отмечают стрелкой, направленной вверх, осадок – стрелкой, направленной вниз.



3) Дается название уравнению: *полное ионное уравнение.*

*Учитель повторяет закон electroneutrality растворов: сумма положительных и отрицательных зарядов ионов в обеих частях равенства должна быть равна нулю.*

4) Устно подсчитывают сумму зарядов в правой и левой частях уравнения, она должна быть равна нулю. Заряд молекулы также равен нулю (для  $\text{CaCO}_3$ ).

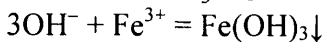
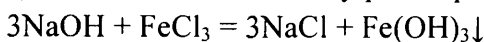
*Учащиеся вначале составляют молекулярные уравнения реакций, затем ионные. Учитель подробно рассматривает один пример на доске, отвечает на вопросы.*

Учитель. Сокращённые ионные уравнения выражают сущность химической реакции и показывают, какие ионы реагируют между собой и какое вещество образуется в результате.

Самостоятельная лабораторная работа.

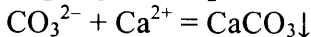
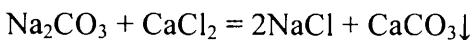
*Проведение реакций обмена в растворах электролитов. Выполнение опытов.*

а) Взаимодействие между растворами NaOH и FeCl<sub>3</sub>.



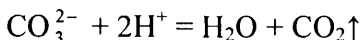
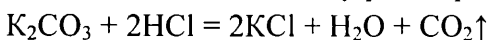
Наблюдаем выпадение бурого студенистого осадка.

б) Взаимодействие Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и CaCl<sub>2</sub>.



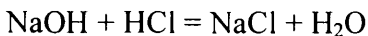
Выпадает белый осадок. Реакция протекает в обычных условиях.

в) Взаимодействие между растворами K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и HCl.



Наблюдаем выделение газа при обычных условиях. При нагревании пробирки выделение углекислого газа протекает более интенсивно.

г) Взаимодействие между NaOH и HCl в присутствии фенолфталеина.



Раствор щелочи за счет фенолфталеина имеет малиновую окраску. После взаимодействия с кислотой малиновая окраска исчезает и раствор становится бесцветным, так как образуется малодиссоциирующее вещество – вода.

д) Взаимодействие между  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KNO}_3$ .

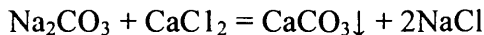
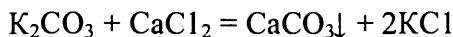
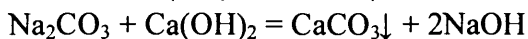
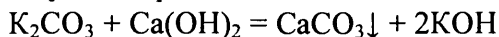
$\text{FeCl}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow$  реакция не идет.

Реакция не идет ни при каких условиях, так как в результате не образуются осадок, газ или вода.

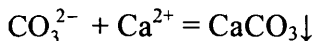
**Вывод.** Реакции, протекающие с образованием осадка, газа или *малодиссоциирующего вещества*, идут без каких-либо дополнительных условий, при комнатной температуре.

### III. Закрепление изученного.

– Выпишем имеющиеся в нашем распоряжении реактивы: растворы  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ . Из перечисленных реагентов выберем те, которые содержат ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ . Подчеркнем их. Выпишем все возможные варианты реакций:



Все эти реакции описываются одним ионным уравнением:



**Домашнее задание:** § 4, выполнить упр. 1, 2 (с. 22).

## Урок 8

### РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА И УСЛОВИЯ ИХ ПРОТЕКАНИЯ

**Цели:** закрепить навыки составления полных и сокращённых ионных уравнений, знание условий, при которых они протекают.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

Решение упр. 2 (с. 22).

Ион серебра  $\text{Ag}^+$  определяем с помощью иона  $\text{Cl}^-$ . Выпадает белый творожистый осадок  $\text{AgCl}$ . Ион  $\text{SO}_4^{2-}$  определяем с помощью иона  $\text{Ba}^{2+}$ . Выпадает белый осадок  $\text{BaSO}_4$ . Ион  $\text{H}^+$  определяем с помощью иона  $\text{OH}^-$  в присутствии фенолфталеина. Образуется малодиссоциирующее вещество – вода. Ион йода  $\text{I}^-$  определяем с помощью иона  $\text{Ag}^+$ . Выпадает желтый осадок  $\text{AgI}$ .

**II. Закрепление навыков составления полных и сокращённых ионных уравнений и знания условий, при которых они протекают.**

*Разбираются наиболее типичные варианты тестовых заданий, встречающихся в ГИА. Примеры заданий можно взять из [16].*

1. Различить растворы нитрата меди (II) и сульфата меди (II) можно, если добавить к ним:

- |                                  |                     |
|----------------------------------|---------------------|
| 1) железо;                       | 2) раствор щелочи;  |
| <b>3) раствор хлорида бария;</b> | 4) соляную кислоту. |

*Пояснение.* На сульфат-ион качественным реагентом является ион бария.

2. В двух пробирках имеются бесцветные растворы соляной и азотной кислот. Доказать, что это растворы кислот и что одна из них – соляная, можно с помощью пары веществ:

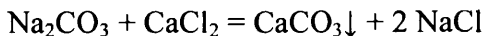
- 1) фенолфталеина и нитрата бария;
- 2) метилоранжа и нитрата серебра;**
- 3) метилоранжа и сульфата меди (I);
- 4) фиолетового лакмуса и карбоната кальция.

*Пояснение.* Качественной реакцией на хлорид-ион соляной кислоты является ион серебра  $\text{Ag}^+$ . Доказать наличие кислой среды можно лакмусом и метилоранжем.

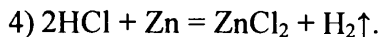
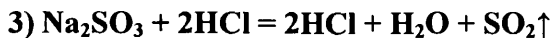
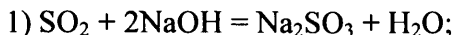
3. В растворе не могут одновременно находиться вещества:

- |  |   |
|--|---|
| 1) $\text{K}_2\text{CO}_3$ и $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ; | 3) $\text{CaCl}_2$ и $\text{KNO}_3$ ;                                       |
| 2) $\text{NaOH}$ и $\text{K}_2\text{SO}_4$ ;             | <b>4) <math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math> и <math>\text{CaCl}_2</math>.</b> |

*Пояснение.* Не могут одновременно находиться в растворе вещества, реагирующие друг с другом с образованием газа, осадка, воды:

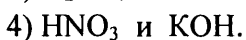
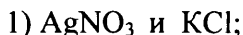


4. Уравнение реакции ионного обмена:



*Пояснение.* Реакции ионного обмена протекают между растворами электролитов (кислот, солей, щелочей) с образованием малодиссоциирующих веществ или неэлектролитов. Этому определению соответствует уравнение 3.

5. Нитрат калия нельзя получить с помощью веществ:

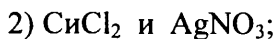
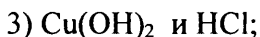


*Пояснение.* Получить какое-либо вещество реакцией ионного обмена нельзя, если в ходе реакции не образуется газ, осадок или вода. В реакции 1) образуется  $\text{AgCl}\downarrow$ ; в 3) –  $\text{BaSO}_4\downarrow$ ; в 4) –  $\text{H}_2\text{O}$ .

### III. Выполнение тестовой работы.

#### В а р и а н т I

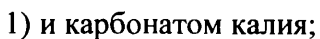
**A1.** Осадок голубого цвета получится в результате реакции между:



**A2.** Обнаружить в растворе наличие бромид-ионов можно с помощью раствора:



**A3.** Осадок черного цвета выпадает в результате реакции между нитратом свинца:





**A4.** Одновременно в растворе не могут быть ионы:

- |  |   |
|--|---|
| 1) $\text{OH}^-$ и $\text{Zn}^{2+}$ ;  | 3) $\text{Na}^+$ и $\text{OH}^-$ ;      |
| 2) $\text{NH}_4^+$ и $\text{NO}_3^-$ ; | 4) $\text{Cu}^{2+}$ и $\text{NO}_3^-$ . |

**A5.** Для распознавания солей  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  можно использовать:

- |                     |                     |
|---------------------|---------------------|
| 1) гидроксид бария; | 3) гидроксид калия; |
| 2) хлорид серебра;  | 4) соляную кислоту. |

## В а р и а н т   И I

**A1.** Белый осадок, не растворимый в азотной кислоте, образуется при взаимодействии:

- |  |  |
|--|--|
| 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и $\text{HNO}_3$ ; | 3) $\text{FeCl}_3$ и $\text{NaOH}$ ;   |
| 2) $\text{CuCl}_2$ и $\text{NaOH}$ ;           | 4) $\text{CaCl}_2$ и $\text{AgNO}_3$ . |

**A2.** В растворе одновременно могут присутствовать ионы:

- |   |   |
|---|---|
| 1) $\text{Cu}^{2+}$ и $\text{S}^{2-}$ ; | 3) $\text{H}^+$ и $\text{SiO}_3^{2-}$ ; |
| 2) $\text{Fe}^{3+}$ и $\text{OH}^-$ ;   | 4) $\text{Zn}^{2+}$ и $\text{Cl}^-$ .   |

**A3.** Необратимая химическая реакция произойдет при сливании растворов веществ:

- |  |  |
|--|--|
| 1) $\text{HCl}$ и $\text{NaNO}_3$ ;    | 3) $\text{HCl}$ и $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;   |
| 2) $\text{NaNO}_3$ и $\text{CuCl}_2$ ; | 4) $\text{CuCl}_2$ и $\text{K}_2\text{SO}_4$ . |

**A4.** Образование воды возможно при взаимодействии растворов веществ:

- |   |   |
|---|---|
| 1) $\text{H}_3\text{PO}_4$ и $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ; | 3) $\text{HNO}_3$ и $\text{K}_3\text{PO}_4$ ;   |
| 2) $\text{CuCl}_2$ и $\text{NaOH}$ ;                    | 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и $\text{FeCl}_3$ . |

**Домашнее задание:** § 4, ответить на вопросы 3, 4 (с. 22).

## У р о к   9

### ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ОКИСЛЕНИЕ И ВОССТАНОВЛЕНИЕ

**Цели:** дать понятие об окислительно-восстановительных реакциях, о правилах составления электронного баланса; позна-

комить с основными окислителями и восстановителями; научить определять степень окисления элементов в соединениях.

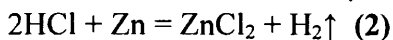
## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

Выполнение теста в формате ГИА. (Материал можно взять из сборника [16].)

### II. Актуализация знаний и введение в тему урока.

– Приведены два уравнения реакций. Определите, чем они отличаются друг от друга.



*Предполагаемый ответ:* первое уравнение – реакция обмена, не является окислительно-восстановительной; второе уравнение – реакция замещения, является окислительно-восстановительной (ОВР).

Заполнение учащимися первого столбика таблицы.

Что мы знаем?	Что узнали?
1	2
<p>1. Определение окислительно-восстановительной реакции. <i>(Это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления.)</i></p> <p>2. Степень окисления определяется числом электронов, смещённых от атома одного элемента к атому другого элемента.</p> <p>Дополнение:</p> <p><i>Правила определения степени окисления элементов в соединениях:</i></p> <p>А) Сумма степеней окисления всех атомов в частице равна заряду частицы. Частный случай – сумма степеней окисления всех атомов в нейтральном соединении равна нулю.</p>	<p>При записи степени окисления знаки «+» или «-» ставят перед цифрой (<math>\text{Mg}^{+2}</math>, <math>\text{Ca}^{+2}</math>), а при обозначении зарядов ионов – после цифры (<math>\text{Ca}^{2+}</math>).</p> <p>Как составлять окислительно-восстановительные реакции.</p> <p>Памятка: алгоритм определения степени окисления.</p> <p>1. Записать над символами элементов в фор-</p>

1	2
<p>Б) Степень окисления атомов в простом веществе равна нулю:  <math>H_2^0</math>, <math>F_2^0</math>, <math>Na^0</math>, <math>Fe^0</math>, <math>O_2^0</math>, <math>N_2^0</math> и т. д.</p> <p>В) У некоторых элементов степень окисления постоянна. Их надо выучить:  <math>F^-</math>, <math>Mg^{+2}</math>, <math>Ca^{+2}</math>, <math>Ba^{+2}</math>, <math>Zn^{+2}</math>, <math>K^+</math>, <math>Na^+</math>, <math>Li^+</math>, <math>Al^{+3}</math>.</p> <p>Г) У некоторых элементов (например, кислород <math>O^{-2}</math>, водород <math>H^+</math>) степень окисления в большинстве соединений одинакова.</p> <p>3. <b>Окислитель</b> – элемент, принимающий электроны, понижающий свою степень окисления. С ним происходит процесс восстановления – принятия электронов.</p> <p><b>Восстановитель</b> – элемент, отдающий электроны, повышающий свою степень окисления. С ним происходит процесс окисления – отдачи электронов.</p> <p>Мнемонические правила:          Отдать электроны – окислиться.          Взять электроны – восстановиться</p>	<p>мулах соединений известные степени окисления; неизвестную степень окисления обозначить <math>x</math>.</p> <p>2. Составить уравнение для вычисления неизвестной степени окисления: сумму произведений степеней окисления элементов на число атомов соответствующих элементов приравнять к общему заряду.</p> <p>3. Решить полученное уравнение относительно <math>x</math></p>

### III. Закрепление изученного.

**Упражнение 1.** Определите степени окисления элементов в соединениях:

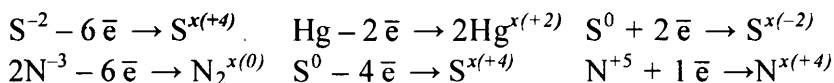
а)  $HCl$ ,  $CuCl_2$ ,  $FeCl_2$ ,  $FeCl_3$ ,  $CuCl$ ,  $HgCl_2$ ,  $PCl_3$ ,  $PCl_5$ ,  $SbCl_3$ ,  $SiCl_4$ ,  $SnCl_2$  ( $H^{+1}Cl^{-1}$ ,  $Cu^{+2}Cl_2^{-1}$ ,  $Fe^{+2}Cl_2^{-1}$ ,  $Fe^{+3}Cl_3^{-1}$ ,  $Cu^{+1}Cl^{-1}$ ,  $Hg^{+2}Cl_2^{-1}$ ,  $P^{+3}Cl_3^{-1}$ ,  $P^{+5}Cl_5^{-1}$ ,  $Sb^{+3}Cl_3^{-1}$ ,  $Si^{+4}Cl_4^{-1}$ ,  $Sn^{+2}Cl_2^{-1}$ )

б)  $SiO_2$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $P_2O_3$ ,  $P_2O_5$ ,  $PbO$ ,  $PbO_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  $NO$ ,  $N_2O$ ,  $MnO_2$ ,  $MnO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $CrO_3$ ,  $Cl_2O_7$ ,  $ClO_2$ ,  $CO_2$ ,  $CO$  ( $Si^{+4}O_2^{-2}$ ,  $S^{+4}O_2^{-2}$ ,  $S^{+6}O_3^{-2}$ ,  $P_2^{+3}O_3^{-2}$ ,  $P_2^{+5}O_5^{-2}$ ,  $Pb^{+2}O^{-2}$ ,  $Pb^{+4}O_2^{-2}$ ,  $N_2^{+5}O_5^{-2}$ ,  $N_2^{+3}O_3^{-2}$ ,  $N^{+4}O_2^{-2}$ ,  $N^{+2}O^{-2}$ ,  $N_2^{+1}O^{-2}$ ,  $Mn^{+4}O_2^{-2}$ ,  $Mn^{+2}O^{-2}$ ,  $Cr_2^{+3}O_3^{-2}$ ,  $Cr^{+6}O_3^{-2}$ ,  $Cl_2^{+7}O_7^{-2}$ ,  $Cl^{+4}O_2^{-2}$ ,  $C^{+4}O_2^{-2}$ ,  $C^{+2}O^{-2}$ )

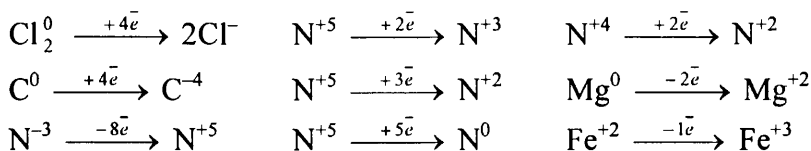
в)  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{AlI}_3$ ,  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ ,  $\text{NaH}$ ,  $\text{Li}_3\text{N}$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$  ( $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{-2}$ ,  $\text{Fe}^{+2}\text{S}^{-2}$ ,  $\text{Al}^{+3}\text{I}_3^{-1}$ ,  $\text{Al}_4^{+3}\text{C}_3^{-4}$ ,  $\text{Al}_2^{+3}\text{S}_3^{-2}$ ,  $\text{Ca}_3^{+2}\text{P}_2^{-3}$ ,  $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$ ,  $\text{Li}_3^{+1}\text{N}^{-3}$ ,  $\text{Si}^{+4}\text{F}_4^{-1}$ ,  $\text{H}^{+1}\text{Br}^{-1}$ ,  $\text{N}^{-3}\text{H}_3^{+1}$ ,  $\text{P}^{-3}\text{H}_3^{+1}$ )

г)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  ( $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ ,  $\text{H}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ ,  $\text{H}_3^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2}$ ,  $\text{Na}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ ,  $\text{Zn}^{+2}(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})_2$ ,  $\text{K}_3^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2}$ ,  $\text{Al}_2^{+3}(\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2})_3$ ,  $\text{K}^{+1}\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ ,  $\text{K}^{+1}\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^{-2}$ ,  $\text{K}_2^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$ ,  $\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2}$ ,  $\text{K}_2^{+1}\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ ,  $\text{Fe}^{+3}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_3$ ,  $\text{Fe}^{+2}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_2$ ,  $\text{Cu}^{+2}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_2$ ,  $\text{Cr}^{+2}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_2$ ,  $\text{Cr}^{+3}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_3$ ,  $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ )

**Упражнение 2.** Определите степени окисления элементов, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления в следующих схемах:



**Упражнение 3.** Определите число отданных или принятых электронов, окислитель и восстановитель, укажите процессы окисления и восстановления в следующих схемах:



**Упражнение 4.** Составьте алгоритм записи окислительно-восстановительных реакций (*работа с учебником, с. 17*).

Алгоритм составления уравнений ОВР:

1. Определить степени окисления элементов в соединениях, участвующих в реакции.
2. Выявить элемент, степень окисления которого понизилась, повысилась, окислитель и восстановитель.
3. Выявить число отданных и принятых электронов. Число отданных и принятых электронов должно быть одинаково.

4. Если это не так, то составить электронный баланс:

а) найти наименьшее общее кратное (НОК) числа отданных и принятых электронов;

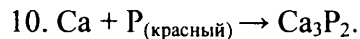
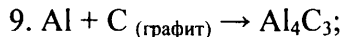
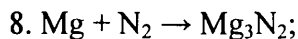
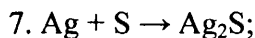
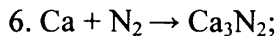
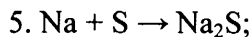
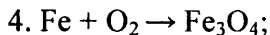
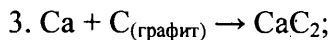
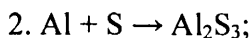
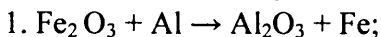
б) делением НОК на число отданных электронов получить коэффициент перед восстановителем;

в) делением НОК на число принятых электронов получить коэффициент перед окислителем;

г) умножить полуреакции окисления и восстановления на соответствующие коэффициенты;

д) перенести коэффициенты в общее уравнение.

**Упражнение 5.** Расставьте коэффициенты в уравнениях ОВР методом электронного баланса, определите окислитель и восстановитель, укажите процессы окисления и восстановления:



**Домашнее задание:** § 5, упр. 6–8 (с. 22).

## Урок 10

### ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ОКИСЛЕНИЕ И ВОССТАНОВЛЕНИЕ

**Цели:** совершенствовать умение составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций с использованием метода электронного баланса.

## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

У доски:

1-й ученик – упр. 6 (с. 22).

2-й ученик – упр. 7 (с. 22).

3-й ученик – упр. 8 (с. 22).

Для класса: химический диктант.

– Вставьте пропущенные слова.

1) В окислительно-восстановительной реакции  $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$  алюминий выполняет роль ... (восстановителя).

*Пояснение:* алюминий изменяет степень окисления с 0 до +3,  $\Rightarrow$  отдает электроны,  $\Rightarrow$  выполняет роль восстановителя.

2) В окислительно-восстановительной реакции произошло превращение  $\text{Э}^{+4} \rightarrow \text{Э}^{+6}$ . Этот процесс называется ... (окислением).

*Пояснение:* элемент повысил степень окисления,  $\Rightarrow$  отдал электроны, то есть с ним произошло окисление.

3) В химической реакции  $\text{C} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_4$  водород является ... (восстановителем).

*Пояснение:* водород меняет степень окисления с 0 до +1,  $\Rightarrow$  отдает электроны,  $\Rightarrow$  является восстановителем.

4) В химической реакции  $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$  водород является ... (окислителем).

*Пояснение:* водород меняет степень окисления с 0 до –1,  $\Rightarrow$  принимает электроны,  $\Rightarrow$  является окислителем.

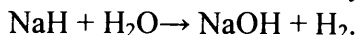
### II. Совершенствование умений и навыков.

*Проводится комментированное выполнение упражнений с использованием пособия [16]. Разбор типичных заданий ГИА.*

1. Взаимодействие гидрида натрия  $\text{NaN}$  с водой с образованием щелочи и водорода относится к реакциям:

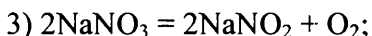
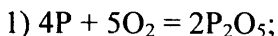
- 1) ионного обмена;    3) окислительно-восстановительным;  
2) замещения;        4) нейтрализации.

*Пояснение.* Запишем уравнение реакции:



Эту реакцию нельзя отнести к реакциям ионного обмена, замещения и нейтрализации. Водород меняет степень окисления с  $-1$  в  $\text{NaH}$  и  $+1$  в  $\text{H}_2\text{O}$  на нуль в  $\text{H}_2$ . Значит, это окислительно-восстановительная реакция.

**2.** Без изменения степеней окисления идет реакция, уравнение которой:



*Пояснение.* В уравнениях реакций 1, 3, 4 участвуют простые вещества, значит, степень окисления элементов в этих реакциях меняется (у простых веществ степень окисления равна 0, а в сложных веществах у элементов степень окисления не равна 0).

**3.** При опускании очищенного гвоздя в раствор хлорида меди (II) протекает реакция, которая относится к реакциям:

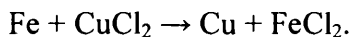
1) обмена;

3) соединения;

2) замещения;

4) разложения.

*Пояснение.* Гвоздь сделан из стали. Основным компонентом стали является железо. Запишем уравнение реакции:



Это реакция, в которой атомы простого вещества железа замещают атомы меди в сложном веществе.

**4.** Реакция между растворами  $\text{Na}_2^*\text{SiO}_3$  и  $\text{HNO}_3$  является реакцией:

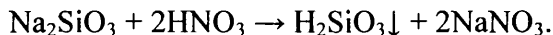
1) нейтрализации;

3) окислительно-восстановительной;

2) каталитической;

4) необратимой.

*Пояснение.* Запишем уравнение реакции:



Это реакция ионного обмена, идущая без катализатора. Она является необратимой, так как образуется осадок.

### III. Самостоятельная работа.

– Выберите правильный ответ.

1. В уравнении реакции ионного обмена между сульфатом железа (III) и гидроксидом натрия коэффициент перед щелочью:

1) 6; 2) 2; 3) 3; 4) 1.

2. В уравнении реакции  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$  коэффициенты перед формулами веществ (соответственно):

1) 1, 4, 2, 2; 2) 2, 4, 2, 1; 3) 4, 2, 2, 1; 4) 2, 2, 4, 1.

3. В уравнении реакции получения фосфата кальция при взаимодействии фосфорной кислоты и гидроксида кальция коэффициент перед формулой воды равен:

1) 3; 2) 6; 3) 2; 4) 4.

4. В уравнении реакции разложения гидроксида железа (III) коэффициент перед формулой воды равен:

1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 6.

5. В уравнении реакции обмена между оксидом железа (III) и азотной кислотой коэффициент перед формулой азотной кислоты равен:

1) 3; 2) 2; 3) 6; 4) 1.

6. В уравнении реакции горения фосфора в кислороде с образованием оксида фосфора (V) коэффициент перед знаком фосфора равен:

1) 5; 2) 4; 3) 2; 4) 3.

**Домашнее задание:** § 5, записать в словарь понятия *окислитель*, *восстановитель*, *окислительно-восстановительные реакции*; задачи 1, 2 (с. 22).

### Урок 11 ГИДРОЛИЗ

**Цели:** познакомить с реакцией гидролиза; научить определять реакцию среды и прогнозировать ход гидролиза.



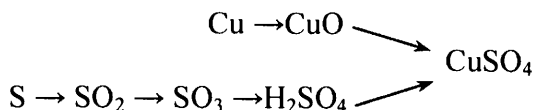
## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

У доски:

1-й ученик: классификация солей. Привести примеры средних, кислых, основных солей и записать уравнения их диссоциации.

2-й ученик: взаимные переходы между классами неорганических соединений. Привести примеры уравнений реакций получения сульфата меди (II), взяв исходными веществами медь и серу.



Беседа с классом по вопросам:

1. Что называется кислотой? Назовите сильные и слабые кислоты. (*Кислота – сложное соединение, состоящее из атомов водорода и кислотного остатка;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – сильная,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  – слабая.*)

2. Что называется основанием? Приведите примеры сильных и слабых оснований. (*Основание – сложное соединение, состоящее из атомов Ме и гидроксогрупп. Сильное основание –  $\text{NaOH}$ , слабое –  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .*)

### II. Актуализация знаний и введение в тему урока.

Что знаем	Что узнали
1. Индикатор – вещество, изменяющее свою окраску в различных средах. 2. Изменение цвета различных индикаторов в кислой, щелочной и нейтральной средах. 3. Условие протекания реакций обмена до конца – наличие таких ионов, которые могут связываться. 4. Сильные и слабые электролиты: кислоты и основания. 5. Реакции взаимодействия соли с водой – образование кристаллогидратов: $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	<i><b>Гидролиз</b> – это реакция обмена между солями и водой, приводящая к образованию слабого электролита.</i> Среда в результате гидролиза определяется по сильному компоненту соли (основанию или кислоте). Гидролиз протекает в направлении связывания ионов

**Проблемный вопрос:**

– Какие способы взаимодействия солей с водой, кроме образования кристаллогидратов, существуют?

**Демонстрационный опыт.**

В три стакана наливаем растворы солей:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Исследуем среду в стаканах с помощью индикатора – синего лакмуса. Наблюдаем, что в растворе  $\text{NaCl}$  цвет лакмуса не изменяется, в растворе  $\text{AlCl}_3$  лакмус краснеет, в растворе  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  цвет лакмуса меняется на синий.

**Вопрос классу:**

– Чем это можно объяснить?

*Предполагаемый ответ:* соль  $\text{NaCl}$  образована сильным основанием и сильной кислотой, с водой не реагирует, так как ионы таких солей не могут связываться с ионами  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . С водой реагируют соли, образованные или слабым основанием и сильной кислотой, или сильным основанием и слабой кислотой, или слабым основанием и слабой кислотой. Это объясняется тем, что в составе таких солей имеются ионы, которые могут связываться с ионами  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ .

### **III. Закрепление изученного.**

Выполнение комментированных упражнений, разбор типичных заданий ГИА.

**A1.** Какая из солей не подвержена гидролизу:

- |                   |                          |
|-------------------|--------------------------|
| 1) хлорид натрия; | 3) хлорид алюминия;      |
| 2) хлорид магния; | 4) сульфат железа (III). |

*Пояснение.* Соль  $\text{NaCl}$  образована сильным основанием  $\text{NaOH}$  и сильной кислотой  $\text{HCl}$ ,  $\Rightarrow$  гидролизу не подвергается.

**A2.** Раствор какой из перечисленных солей имеет щелочную среду:

- |                     |                     |
|---------------------|---------------------|
| 1) карбонат натрия; | 3) сульфат натрия;  |
| 2) нитрат калия;    | 4) хлорид алюминия. |

*Пояснение.* Щелочную среду будет иметь раствор соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой. Такому условию соответствует соль карбонат натрия.

**A3.** Раствор какой из перечисленных солей имеет кислую среду:

- |                    |                     |
|--------------------|---------------------|
| 1) сульфат калия;  | 3) хлорид алюминия; |
| 2) нитрат кальция; | 4) сульфид натрия.  |

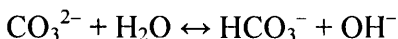
*Пояснение.* Кислую среду будет иметь раствор соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой. Такому условию соответствует соль хлорид алюминия.

**A4.** Какая из солей подвержена гидролизу?

- |                  |                     |
|------------------|---------------------|
| 1) Хлорид калия; | 3) нитрат натрия;   |
| 2) хлорид цинка; | 4) сульфат кальция. |

*Пояснение.* Гидролизу подвержены соли, образованные или слабым основанием и сильной кислотой, или сильным основанием и слабой кислотой, или слабым основанием и слабой кислотой. Это объясняется тем, что в составе таких солей имеются ионы, которые могут связываться с ионами  $H^+$  и  $OH^-$ .

**A5.** Какому молекулярному уравнению соответствует сокращенное ионное:



- 1)  $Na_2CO_3 + H_2O = NaHCO_3 + NaOH$ ;
- 2)  $Na_2CO_3 + 2H_2O = NaHCO_3 + 2NaOH$ ;
- 3)  $Na_2SO_4 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2NaOH$ ;
- 4)  $BaCO_3 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O + CO_2$ .

**Домашнее задание:** § 6, упр. 9, 10, с. 22.

## Урок 12

### Практическая работа № 1

#### Решение экспериментальных задач по теме «ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ»

**Цели:** закрепить знания по данной теме, формировать практические умения и навыки выполнения лабораторных работ.

## Ход урока

### I. Подготовка к проведению практической работы.

1. Инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами и щелочами.

2. Беседа о ходе практической работы.

Работа выполняется в соответствии с инструкцией учебника (с. 24, работа 1). *(Можно немного изменить набор веществ исходя из наличия их в лаборатории.)*

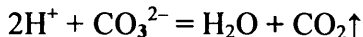
### II. Проведение практической работы.

#### Задача 1.

Цель: изучить реакции, идущие до конца.

Опыт 1 (№ 3(а), с. 24, работа 1).

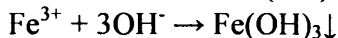
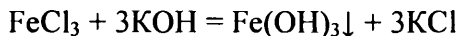
Проведем реакцию между растворами  $K_2CO_3$  и  $HCl$ . Для этого сольем растворы данных соединений.



Сильная соляная кислота вытесняет слабую, летучую кислоту  $H_2CO_3$ , которая разлагается с выделением углекислого газа  $CO_2$ . Наблюдаем появление пузырьков газа.

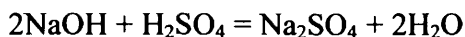
Опыт 2 (№ 6(а) с. 24, работа 1).

Проведем реакцию между растворами  $FeCl_3$  и  $KOH$ .



При сливании растворов выпадает бурый аморфный осадок. В данной реакции сильным основанием  $KOH$  осаждаем слабое нерастворимое основание  $Fe(OH)_3$ .

Опыт 3. Проведем реакцию между растворами  $NaOH$  и  $H_2SO_4$ .

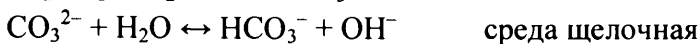
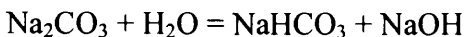


В данной реакции происходит взаимодействие между кислотой и основанием, идет процесс нейтрализации. Видимых изменений не наблюдаем.

### Задача 2.

Цель: научить определять реакцию среды у предложенных солей, записывать уравнения гидролиза.

– Определите реакцию среды соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Запишите уравнение гидролиза (полное и сокращенное).

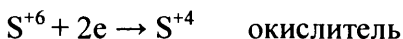
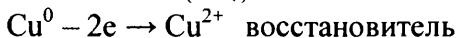
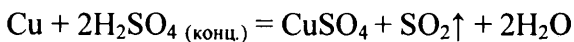


### Задача 3.

Цель: научить проводить на практике окислительно-восстановительные реакции, определять окислитель и восстановитель, составлять уравнение электронного баланса.

№ 5(г), с. 24, работа 1.

– Соблюдайте технику безопасности при работе с серной кислотой! Опустите в пробирку с концентрированной серной кислотой предварительно очищенную медную проволоку и осторожно нагрейте пробирку. Наблюдайте выделение пузырьков газа.



– Результаты работы оформите в виде таблицы:

Рисунок	Что наблюдали	Выводы и уравнения

**Домашнее задание:** оформить работу; подготовиться к контрольной работе (повторить § 1–6, словарь, уметь записывать уравнения в ионном виде, составлять электронный баланс).

# Урок 13

## КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 1 ПО ТЕМЕ «ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ»

**Цели:** закрепить, углубить и проконтролировать знания учащихся по данной теме.

№ п/п	Текст задания	Варианты ответов
1	2	3
A1	К электролитам относятся все вещества, указанные в ряду:	1) $\text{N}_2\text{O}$ ; $\text{KOH}$ ; $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; $\text{FeCl}_3$ ; 2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_3$ ; $\text{HCl}$ ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ; $\text{SO}_3$ ; 3) $\text{NaOH}$ ; $\text{BaCl}_2$ ; $\text{AgNO}_3$ ; $\text{MgSO}_4$ ; 4) $\text{Na}_2\text{S}$ ; $\text{Al}(\text{OH})_3$ ; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ; $\text{H}_2\text{SO}_4$
A2	Отрицательно заряженный ион – это	1) катион;      3) катод; 2) анион;      4) анод
A3	Осадок образуется при взаимодействии гидроксида натрия и	1) $\text{KCl}$ ;              3) $\text{BaCl}_2$ ; 2) $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;        4) $\text{ZnCl}_2$
A4	Уравнение реакции $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ соответствует сокращенному ионному уравнению:	1) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ ; 2) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- = \text{CuCl}_2$ ; 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ ; 4) $2\text{H}^+ + \text{Cu}^0 = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
A5	Определите формулу медного купороса	1) $\text{CuCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ; 2) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ; 3) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; 4) $\text{CuBr}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
A6	Вещество x в цепочке превращений $\text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow x \rightarrow \text{BaSO}_4$ – это	1) $\text{CuCl}_2$ ; 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ; 3) $\text{CuSO}_4$ ; 4) $\text{CuO}$
A7	Гидроксид натрия взаимодействует с каждым веществом, указанным в ряду:	1) оксид магния, сульфат натрия, бром, хлорид железа (II); 2) оксид серы (VI), медь, серная кислота, гидроксид бария; 3) оксид железа (II), алюминий, нитрат серебра, сульфат калия; 4) оксид углерода (IV), соляная кислота, хлорид меди, нитрат цинка

1	2	3
В1	<p>Установите соответствие между реагентами и ионно-молекулярными уравнениями реакций.</p> <p>Реагенты:</p> <p>а) <math>\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl}</math>  б) <math>\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4</math>  в) <math>\text{CaCO}_3 + \text{HCl}</math>  г) <math>\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HNO}_3</math></p>	<p>Ионно-молекулярные уравнения:</p> <p>1) <math>\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SiO}_3</math>;  2) <math>\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2</math>;  3) <math>\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S}</math>;  4) <math>\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}</math>;  5) <math>\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}</math></p>
В2	<p>Установите соответствие между формулой соли и ее классификацией.</p> <p>а) <math>\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2</math>  б) <math>\text{KHS}</math>  в) <math>(\text{CuOH})_2\text{CO}_3</math>  г) <math>\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]</math></p>	<p>Классификация соли:</p> <p>1) основная соль;  2) комплексная соль;  3) кислая соль;  4) средняя соль</p>
В3	<p>а) <math>\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow</math>  б) <math>\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow</math>  в) <math>\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow</math>  г) <math>\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow</math></p>	<p>1) выделяется газ;  2) образуется осадок;  3) образуется слабый электролит</p>
В4	<p>Сокращенное ионное уравнение <math>\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2</math> соответствует взаимодействию веществ</p>	<p>1) <math>\text{ZnCl}_2</math> и <math>\text{NaNO}_3</math>;  2) <math>\text{Zn}(\text{OH})_2</math> и <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>;  3) <math>\text{ZnCl}_2</math> и <math>\text{NaOH}</math>;  4) <math>\text{Na}_2\text{S}</math> и <math>\text{Zn}(\text{NO}_3)_2</math></p>
С1	<p>Даны водные растворы хлорида цинка, гидроксида бария, соляной кислоты, карбоната натрия. Приведите уравнения трёх возможных реакций между этими веществами в молекулярном и ионном виде</p>	
С2	<p>Масса осадка, который образуется при сливании 15 г 5%-ного раствора хлорида бария и 10 г 8%-ного раствора сульфата натрия, равна:</p>	<p>1) 0,9;  2) 0,8;  3) 0,839;  4) 0,39</p>

Ответы к контрольной работе № 1 по теме «Электролитическая диссоциация» (9 класс):

A1	A2	A3	A4	A5	A6	A7	B1	B2	B3	B4	C1	C2
3	2	4	3	2	3	4	a3 65 в2 г1	a4 63 в1 г2	a1 62 в3 г1	3		3 г

*Задания для контрольной работы можно подобрать из пособия [12].*

## Тема 2. КИСЛОРОД И СЕРА (9 ч)

### Урок 14

#### ПОЛОЖЕНИЕ КИСЛОРОДА И СЕРЫ В ПСХЭ, СТРОЕНИЕ ИХ АТОМОВ.

#### АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ КИСЛОРОДА И СЕРЫ (урок изучения нового материала)

**Цели:** научить давать характеристику элементов главной подгруппы 6-й группы по плану, исходя из их положения в Периодической системе и строения их атомов; продолжить формирование понятий: «химический элемент», «простое вещество»; дать определение аллотропии и аллотропных видоизменений, объяснить причины аллотропии; научить сравнивать простые вещества кислород и озон, указывать причину их сходства и отличия; продолжить формирование логического мышления: развивать умение сравнивать химический элемент и простое вещество, их свойства, аллотропные видоизменения.

### Ход урока

#### I. Актуализация знаний.

Опрос учащихся о положении кислорода и серы в ПСХЭ, строении их атомов. Заполнение первого столбика таблицы.



(Второй столбик заполняется по мере объяснения и разбора материала.)

Что знаем	Что узнали
<p><i>1. Положение в Периодической системе.</i> Кислород и сера находятся в 6-й группе, главной подгруппе (кислород – во втором, сера – в третьем малых периодах).</p> <p><i>2. Строение атома.</i> Вспомним материал о строении атомов, прибегнув к табл. 7, с. 25 учебника. Кислород и сера имеют сходное строение атомов (6 электронов на внешнем слое). Отличия – в числе электронных оболочек (у атома кислорода их две, II период, у атома серы их 3, III период).</p> <p><i>3. Возможные степени окисления.</i> <i>Кислород:</i> до завершения внешнего уровня недостаёт двух электронов, присоединяя которые он проявляет степень окисления, равную –2. <i>Сера:</i> на третьем энергетическом уровне имеется пять незаполненных d-орбиталей, поэтому возможно распаривание электронов. В результате этого у атомов серы появляется либо четыре, либо шесть неспаренных электронов, которые при образовании соединений с более электроотрицательным элементом смещаются в его сторону (табл. 8, с. 26 учебника). Этим объясняется степень окисления серы в соединениях с кислородом: <math>S^{+4}O_2</math> и <math>S^{+6}O_3</math>. Кроме того, сера, как и кислород, может принимать <math>2\bar{e}</math>, проявляя степень окисления –2.</p> <p><i>4. Свойства соединений элементов.</i> Читаем ПСХЭ. Сера в высшей степени окисления (+6) образует кислотный оксид <math>SO_3</math>, которому соответствует серная кислота <math>H_2SO_4</math>. В низшей степени окисления (–2) сера образует летучее водородное соединение <math>H_2S</math> – сероводород</p>	<p>Исключением являются соединения <math>OF_2</math>, где кислород имеет степень окисления +2, и пероксид водорода <math>H_2O_2</math>, где кислород имеет степень окисления –1:  <math display="block">H^{+1}-O^{-1}-O^{-1}-H^{+1}</math></p>

## II. Изучение нового материала.

### 1. Простые вещества.

Опрос учащихся о строении простого вещества кислорода и заполнение первого столбика таблицы. (Второй столбик заполняется по мере объяснения и разбора материала.)

Что знаем	Что узнали
<p>1. <i>Строение молекул <math>O_2</math>, тип связи, тип кристаллической решетки.</i> <math>O_2</math> – молекула состоит из двух атомов, связь ковалентная неполярная, молекулярная кристаллическая решётка.</p> <p>2. <i>Физические свойства <math>O_2</math>.</i> <math>O_2</math> – газ, без цвета, без вкуса, без запаха.</p> <p>3. <i>Химические свойства <math>O_2</math>.</i> Взаимодействует с металлами, водородом, с серой: <math>O_2 + 2Zn = 2ZnO</math> <math>O_2 + 2H_2 = 2H_2O</math> <math>O_2 + S = SO_2</math></p>	<p>1. <i>Строение молекул серы, тип связи, тип кристаллической решетки.</i> <math>S_8</math> – молекула состоит из восьми атомов, связь ковалентная неполярная, молекулярная кристаллическая решётка.</p> <p>2. <i>Физические свойства серы.</i> <math>S_8</math> – твердое вещество желтого цвета, легкоплавкое; <math>t^\circ</math> кипения и <math>t^\circ</math> плавления серы выше, чем у кислорода.</p> <p>3. <i>Химические свойства серы.</i> Взаимодействует с металлами, водородом, с кислородом: <math>S + Zn = ZnS</math> <math>S + H_2 = H_2S</math> <math>S + O_2 = SO_2</math></p> <p>4. <i>Аллотропия. Аллотропные модификации.</i> (Читаем § 8, 9 в учебнике.) Элемент кислород образует две аллотропные модификации: простое вещество озон и простое вещество <i>кислород</i>. Причина: различное число атомов в молекуле. Элемент сера образует две аллотропные модификации: <i>кристаллическая сера</i> и <i>пластическая сера</i>. Причина: различные кристаллические решётки</p>

### III. Закрепление изученного.

Выполнение тестовых заданий.

1. Сера отличается от кислорода тем, что...

- 1) имеет аллотропные модификации;
- 2) твёрдое вещество при нормальных условиях;**
- 3) имеет цвет;
- 4) взаимодействует с водородом.

2. Признаки, отличающие озон от кислорода:

- 1) количественный состав молекул;**
- 2) агрегатное состояние;
- 3) газ, тяжелее воздуха;
- 4) способность уничтожать вредные организмы.**

3. Массовые доли кислорода и серы равны:

- 1) в  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- 2)  $\text{SO}_3$ ;
- 3)  $\text{SO}_2$ ;**
- 4)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

**Домашнее задание:** § 7, 8, 10 (табл. 30), упр. 1–3, с. 31.

## Урок 15

### СЕРА. СВОЙСТВА И ПРИМЕНЕНИЕ

**Цель:** изучить материал о нахождении серы в природе и способах её применения; научить сопоставлять свойства веществ и области их применения.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания:

- 1) Упражнение 1, с. 31 (*у доски 1-й учащийся*).
- 2) Упражнение 2, с. 31 (*у доски 2-й учащийся*).
- 3) Упражнение 3, с. 31 (*у доски 3-й учащийся*).

**Фронтальная работа для класса.**

– Сравните химические и физические свойства серы и кислорода по плану:

**Сходство:** а) строение атома; б) физические свойства, аллотропия; в) химические свойства.

**Отличия:** а) строение атома; б) физические свойства, аллотропия; в) химические свойства.

## II. Изучение нового материала. Работа с книгой.

**Задание 1.** Прочитайте текст на с. 29 учебника (схема 2) и выполните задания: перечислите природные соединения серы, напишите их химические формулы и определите в них степени окисления серы.

**Задание 2.** Прочитайте текст на с. 30 учебника (схема 3) и заполните пропуски в таблице 1.

Таблица 1

Свойства серы	Применение
Сера – легкоплавкое вещество (температура плавления серы 112,8 °С)	Для отделения серы в свободном состоянии от других горных пород
Элементарная сера не токсична для высших животных и растений, но убивает грибки	В сельском хозяйстве молотую серу и серный цвет используют против возбудителей грибковых заболеваний растений (путем распыления). Сера входит в состав многих медицинских препаратов. «Серная болтушка» помогает при юношеских угрях. В качестве присыпок используется при лечении кожных заболеваний (себореи, псориаза)

**Домашнее задание:** § 9, 10 (схема 3), упр. 5, задача 1 (с. 31).

## Урок 16

### СЕРОВОДОРОД. СУЛЬФИДЫ

**Цели:** изучить состав, свойства, физиологическое воздействие сероводорода и сульфидов, рассказать о противоядии при отравлении сероводородом.

## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

1) Упражнение 5, с. 31 (у доски 1-й учащийся).

2) Задача 1, с. 31 (у доски 2-й учащийся).

Беседа с классом по вопросам:

1. Перечислите области применения серы. На основе каких свойств возможно такое применение серы? *(Применяют серу как изоляционный материал, в фармакологии, при производстве топлива.)*

2. Как взаимодействует сера с металлами? Как называются соединения серы с металлами? *(Соединения серы с металлами называются сульфидами. При нагревании сера реагирует со многими металлами.)*

3. Как взаимодействует сера с неметаллами? Как называется соединение серы с водородом? *(Сера реагирует со многими неметаллами. Соединение серы с водородом называется сероводородом.)*

4. В каких случаях сера выступает как окислитель, в каких – как восстановитель? *(С водородом сера – окислитель, с кислородом – восстановитель.)*

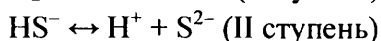
### II. Изучение нового материала.

Рассказ учителя.

Сероводород (диводородсульфид) часто встречается в природе. Содержится в так называемых серных минеральных водах. Это бесцветный газ с неприятным запахом. Образуется при гниении растительных и в особенности животных останков под действием микроорганизмов. Некоторые фотосинтезирующие бактерии, например зеленые серные бактерии, вместо кислорода выделяют элементную серу – продукт окисления  $\text{H}_2\text{S}$ .

Сероводород – весьма токсичное вещество, так как является ингибитором фермента цитохромоксидазы – переносчика электронов в дыхательной цепи. Он блокирует перенос электронов с цитохромоксидазы на кислород. При отравлении сероводородом противоядием служит вдыхание свежего воздуха или кислорода с примесью хлора.

Водные растворы  $\text{H}_2\text{S}$  называются сероводородной водой, дают слабокислую реакцию по лакмусу. Происходит диссоциация по двум ступеням:



Сероводородная кислота очень слабая, поэтому диссоциация по второй ступени протекает только в очень разбавленных растворах. Соли сероводородной кислоты называются *сульфидами*.

Работа с учебником.

– Найдите в таблице растворимости сульфиды. Сделайте вывод об их растворимости в воде. (*Предполагаемый ответ*: в воде растворимы сульфиды только щелочных, щелочноземельных металлов и аммония.)

Беседа по вопросам.

Учитель. Двухосновная сероводородная кислота образует два ряда солей: гидросульфиды и сульфиды. Кислые соли (гидросульфиды) известны только для щелочных и щелочноземельных металлов.

Составим химические формулы некоторых солей:  $\text{NaHS}$  – гидросульфид натрия;  $\text{Na}_2\text{S}$  – сульфид натрия;  $\text{Ba}(\text{HS})_2$  – гидросульфид бария. Многие сульфиды обладают характерной окраской:  $\text{ZnS}$  – белой,  $\text{PbS}$  – чёрной,  $\text{CdS}$  – жёлтой.

Являясь солями слабой кислоты, сульфиды подвергаются гидролизу. Гидролиз сульфидов многозарядных катионов метал-

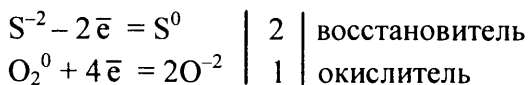
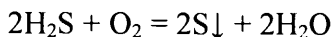
лов ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$  и др.) часто доходит до конца, он практически необратим.

Сероводородная кислота проявляет все общие свойства кислот.

– Перечислите общие свойства кислот. (Они взаимодействуют: 1) с основаниями; 2) основными и амфотерными оксидами; 3) металлами; 4) солями.)

Учащимся предлагается составить дома уравнения всех перечисленных реакций.

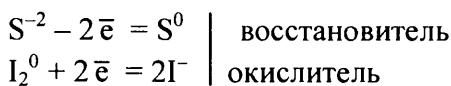
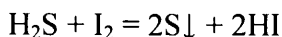
Учитель.  $\text{H}_2\text{S}$  является сильным восстановителем. Например, при долгом стоянии на воздухе сероводородная вода мутнеет, что объясняется взаимодействием  $\text{H}_2\text{S}$  с кислородом воздуха, при этом выделяется элементарная сера:



Именно поэтому  $\text{H}_2\text{S}$  не накапливается в больших количествах в природе, так как окисляется кислородом воздуха до серы.

– Рассмотрите реакции сгорания сероводорода до сернистого газа. Отметьте условия проведения данных реакций. (Выполнение.)

Как восстановитель  $\text{H}_2\text{S}$  активно взаимодействует с растворами галогенов. Пример:



**Домашнее задание:** § 11; задача 1: составить уравнения реакций, характеризующих свойства сероводородной кислоты (общие с другими кислотами); задача 2 (повышенного уровня сложности): составить уравнение гидролиза сульфида меди (II).

# Урок 17

## СЕРНИСТЫЙ ГАЗ.

### СЕРНИСТАЯ КИСЛОТА И ЕЁ СОЛИ

**Цель:** изучить состав, свойства сернистого газа и сернистой кислоты, физиологическое воздействие сернистого газа.

#### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

*У доски 1-й учащийся: рассказать о химических свойствах  $H_2S$ .*

$H_2S$  взаимодействует:

- 1) с основаниями;
- 2) основными и амфотерными оксидами;
- 3) металлами;
- 4) солями.

Уравнения реакций:

- 1)  $H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O$
- 2)  $3H_2S + 2Al = Al_2S_3 + 3H_2\uparrow$
- 3)  $H_2S + CaO = CaS + H_2O$
- 4)  $H_2S + CuCl_2 = CuS\downarrow + 2HCl$

*У доски 2-й учащийся: написать уравнение гидролиза  $CuS$ .*

$CuS + H_2O = Cu(OH)_2\downarrow + H_2S\uparrow$  – среда, близкая к нейтральной

#### II. Актуализация знаний.

*Предложить учащимся записать известные им уравнения реакций для сернистого газа (оксида серы IV) и сернистой кислоты  $H_2SO_3$  по вариантам:*

Вариант I: сернистый газ (оксид серы (IV))	Вариант II: сернистая кислота $H_2SO_3$
1. Взаимодействует с водой: $SO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2SO_3$ 2. Взаимодействует со щёлочью: $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$ ; 3. Взаимодействует с основным оксидом: $SO_2 + CaO = CaSO_3$	1. Взаимодействует с основанием: $H_2SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_3 + 2H_2O$

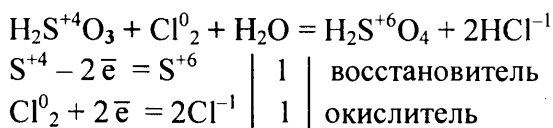


### III. Изучение нового материала.

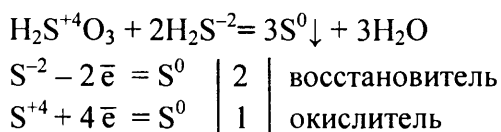
Учитель. Оксид  $\text{SO}_2$  – газ с удушливым запахом; весьма ядовит. При растворении  $\text{SO}_2$  в воде образуется сернистая кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Это кислота средней силы. Сернистая кислота нестойка, существует только в водных растворах, при нагревании ее раствора равновесие смещается влево и выделяется оксид серы (IV).

Для оксида  $\text{SO}_2$ , кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и ее солей характерна окислительно-восстановительная двойственность, так как сера имеет в этих соединениях промежуточную степень окисления +4.

В окислительно-восстановительных реакциях сернистая кислота обычно играет роль восстановителя и окисляется до серной кислоты:



$\text{H}_2\text{SO}_3$  постепенно окисляется до серной кислоты даже кислородом воздуха. Но, взаимодействуя с более сильным восстановителем, например с сероводородом, сернистая кислота ведет себя как окислитель и восстанавливается до свободной серы:



Сернистая кислота, будучи двухосновной, образует соли двух типов: средние и кислые. В воде растворимы лишь соли щелочных металлов и гидросульфиты. Средние соли сернистой кислоты называют **сульфитами** (например,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  – сульфит натрия), а кислые – **гидросульфитами** ( $\text{NaHSO}_3$  – гидросульфит натрия). Сульфиты – тоже активные восстановители. Сернистая кислота находит применение при консервировании фруктов, овощей (сульфитация) и кормов.

Однако восстановительные свойства у соединений серы (IV) преобладают. Так, сульфиты в растворах окисляются даже кислородом воздуха при комнатной температуре.

На высших животных оксид  $\text{SO}_2$  действует прежде всего как раздражитель слизистой оболочки дыхательных путей. Токсичен этот газ и для растений. В промышленных районах, где сжигается много угля, содержащего небольшое количество соединений серы, в атмосферу выделяется диоксид серы. Растворяясь во влаге, находящейся на листьях,  $\text{SO}_2$  образует раствор сернистой кислоты, который, в свою очередь, окисляется до серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Атмосферная влага с растворенными  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  нередко выпадает в виде кислотных дождей, приводящих к гибели растительности.

Оксид серы (IV) обесцвечивает органические пигменты, поэтому его применяют иногда вместо хлора для отбеливания шелка, шерсти и соломы. Но, в отличие от хлора, оксид серы (IV) не разрушает красители, а лишь образует с ними непрочные бесцветные соединения, которые разлагаются под действием тепла или света, и первоначальная окраска растительного пигмента восстанавливается (например, у соломенных шляп).

Сернистым газом  $\text{SO}_2$  окуривают склады, подвалы и тару для уничтожения плесневых грибков, а в ветеринарии его используют для лечения животных от чесотки.

#### **IV. Закрепление изученного.**

– Выполните тесты:

1. Распределение электронов по энергетическим уровням в атоме серы:

- 1) 2, 6;                      2) 2, 8, 8;                      3) 2, 8, 6;                      4) 2, 8, 8, 6.

2. Сера – более сильный окислитель, чем:

- 1) фтор;                      2) хлор;                      3) фосфор;                      4) кислород.

3. Степени окисления серы изменяются от +6 до 0 в группе веществ:

1) S, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>;

3) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>S, S;

2) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S;

4) SO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, S.

4. И сероводород, и сернистый газ будут реагировать со следующей парой веществ:

1) NaOH, O<sub>2</sub>;

3) CuSO<sub>4</sub> и H<sub>2</sub>O;

2) H<sub>2</sub>O и H<sub>2</sub>;

4) S и CuO.

5. Для осуществления превращения  $S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3$  нужно последовательно использовать:

1) водород, воду, оксид кальция;

2) водород, кислород, гидроксид кальция;

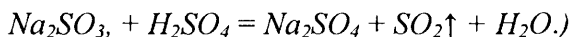
3) водород, кислород, хлорид кальция;

4) воду, воду, кальций.

**Домашнее задание:** § 12; учить конспект по тетради; составить три теста по теме: «Сернистый газ, сернистая кислота», повторить из курса 8 кл. § 32.

**Задача:** для обеззараживания складов, погребов, теплиц и парников можно применять окуривание сернистым газом – оксидом серы (IV). В обрабатываемом помещении поджигают серу и выдерживают его закрытым в течение 1–2 суток. При сжигании серы образуется оксид серы (IV) в результате реакции соединения. Но можно получить его для обработки погреба и путем реакции обмена. Какие для этого потребуются исходные вещества?

*(Ответ:  $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ . Соли сернистой кислоты называются сульфитами. Сернистая кислота – нестойкая, существует только в разбавленных растворах и быстро разлагается на воду и оксид серы (IV). Поэтому при взаимодействии сульфитов с сильными кислотами образуется  $SO_2$ :*



## Урок 18

### ОКСИД СЕРЫ (VI).

### СЕРНАЯ КИСЛОТА И ЕЁ СОЛИ

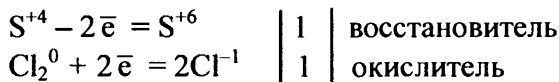
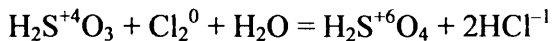
**Цель:** изучить состав, свойства и применение оксида серы (VI) и разбавленной серной кислоты.

#### Ход урока

##### I. Проверка домашнего задания.

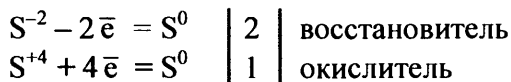
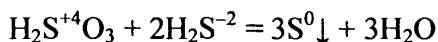
У доски 1-й учащийся выполняет задание на карточке: составьте уравнения реакций, характеризующих восстановительные свойства  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

*Предполагаемый ответ:*



У доски 2-й учащийся выполняет задание на карточке: составьте уравнения реакций, характеризующих окислительные свойства  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

*Предполагаемый ответ:*



У доски 3-й учащийся выполняет задание на карточке: составьте уравнения реакций взаимодействия оксида серы (VI) с  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CaO}$ .

*Класс выполняет ученические тесты.*

##### II. Актуализация знаний.

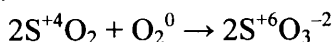
Учащиеся записывают уравнения реакций, известных им, для оксида серы (VI) и серной кислоты (разбавленной) по вариантам:

В а р и а н т I: оксид серы (VI) – SO <sub>3</sub>	В а р и а н т II: серная кислота – H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (разбавленная)
<p>Оксид серы (VI) SO<sub>3</sub> является кислотным оксидом.</p> <p>1. Взаимодействует с водой:  <math display="block">\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4</math></p> <p>2. Взаимодействует со щёлочью:  <math display="block">\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>3. Взаимодействует с основным оксидом:  <math display="block">\text{SO}_3 + \text{CaO} = \text{CaSO}_4</math></p>	<p>Серная кислота H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> проявляет свойства, общие с другими кислотами.</p> <p>1. Водный раствор изменяет окраску индикаторов.</p> <p>2. Взаимодействует с основаниями (реакция нейтрализации):  <math display="block">\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}</math> <math display="block">2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}</math> <math display="block">\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>3. Реагирует с основными и амфотерными оксидами:  <math display="block">\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}</math> <math display="block">2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}</math> <math display="block">2\text{H}^+ + \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>4. Реагирует с металлами (до водорода):  <math display="block">\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow</math> <math display="block">2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\uparrow</math> <math display="block">2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow</math></p> <p>5. Реагирует с солями, вытесняя из них другие кислоты:  <math display="block">3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4</math></p>

### III. Изучение нового материала.

#### 1. Рассказ учителя.

Учитель. Оксид серы (VI) можно получить из оксида серы (IV):



Оксид серы (VI) имеет две модификации. Одна из них – жидкая (в отличие от SO<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>S). При t° = 16,8 °C SO<sub>3</sub> затверде-

вают в кристаллы, напоминающие лёд. При длительном хранении  $\text{SO}_3$  переходит в другую модификацию, представляющую собой шелковистые кристаллы.

Оксид серы (VI) активно соединяется с водой, образуя серную кислоту, значит  $\text{SO}_3$  является ангидридом:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ .

Отсюда понятно другое название этого соединения: *серный ангидрид*.  $\text{SO}_3$  обладает способностью растворяться в концентрированной серной кислоте, при этом получается густая масляобразная жидкость, называемая *олеумом*.

Теперь рассмотрим физические свойства  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Они хорошо известны вам из курса химии 8 класса. (*Тяжёлая бесцветная маслянистая жидкость.*) Вспомните правила разбавления серной кислоты. (*Ответы учащихся.*)

– Почему именно так разбавляется кислота (то есть кислота наливается в воду, а не наоборот)?

*(Плотность воды – 1 г/мл, а плотность концентрированной серной кислоты – 1,84 г/мл, то есть  $\text{H}_2\text{SO}_4$  почти в два раза тяжелее воды. В результате растворения кислоты в воде выделяется большое количество тепла. Если добавляют кислоту в воду, то она сразу идет вниз (так как тяжелее), и вся выделяющаяся теплота идет на нагревание раствора. В случае же добавления воды в кислоту вода как более легкая жидкость ко дну не идет, а остается на поверхности. Вода очень быстро закипает, испаряется и брызгами или паром может попасть в лицо человека.)*

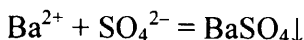
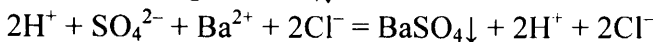
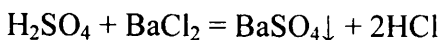
Одним из признаков протекания химических реакций является выделение тепла. При растворении концентрированной серной кислоты в воде образуются гидраты разного состава, например  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Лабораторный опыт № 6 (учебник, с. 43) «Распознавание сульфат-ионов в растворе».

Цель: научить отличать серную кислоту от других кислот.

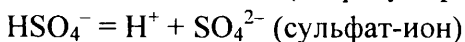
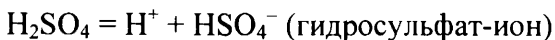
*Учитель напоминает учащимся о правилах работы с серной кислотой.*

– Выполните опыты, описанные в учебнике на с. 43. Слейте равные объёмы серной кислоты и хлорида бария; отметьте цвет осадка (белый) и его нерастворимость в кислотах; составьте уравнения реакций; сделайте вывод.



**Вывод:** характерной реакцией на серную кислоту и её соли является взаимодействие с растворимыми солями бария.

**Учитель.** Серная кислота является сильным электролитом, но как двухосновная кислота диссоциирует в две ступени и образует два ряда солей: средние (сульфаты) и кислые (гидросульфаты).



## **2. Работа с учебником.**

– Познакомьтесь с областями применения серной кислоты и её солей по рис. 9 на с. 37 учебника. Как связаны эти области применения со свойствами?

## **IV. Закрепление изученного.**

– Дайте характеристику серной кислоты:

- а) по наличию кислорода (*кислородсодержащая*);
- б) по основности (*двухосновная*);
- в) по растворимости в воде (*растворима*);
- г) по степени диссоциации (*сильный электролит*);
- д) по летучести (*нелетуча*);
- е) по стабильности (*стабильна*).

– Запишите правило разбавления концентрированной серной кислоты: а) словами, б) рисунком.

**Задача 1.** На полное «растворение» алюминия массой 2,7 г затратится серной кислоты (в г):

- 1) 9,8 г;                      2) 14,7 г;                      3) 4,9 г;                      4) 19,6 г.

**Задача 2.** Через 160 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 10 % пропускают сернистый газ. Сколько г средней соли получится?

- 1) 28,4 г;                      2) 25,2 г;                      3) 56,8 г;                      4) 50,4 г.

**Домашнее задание:** § 13, задачи 1, 2, с. 38.

**Задача (повышенный уровень сложности).** При рентгеноскопическом исследовании организма человека применяют так называемые рентгеноконтрастные вещества. Так, перед просвечиванием желудка пациенту дают выпить суспензию труднорастворимого сульфата бария, не пропускающего рентгеновское излучение. Какие количества оксида бария и серной кислоты потребуются для получения 100 г сульфата бария?

(*Ответ: 0,43 моль оксида бария и 0,43 моль серной кислоты.*)

## Урок 19

### ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

**Цель:** изучить свойства концентрированной серной кислоты; закрепить навыки записывания уравнений окислительно-восстановительных реакций с применением метода электронного баланса.

#### Ход урока

##### I. Проверка домашнего задания:

У доски 1-й учащийся: задача 1, с. 38.

У доски 2-й учащийся: задача 2, с. 38.



Фронтальная беседа по вопросам:

1. Перечислите свойства серной кислоты, общие с другими кислотами. (*Взаимодействие с металлами.*)

2. Сформулируйте правила приготовления раствора серной кислоты. (*Для приготовления раствора серной кислоты необходимо серную кислоту вливать в воду, а не наоборот.*)

3. Как распознать серную кислоту и её соли? (*Качественной реакцией на серную кислоту и её соли является взаимодействие с  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ , в результате чего выпадает белый осадок.*)

## II. Изучение нового материала.

– Как вы думаете, с точки зрения окислительно-восстановительных свойств окислителем или восстановителем будет являться серная кислота?

*Предполагаемый ответ:* восстановительные свойства проявляют элементы, находящиеся в низшей степени окисления (так как они приняли на внешний энергетический уровень максимально возможное число электронов и могут теперь только отдавать их, то есть быть восстановителями). Окислительные же свойства проявляют элементы, находящиеся в высшей степени окисления (соответствующей номеру группы), так как они отдали все электроны, находящиеся на внешнем энергетическом уровне, и могут теперь только принимать электроны. Сера в составе серной кислоты имеет высшую степень окисления, соответствующую номеру группы, то есть +6, и будет проявлять только окислительные свойства.

– Для подтверждения окислительных свойств концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  проведем опыт.

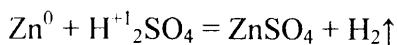
Демонстрационный эксперимент.

– Опустим лучинку в концентрированную  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Что наблюдаете?

*Учащиеся отмечают почернение лучинки.*

– Концентрированная серная кислота способна отщепить от органических веществ водород и кислород в виде воды, обугливая органические вещества, в данном опыте – клетчатку, вследствие чего углерод выделяется в виде угля. Именно поэтому необходимо осторожно обращаться с серной кислотой, иначе могут пострадать кожа и одежда!

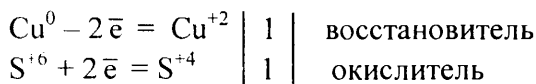
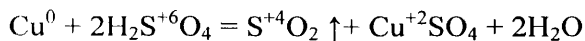
Взаимодействие серной кислоты с металлами зависит от ее концентрации. Так, из разбавленной серной кислоты металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода, вытесняют газообразный водород, например:



В этом случае роль окислителя играют катионы водорода  $\text{H}^+$  серной кислоты. На медь, серебро, золото и платину (стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов после водорода) разбавленная серная кислота не действует.

Концентрированная же серная кислота «растворяет» почти все металлы независимо от их положения в ряду стандартных электродных потенциалов (кроме золота и платины). Водород при этом не выделяется, а получаются продукты восстановления серной кислоты (оксид серы (IV), свободная сера или сероводород), соль и вода, потому что в качестве окислителя выступают не ионы водорода, а сера, входящая в состав кислоты.

Концентрированная серная кислота, взаимодействуя с малоактивным металлом (например, с медью), восстанавливается до оксида серы (IV):

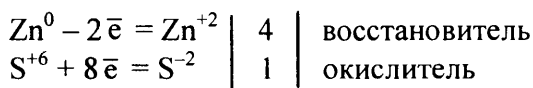
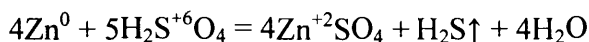


**Вывод:** окислительно-восстановительные свойства  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$  сильно отличаются от свойств разбавленной кислоты.

– Концентрированная серная кислота является сильным окислителем, именно поэтому водород никогда не выделяется при взаимодействии металлов с концентрированной серной кислотой. Продукты восстановления зависят как от активности металла, так и от условий протекания реакции (концентрации кислоты, температуры и т. д.). Общая закономерность такова: чем выше активность металла, тем полнее идет восстановление кислоты, тем ниже степень окисления полученного продукта (то есть тем больше электронов принимает сера). Неактивные металлы (после водорода в ряду активности) восстанавливают серу до ближайшей степени окисления +4.

**Задание.**

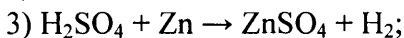
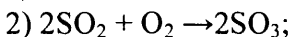
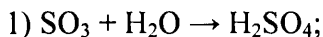
– Рассмотрите несколько примеров реакций взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой, составьте к ним уравнения методом электронного баланса.



Многие металлы (Al, Cr, Fe) пассивируются концентрированной серной кислотой, однако при сильном нагревании она взаимодействует и с этими металлами.

### III. Закрепление изученного.

1. Схема превращения  $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{+4}$  соответствует уравнению реакции:



2. Раствор серной кислоты может взаимодействовать со всеми веществами из группы:



- 2)  $\text{CuO}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ;  
3)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;  
4)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Zn}$ .

**Домашнее задание:** § 13, табл. 10, упр. 1–4, с. 38.

## **Урок 20**

### ***Практическая работа № 2***

#### **РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ПОДГРУППА КИСЛОРОДА»**

**Цель:** проверить уровень усвоения ранее изученного материала.

### **Ход урока**

#### **I. Подготовка к проведению практической работы.**

1. Инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами и щелочами.

2. Беседа о ходе практической работы, которая выполняется в соответствии с инструкцией учебника (с. 43, работа 2). *(Можно изменить набор веществ исходя из наличия их в лаборатории.)*

#### **II. Проведение практической работы.**

##### **Задача 1.**

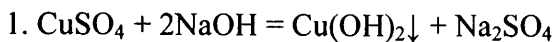
**Цель:** изучить качественные реакции на серную кислоту и её соли.

– Вначале с помощью индикатора определите, в какой пробирке находится кислота. Индикатор лакмус окрасится в красный цвет. Соль серной кислоты можно отличить от соли соляной кислоты с помощью растворимой соли бария. Наблюдаем выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах.

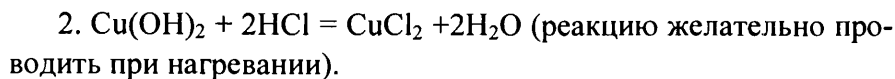
##### **Задача 2.**

**Цель:** научиться практически осуществлять цепочку превращений:  $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2$ .

Учащиеся должны вначале провести «мысленный» эксперимент, записать в тетрадях уравнения химических реакций, а затем провести опыты.



Наблюдаем выпадение голубого осадка.



Наблюдаем растворение осадка.

Результаты работы занести в таблицу:

Рисунок	Что наблюдали	Выводы и уравнения

**Домашнее задание:** оформить работу.

## Урок 21

### ПОНЯТИЕ О СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ. КАТАЛИЗАТОРЫ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

**Цели:** дать определение скорости химической реакции, химического равновесия, установить зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ, от площади их соприкосновения, концентрации, температуры, от катализатора; научить объяснять влияние различных условий на скорость химической реакции, прогнозировать направление смещения химического равновесия.

## Ход урока

### I. Изучение нового материала.

#### 1. Рассказ учителя.

– Скорость химической реакции зависит от условий ее протекания, важнейшими из которых являются:

1) природа реагирующих веществ;

- 2) концентрация реагирующих веществ;
- 3) площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ;
- 4) температура;
- 5) наличие катализатора.

Рассмотрим зависимость скорости химических реакций от различных факторов (табл. 11, с. 40).

## 2. Работа с учебником (с. 39–40).

Ответьте на вопросы:

1) Что такое скорость химической реакции? *(Изменение количества вещества одного из реагирующих веществ за единицу времени.)*

2) В каких единицах измеряется скорость химической реакции? *(В моль/с.)*

3) Почему скорость реакции горения веществ в кислороде больше, чем в воздухе? *(В воздухе кислорода всего 21 %, соответственно в чистом  $O_2$  вещество сгорает быстрее.)*

4) От чего зависит скорость реакции? *(От природы реагирующих веществ, наличия катализатора, давления, площади поверхности реагирующих веществ.)*

5) Приведите примеры необходимости замедления или ускорения химической реакции. Что нужно для этого сделать?

6) На каком принципе основано тушение костра разбрасыванием горящих дров? *(Скорость ( $v$ ) горения тем выше, чем больше  $V$  и меньше  $S$  поверхности сгораемого материала.)*

7) Почему подача воздуха в зону горения может усилить, а может и прекратить горение? Приведите по одному примеру.

8) Железо окисляется и на воздухе, и в кислороде. Почему оно горит в кислороде и не горит на воздухе? *(Концентрация кислорода в воздухе ниже, чем в чистом кислороде, для окисления его хватает, а для горения – нет.)*

### 3. Работа с учебником (с. 41–42).

Ответьте на вопросы:

1) Какие реакции называются обратимыми и необратимыми?  
(Обратимые реакции – это реакции, протекающие одновременно в прямом и обратном направлениях. Необратимые – реакции, протекающие только в одном направлении.)

2) Познакомьтесь с понятием «химическое равновесие» и условиями его смещения. (Химическое равновесие – состояние химической системы, в которой скорости прямой и обратной реакций равны между собой.)

3) Дайте характеристику реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$

а) по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции (реакция соединения);

б) по тепловому эффекту (экзотермическая);

в) по изменению степеней окисления (окислительно-восстановительная);

г) по использованию катализатора (каталитическая);

д) по направлению (обратимая).

4) На примере реакции получения  $\text{SO}_3$  изучите принцип Ле-Шателье, условия смещения химического равновесия в ту или иную сторону.

(Для смещения равновесия вправо необходимо:

а) увеличить давление, так как реакция идет с уменьшением объема ( $3V \rightarrow 2V$ );

б) непрерывно отводить продукт реакции  $\text{SO}_3$ .)

## II. Закрепление изученного.

Выполнение тестов из сборника [16].

1. Скорость горения угля в печи увеличится, если:

1) увеличить доступ кислорода;

2) понизить давление;

3) понизить температуру;

4) добавить некоторое количество угля.

*Пояснение.* Добавление угля не увеличит скорость реакции, так как она идет только на поверхности соприкосновения угля с воздухом. Понижение температуры и давления снизят скорость реакции.

2. Скорость реакции между карбонатом кальция и соляной кислотой увеличится, если:

- 1) **измельчить карбонат кальция;**
- 2) охладить реагирующую смесь;
- 3) повысить давление;
- 4) понизить давление.

*Пояснение.* Для повышения скорости реакцией с участием твердых веществ их измельчают.

3. С наибольшей скоростью взаимодействие с водой будет происходить:

- |             |             |
|-------------|-------------|
| 1) у калия; | 3) кальция; |
| 2) натрия;  | 4) магния.  |

*Пояснение.* Самым активным из перечисленных металлов является калий, так как у его атома всего 1 электрон на внешнем уровне и наибольший радиус.

4. Чтобы ускорить реакцию горения серы, нужно:

- 1) **внести горящую серу в атмосферу чистого кислорода;**
- 2) проводить реакцию на свету;
- 3) охлаждать серу;
- 4) проводить реакцию при повышенном давлении.

*Пояснение.* В чистом кислороде вещества сгорают быстрее, чем на воздухе, так как концентрация кислорода возрастает в 5 раз.

5. Увеличение концентрации сернистого газа в реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$  приведет к тому, что скорость прямой реакции ... (увеличится).

**Домашнее задание:** § 14, упр. 1–5, с. 42.



## Урок 22

### ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

**Цель:** научить производить вычисления по уравнениям химических реакций, изучить формулы для расчётов количества вещества, объёма, массы.

#### Ход урока

##### I. Проверка домашнего задания.

*Первый ученик у доски.*

**Задача.** Какова масса серной кислоты, которую можно получить из 16 т руды, содержащей 60 % пирита  $\text{FeS}_2$ .

1) Составим схему:  $\text{FeS}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4$ .

2) Найдём массу чистого пирита в руде:

$$m(\text{FeS}_2) = 16 \text{ т} \cdot 0,6 = 9,6 \text{ т}.$$

3) Рассчитаем молярные массы пирита и серной кислоты:

$$M(\text{FeS}_2) = 120 \text{ т/тмоль};$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ т/тмоль}.$$

4) Составим пропорцию:

$$\begin{array}{ccc} 9,6 \text{ т} & & x \text{ т} \\ \text{FeS}_2 & \rightarrow & 2\text{H}_2\text{SO}_4 \\ 120 \text{ т/тмоль} & & 2 \cdot 98 \text{ т/тмоль}; \end{array}$$

$$x = 9,6 \cdot 2 \cdot 98 : 120 \quad x = 15,68 \text{ т}$$

**Ответ:**  $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 15,68 \text{ т}$ .

*Второй ученик у доски.*

**Задача.** Сколько тонн раствора с массовой долей серной кислоты 98 % можно получить из 2,4 т пирита?

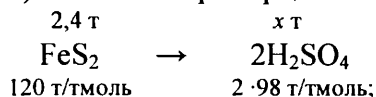
1) Составим схему:  $\text{FeS}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4$ .

2) Рассчитаем молярные массы пирита и серной кислоты:

$$M(\text{FeS}_2) = 120 \text{ т/тмоль};$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ т/тмоль}.$$

3) Составим пропорцию:



$$x = 2,4 \cdot 2 \cdot 98 : 120 = 3,92 \text{ т}$$

4) Найдём массу раствора с массовой долей серной кислоты 98 % по формуле:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) : \omega; \quad m(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 3,92 \text{ т} : 98 \cdot 100 = 4 \text{ т}$$

О т в е т :  $m(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 4 \text{ т}$ .

## II. Изучение нового материала.

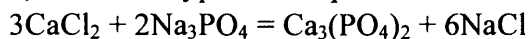
1. Решение задач по карточкам.

*Разбор наиболее типичных задач ГИА (С2).*

**Пример 1.** Какая масса осадка образуется при взаимодействии избытка раствора хлорида кальция с 65,6 г раствора фосфата натрия с массовой долей растворенного вещества 10 %?

*Решение.*

1) Составим уравнение реакции:



2) Рассчитаем массу и количество вещества фосфата натрия, содержащегося в растворе:

$$m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = m_{(\text{р-ра})} \cdot \omega / 100 = 65,6 \cdot 0,1 = 6,56 \text{ (г)}$$

$$n(\text{Na}_3\text{PO}_4) = m(\text{Na}_3\text{PO}_4) / M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 6,56 : 164 = 0,04 \text{ (моль)}$$

3) Определим массу вещества, выпавшего в осадок:

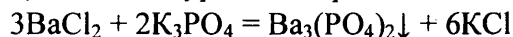
$$\text{по уравнению реакции } n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1/2 n(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,02 \text{ (моль)}$$

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) \cdot M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 0,02 \cdot 310 = 6,2 \text{ (г)}$$

**Пример 2.** Какая масса осадка образуется при взаимодействии избытка раствора хлорида бария с 21,2 г раствора фосфата калия с массовой долей растворенного вещества 20 %?

*Решение.*

1) Составим уравнение реакции:



2) Рассчитаем массу и количество вещества фосфата калия, содержащегося в растворе:

$$m(\text{K}_3\text{PO}_4) = m_{(\text{р-ра})} \cdot \omega/100 = 21,2 \cdot 0,2 = 4,42 \text{ (г)}$$

$$n(\text{K}_3\text{PO}_4) = m(\text{K}_3\text{PO}_4)/M(\text{K}_3\text{PO}_4) = 4,42 : 212 = 0,02 \text{ (моль)}$$

3) Определим массу вещества, выпавшего в осадок:

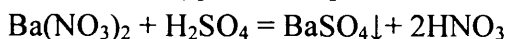
$$\text{по уравнению реакции } n(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2) = 1/2n(\text{K}_3\text{PO}_4) = 0,01 \text{ (моль)}$$

$$m(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2) = n(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2) \cdot M(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2) = 0,01 \cdot 602 = 6,02 \text{ (г)}$$

**Пример 3.** Какая масса осадка образуется при взаимодействии избытка раствора нитрата бария с 196,0 г раствора серной кислоты с массовой долей растворенного вещества 5 %?

*Решение.*

1) Составим уравнение реакции:



2) Рассчитаем массу и количество вещества серной кислоты, содержащейся в растворе:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{(\text{р-ра})} \cdot \omega/100 = 196 \cdot 0,05 = 9,8 \text{ (г)}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4)/M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,8 : 98 = 0,1 \text{ (моль)}$$

3) Определим массу вещества, выпавшего в осадок:

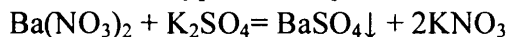
$$\text{по уравнению реакции } n(\text{BaSO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ (моль)}$$

$$m(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaSO}_4) \cdot M(\text{BaSO}_4) = 0,1 \cdot 233 = 23,3 \text{ (г)}$$

**Пример 4.** Какая масса осадка образуется при взаимодействии избытка раствора нитрата бария с 34,8 г раствора сульфата калия с массовой долей растворенного вещества 5 %?

*Решение.*

1) Составим уравнение реакции:



2) Рассчитаем массу и количество вещества сульфата калия, содержащегося в растворе:

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = m_{(\text{р-ра})} \cdot \omega/100 = 34,8 \cdot 0,05 = 1,74 \text{ (г)}$$

$$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = m(\text{K}_2\text{SO}_4)/M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 1,74 : 174 = 0,01 \text{ (моль)}$$

3) Определим массу вещества, выпавшего в осадок:  
 по уравнению реакции  $n(\text{BaSO}_4) = n(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,01$  (моль)  
 $m(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaSO}_4) \cdot M(\text{BaSO}_4) = 0,01 \cdot 233 = 2,33$  (г)

**Пример 5.** При полном разложении 72 г воды количество вещества и объем (н. у.) выделившегося водорода:

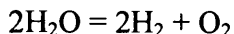
- 1) 4 моль; 89,6 л;      3) 0,5 моль; 11,2 л;  
 2) 2 моль; 44,8 л;      4) 4 моль, 44,8 л.

*Решение.*

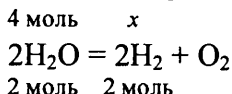
1) Найдем количество  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m/M = 72 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 4 \text{ моль.}$$

2) Запишем уравнение реакции:



3) Составим пропорцию:



$$x = 4 \text{ моль } \text{H}_2$$

4) Найдем объем 4 моль  $\text{H}_2$ :

$$V(\text{H}_2) = n \cdot V_m = 4 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 89,6 \text{ л.}$$

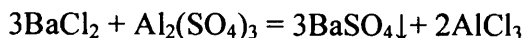
**Домашнее задание:**

**Задача 1.**

Какая масса осадка образуется при взаимодействии избытка раствора хлорида бария с 171,0 г раствора сульфата алюминия с массовой долей растворенного вещества 10 %?

*Решение.*

1) Составим уравнение реакции:



2) Рассчитаем массу и количество вещества сульфата алюминия, содержащегося в растворе:

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = m_{(\text{р.ра})} \cdot \omega/100 = 171 \cdot 0,1 = 17,1 \text{ (г)}$$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)/M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 17,1 : 342 = 0,05 \text{ (моль)}$$

3) Определим массу вещества, выпавшего в осадок:

по уравнению реакции  $n(\text{BaSO}_4) = 3n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,15$  (моль)

$m(\text{BaSO}_4) = n(\text{BaSO}_4) \cdot M(\text{BaSO}_4) = 0,15 \cdot 233 = 34,95$  (г)

Задача 2.

Горькая, или английская, соль (кристаллогидрат сульфата магния) впервые была выделена англичанином Дж. Грю из воды минерального источника в Эпсоме, пригороде Лондона. Эта соль применяется в медицине при заболеваниях нервной системы, для снижения артериального давления, а также как слабительное средство. Определите состав английской соли, если массовые доли элементов в ней составляют: 9,86 % (Mg), 13,01 % (S), 71,40 % (O), 5,73 % (H).

Ответ:  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

### Тема 3. АЗОТ И ФОСФОР (10 ч)

#### Урок 23

#### ПОЛОЖЕНИЕ АЗОТА И ФОСФОРА В ПСХЭ, СТРОЕНИЕ ИХ АТОМОВ. АЗОТ КАК ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ И ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО (урок изучения нового материала)

**Цели:** научить давать характеристику элементов главной подгруппы 5-й группы по плану, исходя из их положения в Периодической системе и строения их атомов; продолжить формирование понятий: «химический элемент», «простое вещество», формирование логического мышления: развивать умение сравнивать химический элемент и простое вещество.

#### Ход урока

##### I. Актуализация знаний.

— Что вам известно о положении азота и фосфора в ПСХЭ, о строении их атомов? На основе этих знаний заполните первый

столбик таблицы. Второй столбик будем заполнять постепенно, по мере объяснения и разбора материала.

Что знаем	Что узнали
1	2
<p>1. <i>Положение в Периодической системе.</i></p> <p>Азот и фосфор находятся в 5-й группе, главной подгруппе (азот – во втором, фосфор – в третьем малых периодах).</p> <p>2. <i>Строение атома.</i></p> <p>(Вспомнить материал о строении атомов можно, прибегнув к табл. 13, с. 45 учебника.) Азот и фосфор имеют сходное строение атомов (5 электронов на внешнем слое). Отличия – в числе электронных оболочек (у атома азота их две, II период, у атома фосфора их 3, III период).</p> <p>3. <i>Возможные степени окисления.</i></p> <p>Атомам азота и фосфора до завершения внешнего уровня недостаёт 3 электронов, присоединяя которые они проявляют степень окисления, равную –3.</p> <p>4. <i>Свойства соединений элементов (читаем ПСХЭ).</i></p> <p>Азот в высшей степени окисления (+5) образует кислотный оксид <math>N_2O_5</math>, которому соответствует азотная кислота <math>HNO_3</math>. В низшей степени окисления (–3) азот образует летучее водородное соединение <math>NH_3</math> – аммиак.</p> <p>Аналогично, фосфор в высшей степени окисления (+5) образует</p>	<p><i>Возможные степени окисления.</i></p> <p>Устойчивое состояние атомы азота и фосфора приобретают и при отдаче пяти электронов. Поэтому для элементов подгруппы азота характерна высшая степень окисления +5, низшая –3 и оксиды с общей формулой <math>R_2O_5</math>, а водородные соединения с общей формулой <math>RH_3</math>.</p> <p>Наряду со сходством элементы главной подгруппы 5-й группы существенно отличаются друг от друга. Азот сравнительно легко образует соединение типа <math>RH_3</math>, а вот соединение типа <math>R_2O_5</math> можно получить только косвенным путем. Высший же оксид фосфора легко образуется при горении фосфора. Это отличие объясняется тем, что у атома фосфора (табл. 13) на последнем энергетическом уровне имеются свободные d-орбитали. Поэтому может произойти распаривание <math>3s^2</math>-электронов и один из них может перескочить на 3d-орбиталь. В этом случае на третьем энергетическом уровне атома фосфора окажется пять неспаренных электронов, которые могут быть отданы или смещены в сторону более электроотрицательного элемента, например кислорода с обра-</p>

1	2
кислотный оксид $P_2O_5$ , которому соответствует фосфорная кислота $H_3PO_4$ . В низшей степени окисления (-3) азот образует летучее водородное соединение $PH_3$ – фосфин	зованием оксида $P_2O_5$ . У атома же азота (табл. 13) нет свободных орбиталей. Чтобы разъединить его $2s^2$ -электроны, один из них надо переместить на третий энергетический уровень. Однако для этого требуется затрата большого количества энергии

## II. Изучение нового материала.

1. Инструктаж по технике безопасности.

2. Рассказ учителя.

– При открытии азота А. Лавуазье назвал этот элемент «безжизненный». Как вы думаете, почему название, которое дал А. Лавуазье азоту, именуют «грубой ошибкой»?

*Предполагаемый ответ: газ азот не поддерживает жизни, он инертен, но элемент азот входит в состав белков – основного строительного материала клетки.*

*Чтобы разрешить это кажущееся противоречие, нужно разъяснить учащимся, что в первом случае идет речь о простом веществе – азоте, а во втором случае – о сложных веществах, содержащих элемент азот.*

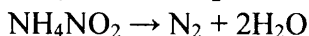
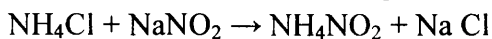
– Природные запасы свободного азота огромны (78 % атмосферы) и доступны человеку, и в то же время растения, культивируемые человеком, не всегда получают азотистое питание в должном количестве из-за недостатка в почве необходимых соединений азота. Отсюда возникает проблема превращения свободного азота, не поддерживающего жизни, в связанный азот, необходимый для жизни. А для этого нужно изучить свойства азота, условия его соединения с другими элементами.

### 3. Демонстрационный опыт «Получение азота и изучение его свойств».

*Чтобы показать учащимся свободный азот и проделать с ним некоторые опыты, нужно получить его перед уроком и собрать в газометр.*

Учитель. Азот можно получить при взаимодействии нитрита натрия с хлоридом аммония.

Концентрированный раствор хлорида аммония (20 г  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в 55 мл воды) помещают в колбу, а в капельную воронку наливают раствор нитрита натрия (25 г  $\text{NaNO}_2$  в 35 мл воды), колбу подогревают, а затем спускают по каплям раствор нитрита натрия в горячий раствор хлорида аммония. Получающийся азот собирают в небольшой газометр.



*Учащиеся описывают физические свойства азота: газ, без цвета и запаха, малорастворим в воде.*

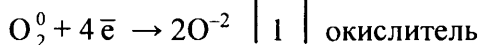
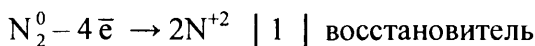
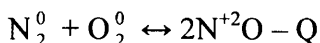
Проблемный вопрос:

– Как объяснить химическую инертность азота при обычных условиях? Какие свойства – окислительные или восстановительные – будет проявлять азот в химических реакциях?

*Предполагаемый ответ: связь атомов в молекуле азота очень прочная, ковалентная неполярная, образованная тремя электронными парами.*

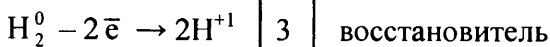
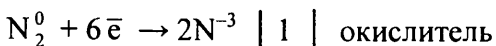
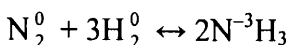
а) Реакция с кислородом (азот – восстановитель).

Так как молекулы азота стойки при обычных условиях, то азот сравнительно инертен при низкой температуре; но он может соединяться с кислородом при очень высокой температуре:





б) Реакция с водородом и металлами (азот – окислитель):



*Предложить учащимся сравнить аналогичные реакции с кислородом и фтором.*

*Учащиеся самостоятельно формулируют вывод:*

Азот по отношению к кислороду проявляет восстановительные свойства, а по отношению к водороду и металлам – окислительные.

*Сопоставляя условия соединения с водородом фтора и кислорода и сравнивая строение атомов этих элементов, учащиеся делают еще один вывод:*

С уменьшением числа валентных электронов у атомов элементов, находящихся в конце второго периода Периодической системы, повышается химическая активность элементов в отношении к водороду.

### **III. Закрепление изученного материала.**

*Учащимся предлагается самостоятельно записать уравнения реакций, иллюстрирующие химические свойства азота.*

**Домашнее задание:** § 15, 16; составить схему, отражающую распространение и круговорот элемента азота в природе, и таблицу, раскрывающую взаимосвязь свойств и областей применения азота в природе.

## **Урок 24**

### **АММИАК: ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА. ПОЛУЧЕНИЕ И ПРИМЕНЕНИЕ**

**Цели:** изучить свойства аммиака (окислительно-восстановительные и основные); сформировать понятие о донорно-акцепторном механизме образования химической связи в ионе

аммония; продолжить формировать логическое мышление: развивать умение сравнивать, обобщать, делать выводы.

## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

У доски:

1-й ученик (работа по карточке).

– Составьте уравнения химических реакций, доказывающих, что азот проявляет восстановительные свойства.

2-й ученик (работа по карточке).

– Составьте уравнения химических реакций, доказывающих, что азот проявляет окислительные свойства.

Фронтальная беседа с классом по вопросам:

1. Как изменяются свойства (металлические и неметаллические) элементов подгруппы азота сверху вниз и почему? (*Металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают, так как увеличивается число электронных слоёв,  $\Rightarrow$  увеличивается радиус атомов.*)

2. Каков тип химической связи в молекуле азота, какова кристаллическая решетка жидкого азота? (*Ковалентная неполярная связь в молекуле, гексагональная кристаллическая решетка.*)

3. Укажите значение азота в жизни живых существ и в природе. (*N входит в состав белков и нуклеиновых кислот, являющихся основой живых организмов; в природе формирует залежи полезных ископаемых (чилийская селитра).*)

4. Как можно получить азот в промышленности? На чём основан этот способ? (*Азот получают из воздуха. При испарении жидкого воздуха азот улетучивается первым.*)

### II. Изучение нового материала.

#### 1. Практическая работа.

Учитель. Аммиак – сложное вещество. Изучением его свойств мы будем заниматься в обычном порядке: физические свойства, химические свойства, получение, применение.

## **1. Физические свойства.**

Для ознакомления с физическими свойствами аммиака на учебные столы выставляются пробирки, наполненные аммиаком и закрытые пробками, и предлагается осторожно понюхать газ в пробирке. Учащиеся повторяют правила техники безопасности о том, как нужно нюхать неизвестный газ. Дополнительно сообщается о легкой сжижаемости аммиака; хорошую растворимость аммиака в воде демонстрируют пробиркой с газом, помещенной в сосуд с водой; для этого нужно осторожно открыть пробку.

Учащиеся записывают физические свойства аммиака: газ, без цвета, с резким запахом, хорошо растворяется в воде. Решая задачу сопоставления молекулярной массы аммиака с водородом и средней молекулярной массой воздуха, учащиеся делают вывод, что аммиак тяжелее водорода и легче воздуха.

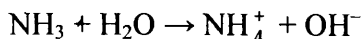
## **2. Химические свойства.**

*а) Реакции, идущие без изменения степени окисления.*

Демонстрационный опыт 1.

Учитель. Растворение аммиака является химическим взаимодействием аммиака с водой. Для этого мы проводим опыт, из которого увидим, что при растворения аммиака в воде образуется щелочь и что этот процесс сопровождается выделением теплоты. Большим цилиндром с аммиаком накрываем пробирку, обернутую фильтровальной бумагой, смоченной раствором фенолфталеина. Пробирку соединяем с узкой стеклянной трубкой, заполненной подкрашенным раствором. При соприкосновении с аммиаком фильтровальная бумага приобретает малиновую окраску, а подкрашенная вода вследствие выделения теплоты под действием расширяющегося воздуха поднимается вверх, что хорошо видно по сравнению с первоначальным ее уровнем, отмеченным резиновым колечком.

Так как вы знакомы с теорией электролитической диссоциации, то растворение аммиака в воде следует рассматривать как взаимодействие полярных молекул аммиака и воды с образованием ионов аммония и гидроксила:



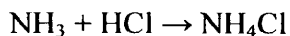
Присутствие гидроксильных ионов обнаруживают при помощи индикатора. Взаимодействие аммиака с водой следует рассматривать как обратимый процесс, направление которого зависит от температуры и концентрации раствора.

### Демонстрационный опыт 2.

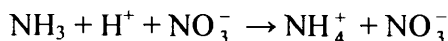
Учитель. Чтобы показать выделение аммиака при нагревании его раствора, сделаем следующий опыт: в маленькой колбочке или в пробирке, закрытой пробкой с газоотводной трубкой, нагреваем концентрированный раствор аммиака. Затем собираем выделяющийся газ в пробирку и обнаруживаем его по запаху или при помощи лакмусовой бумажки.

Демонстрационный опыт 3 «Действие аммиака на кислоты. Получение хлорида аммония соединением газообразного аммиака и хлороводорода».

Учитель. Для этого наберем аммиак в сухой большой цилиндр, а хлороводород – в другой такой же цилиндр. Затем цилиндр с аммиаком, перевернутый вверх дном, поставим на цилиндр с хлороводородом и уберем стекла, закрывавшие их. Оба цилиндра наполняются белыми клубами хлорида аммония:



Сульфат и нитрат аммония получают, пропуская аммиак через кислоты, находящиеся в U-образных трубках, охлаждаемых водой:



Демонстрационный опыт 4 «Действие водного раствора аммиака на кислоты».

Учитель. В три большие колбы наливаем по 20 мл водного раствора аммиака. В каждую из них из предосторожности вставляются воронки, так как при взаимодействии аммиака с кислотами выделяется много теплоты. Затем во все колбы наливаем по одной пробирке концентрированных кислот (соляную, серную, азотную). Там, где оказалась соляная кислота, слышится легкое шипение – выделяется хлорид аммония; с азотной кислотой реакция идет более бурно: жидкость разбрызгивается, стенки колбы покрываются белым налетом нитрата аммония; в колбе с серной кислотой слышится треск, колба покрывается белыми кристаллами сульфата аммония.

**Вывод:** аммиак взаимодействует с водой, растворами кислот без изменения степени окисления, в результате всех рассмотренных реакций образуются ионы аммония  $\text{NH}_4^+$ .

Работа с учебником (с. 48–49).

*Осуществляется совместный с учащимися разбор механизма образования донорно-акцепторной связи в ионе аммония.*

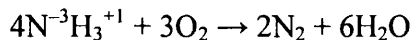
*б) Реакции, идущие с изменением степени окисления.*

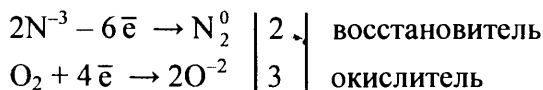
Проблемный вопрос:

– Какие химические свойства – окислительные или восстановительные – проявляет аммиак в химических реакциях?

*Предполагаемый ответ: азот в аммиаке имеет минимальную степень окисления, следовательно, он может только отдавать электроны, являясь при этом сильным восстановителем.*

Демонстрационный опыт 5 «Горение аммиака».  
(Проведение опыта описано на с. 72 учебника.)





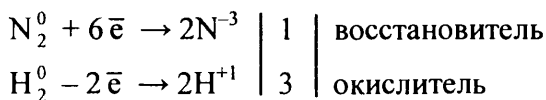
**Учитель.** Большое теоретическое и практическое значение имеют реакции окисления аммиака в чистом кислороде и в воздухе в присутствии катализатора (сплав платины и родия). Аммиак окисляется кислородом воздуха с образованием оксида азота (II).

О получении аммиака в лаборатории и в промышленности вы прочтете самостоятельно.

## 2. Чтение учебника (с. 47–48).

– Запишите уравнения реакций, которые используют для получения аммиака:

а) в промышленности:  $\text{N}_2^0 + 3\text{H}_2^0 \leftrightarrow 2\text{N}^{-3}\text{H}_3$



б) в лаборатории:  $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

**Домашнее задание:** § 17; составить схему, отражающую взаимосвязь свойств и областей применения аммиака в промышленности.

**Домашнее исследование:** почему нашатырный спирт обезболивает?

Смочите место укуса муравья нашатырным спиртом. Боль утихнет. Почему?

*(Объяснение.* При защите муравей впрыскивает в место укуса муравьиную кислоту, вызывающую резкую боль. Если место укуса смочить нашатырным спиртом, боль пропадает, так как основание нейтрализует кислоту. Пчелиный яд тоже содержит муравьиную кислоту, поэтому при пчелином укусе нашатырный спирт также смягчает боль.)

## Урок 25

### СОЛИ АММОНИЯ

**Цели:** познакомить с получением, применением, химическими свойствами и аналитическими реакциями распознавания солей аммония; закрепить знания о донорно-акцепторном механизме образования химической связи в ионе аммония; познакомить с практическим применением солей аммония в быту, промышленности.

#### Ход урока

##### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик (работа по карточке).*

– Составьте уравнения химических реакций аммиака с водой, с соляной кислотой, с азотной кислотой, с серной кислотой. Назовите продукты реакции.

*2-й ученик (работа по карточке).*

– Составьте уравнения химических реакций аммиака с кислородом (с участием катализатора, без катализатора).

**Фронтальная беседа с классом по вопросам:**

1. Опишите физиологическое действие аммиака на организм.

*Предполагаемый ответ:* в медицинской практике применяют 10%-ный раствор аммиака (нашатырный спирт) для вывода из обморочного состояния. При вдыхании аммиак оказывает возбуждающее влияние на дыхательный центр. При больших дозах наступает удушье.

##### II. Актуализация знаний.

– Знакомы ли вам понятия, записанные в названии темы? Попробуйте сформулировать цель урока.

*(Примерный ответ: Нам знаком класс веществ – соли. Цель: узнать, что такое соли аммония, отличаются ли они*

по своим химическим свойствам от других солей. Как распознать соли аммония среди других солей?)

### III. Изучение нового материала.

1. Инструктаж по технике безопасности.

2. Рассказ учителя.

*Состав солей аммония.*

– Сравните несколько солей аммония с солями металлов тех же кислот. Что вы можете сказать? (*Примерный ответ: в солях аммония в роли металла выступает группа атомов, имеющая один положительный заряд.*)

– Сравните:  $\text{NaCl}$  – хлорид натрия,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – хлорид аммония,  $\text{CaSO}_4$  – сульфат кальция,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  – сульфат аммония.

*Свойства солей аммония (специфические).*

а) Лабораторный опыт 7 (с. 71 учебн.) «Качественная реакция на ион аммония».

Учитель. В три пробирки, содержащие растворы хлорида аммония, сульфида аммония и нитрата аммония, приливаем небольшие количества концентрированного раствора едкого натра. Нагреваем осторожно пробирки и по запаху обнаруживаем выделение аммиака.

Чтобы обнаружить анионы этих солей, проделаем следующие опыты:

1) Подействовать раствором нитрата серебра на растворы хлорида натрия и хлорида аммония (*реакция на хлорид-ион*).

2) Подействовать раствором хлорида бария на растворы сульфата натрия и сульфата аммония (*реакция на сульфат-ион*).

*Выполнение описанных выше опытов и разбор уравнений реакций являются хорошими упражнениями в применении ионной теории при изучении реакций обмена. На этих примерах учащиеся приходят к выводу, что обменные реакции, происходящие*



*между солями в растворах, обусловлены взаимодействием ионов. Кроме того, они научатся распознавать соли аммония в растворах. Это умение имеет большое практическое значение для работников сельского хозяйства: таким способом можно обнаружить соли аммония в минеральных удобрениях.*

– Для закрепления приобретенных знаний и умений предлагаю вам решить две-три экспериментальные задачи тематического содержания:

- доказать, что данная соль есть соль аммония;
- найти среди других солей хлорид аммония;
- доказать, что данная соль есть сульфат аммония.

*При решении этих задач учащиеся одновременно упражняются и в составлении ионных уравнений реакций различного типа.*

б) Демонстрационный опыт «Разложение солей аммония».



Учитель. Опыт разложения хлорида аммония при нагревании проводится следующим образом. В середине стеклянной трубки длиной 10–15 см делают пробку из асбестовой ваты (толщиной около 1,5 см). Для этого с одного конца трубки до ее середины вставляют деревянную палку, насыпают на нее асбестовую вату, а с другого конца утрамбовывают другой палочкой. Затем с одной стороны от полученной асбестовой пробки насыпают около 2 г нашатыря и трубку плотно закрывают резиновой пробкой. С другой стороны кладут влажную красную лакмусовую бумажку или фенолфталеиновую. Сначала нагревают часть трубки ближе к резиновой пробке (чтобы на ней не оседал нашатырь), а затем сильно нагревают нашатырь. При этом создается избыточное давление, и через пористую асбестовую пробку с различной скоростью пойдут аммиак и хлороводо-

род. Так как через эту перегородку быстрее диффундирует аммиак, то довольно быстро лакмусовая бумажка синееет, а фенолфталеиновая – розовеет. После остывания трубки вынимают резиновую пробку и помещают синюю лакмусовую бумажку в ту часть трубки, где находился хлорид аммония (до соприкосновения с асбестом). Бумажка краснеет, так как хлороводород задерживается со стороны асбестовой пробки.

#### **IV. Закрепление материала.**

*Предложить учащимся записать уравнения реакций, подтверждающие, что соли аммония проявляют свойства, общие с другими солями.*

**Домашнее задание:** § 18; задачи 1, 2, с. 52.

**Домашнее исследование:** спаиваемые металлы всегда протирают хлоридом аммония, чтобы они стали чистыми и хорошо спаялись. Почему хлорид аммония используют при пайке металлов?

*Ход исследования.*

Действие хлорида аммония исследуем на следующем опыте. Зажмите в пинцете медную пластину и нагрейте ее в пламени спиртовки. Медь покроется черным налетом. Это оксид меди. Он препятствует хорошему соединению металлов при пайке, и, следовательно, этот слой нужно удалить. Если посыпать медную пластину хлоридом аммония и снова нагреть, то посыпанное хлоридом аммония место очистится от оксида меди и покажется чистая красная медь.

**Объяснение.** Под действием нагревания из хлорида аммония выделяется хлороводород, который, растворяясь в парах воды, находящихся в воздухе, образует соляную кислоту. Кислота соединяется с оксидом меди, и поверхность медной пластинки очищается.

## Урок 26

### Практическая работа № 3

#### ПОЛУЧЕНИЕ АММИАКА И ИЗУЧЕНИЕ ЕГО СВОЙСТВ

**Цель:** проверить уровень усвоения теоретического материала, освоить навыки работы с азотсодержащими веществами.

#### Ход урока

##### I. Подготовка к проведению практической работы.

1. Инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами, щелочами, со спиртовкой.

2. Беседа о ходе работы.

*Работа выполняется в соответствии с инструкцией учебника (с. 72, работа 3). Можно немного изменить набор веществ исходя из наличия их в лаборатории.*

##### II. Проведение практической работы.

##### III. Оформление отчёта о работе.

*Проводится по форме:*

Рисунок	Что наблюдали	Выводы и уравнения

**Домашнее задание:** оформить работу.

## Урок 27

### АЗОТНАЯ КИСЛОТА.

#### СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛЫ И ПОЛУЧЕНИЕ

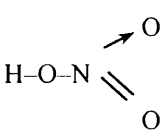
(урок изучения нового материала)

**Цели:** познакомить со строением, применением, химизмом получения азотной кислоты.

#### Ход урока

##### I. Актуализация знаний.

*Достигается фронтальной беседой с классом, результаты которой заносятся в таблицу:*

Что знаем	Что узнали
<p>1. Состав кислоты <math>\text{HNO}_3</math>, является сильной, одноосновной, летучей, <math>t_{\text{кип.}} = 86^\circ\text{C}</math>.</p> <p>2. Является сильным электролитом, в растворе диссоциирует:  <math>\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-</math>.</p> <p>3. Изменяет окраску индикатора: синего лакмуса в красный цвет</p>	<p><i>Необходимо обратить внимание учащихся на то, что валентность и степень окисления азота в азотной кислоте и ионе аммония не совпадают!</i></p> <p>1. Структурную формулу азотной кислоты можно записать так:</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>где стрелочка обозначает донорно-акцепторную связь.</p> <p>Атом азота в азотной кислоте имеет валентность IV. Три ковалентные связи N–O образованы за счет неспаренных электронов атома азота, и одна – за счет его неподеленной пары электронов. Степень окисления водорода в молекуле <math>\text{HNO}_3</math> равна +1, кислорода –2, а сумма степеней окисления атомов в молекуле равна 0, поэтому на долю атома азота приходится условный заряд +5.</p> <p>2. Валентность азота в ионе <math>\text{NH}_4^+</math> равна IV. Три ковалентные связи N–H образованы за счет неспаренных электронов атома азота, и одна – за счет его неподеленной пары электронов. Степень окисления водорода в ионе <math>\text{NH}_4^+</math> равна +1, а сумма степеней окисления атомов в ионе равна заряду иона (–1), поэтому на долю атома азота приходится условный заряд –3</p>

## II. Изучение нового материала.

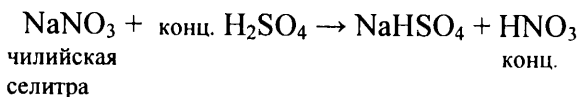
1. Инструктаж по технике безопасности.

2. Рассказ учителя.

*1. Химизм реакции получения азотной кислоты.*

### Способы получения азотной кислоты:

1) Метод Глаубера (в лаборатории):



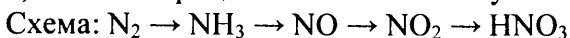
Этот способ дорогой.

2) Получение азотной кислоты окислением аммиака (в промышленности).

а) Сырье в производстве азотной кислоты:

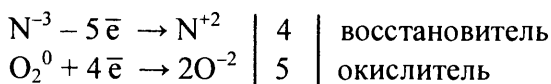
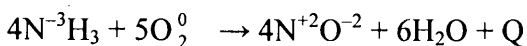
NH<sub>3</sub> получают в колонне синтеза; O<sub>2</sub> – из воздуха; катализатор – Pt или сплав Pt и Rh (родия).

б) Химизм процесса. Оптимальные условия.



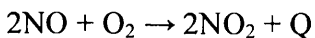
**Задание:** самостоятельно запишите уравнения реакций и охарактеризуйте их.

*1-я стадия.* Окисление аммиака.



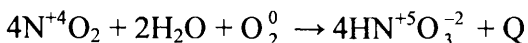
Реакция необратимая, экзотермическая, каталитическая, гетерогенная. Катализатор: Pt или сплав Pt и Rh,  $t^\circ = 800\text{--}850^\circ\text{C}$ . В отходящих нитрозных газах содержится 10–11 % NO и избыток  $\text{O}_2$ .

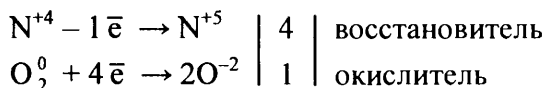
**2-я стадия.** Окисление оксида азота (II).



Реакция обратимая, экзотермическая, некаталитическая, гомогенная. Скорость реакции увеличивается, если понизить температуру, тогда равновесие сместится вправо. Для этого нитрозные газы пропускают через холодильники, тепло их используется для получения пара.

**3-я стадия.** Растворение оксида азота (IV) в воде.





Эта реакция обратимая, экзотермическая, некаталитическая, гетерогенная. Р = 5 МПа.

## *2. Перспективы развития данного производства.*

1) Прямое окисление азота в плазменных реакторах. При этом воздействуют на вещество электрической энергией. Эти установки компактные, нужен небольшой штат обслуживания, но пока велики затраты энергии.

2) Получение оксида азота путем облучения воздуха и кислорода в ядерных реакторах, но пока себестоимость продукта высока (требуется очистка от радиоактивных примесей).

## 3. Работа с учебником (с. 56, рис. 15).

– Составьте рассказ о возможных областях применения азотной кислоты.

## **III. Закрепление материала.**

Беседа по вопросам:

1. Как в лаборатории получают азотную кислоту?
2. Перечислите стадии получения азотной кислоты в промышленности.
3. Где применяют азотную кислоту?

**Домашнее задание:** § 19, с. 53–54 (до физических свойств), упр. 3, с. 59.

**Задача:** сколько килограммов азотной кислоты с массовой долей 68 % можно получить из 134,4 м<sup>3</sup> оксида азота (IV)?

Подготовить сообщение о кислотных дождях.

## **Урок 28**

### **ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ**

**Цели:** познакомить с особыми свойствами азотной кислоты как окислителя; привести в систему знания о кислотах.

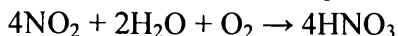
## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

У доски:

1-й ученик – решение домашней задачи.

1) Записано уравнение реакции:



2) Рассчитано количество вещества оксида азота (IV), вступившего в реакцию:

$$n(\text{NO}_2) = 134,4 \text{ м}^3 / 22,4 \text{ м}^3 / \text{кмоль} = 6 \text{ кмоль}.$$

3) Рассчитаны количество вещества азотной кислоты и её масса:

$$n(\text{HNO}_3) = n(\text{NO}_2) = 6 \text{ кмоль}$$

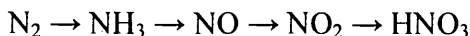
$$m(\text{HNO}_3) = 6 \text{ кмоль} \cdot 63 \text{ кг/кмоль} = 378 \text{ кг}$$

4) Определена масса р-ра азотной кислоты:

$$m \text{ р-ра } (\text{HNO}_3) = 378 \text{ кг} / 68 \% \cdot 100 \% = 556 \text{ кг}$$

2-й ученик (работа по карточке).

– Осуществите превращения:



Дайте характеристику этим реакциям с точки зрения окисления–восстановления.

Фронтальная беседа с классом по вопросам:

1. Чему равна валентность и степень окисления азота в азотной кислоте? Объясните ваш ответ. (Валентность N в  $\text{HNO}_3$  равна IV, а степень окисления +5.)

2. Как получить азотную кислоту в лаборатории и промышленности? (В промышленности – каталитическим окислением синтетического аммиака на Pt-Ro катализаторах; в лаборатории – методом Глаубера.)

3. Объясните природу кислотных дождей. (Кислотные дожди, выпадающие на землю, – это смесь серной и азотной ки-

слот. Азот воздуха реагирует с кислородом во время грозы (под действием молнии):  $N_2 + O_2 = 2NO$ , далее  $2NO + O_2 = 2NO_2$  (при обычных условиях); затем во время дождя происходит дальнейшее окисление:  $4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3$ .

Оксид серы (IV) попадает в атмосферу с промышленными выбросами, окисляется кислородом воздуха, растворяется в воде и выпадает с осадками в виде серной кислоты.)

## II. Актуализация знаний.

Достигается фронтальной беседой с классом, результаты которой заносятся в таблицу (столбик «Что знаем»).

Что знаем	Что узнали
Учащиеся приводят уравнения известных им реакций в молекулярном и ионном виде	Окислительные свойства азотной кислоты
Свойства, общие с другими кислотами (см. табл. 15, с. 55 учебника). 1. Диссоциирует. 2. Реагирует с основными оксидами. 3. Реагирует с основаниями. 4. Реагирует с солями более слабых и более летучих кислот	1. Разложение азотной кислоты (демонстрационный опыт 1). 2. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с белками образуются вещества ярко-желтого цвета. Поэтому если на кожу попадает азотная кислота, то появляются желтые пятна. 3. Азотная кислота по-разному реагирует с металлами. В этих реакциях в зависимости от концентрации кислоты и восстановительной способности металла выделяют различные оксиды азота, иногда азот и даже аммиак

## III. Изучение нового материала.

1. Инструктаж по технике безопасности при работе с концентрированной азотной кислотой.



## 2. Практическая работа.

### *Демонстрационный опыт 1.*

*Для демонстрации окислительных свойств азотной кислоты проводится опыт разложения азотной кислоты при нагревании.*

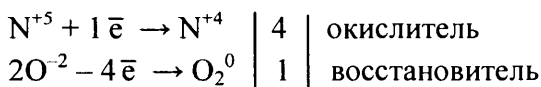
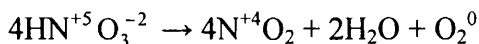
Учитель. В сухую пробирку насыпаем калиевую или натриевую селитру и пипеткой приливаем концентрированную серную кислоту с таким расчетом, чтобы селитра слегка смочилась и пробирку можно было закрепить горизонтально. Затем в эту же пробирку вблизи селитры насыпаем слой сухого прокалённого речного песка. Пробирку закрываем пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опускаем в сосуд с водой.

– Вспомните химизм получения азотной кислоты взаимодействием селитры с концентрированной серной кислотой. (*Ответы учащихся.*)

– Азотная кислота – летучая жидкость, температура кипения ее 86 °С. Поэтому пробирку обогревают, чтобы вытеснить из нее воздух. Затем сильно накаливают песок и время от времени пламя переносят на селитру (чтобы выделялись пары азотной кислоты). На конец газоотводной трубки опрокидывают пробирку с водой, в которой собирается кислород. После того как наберется полпробирки кислорода, его обнаруживают тлеющей лучинкой.

*На основании наблюдения опыта учащимися формулируется вывод о термической нестойкости молекул азотной кислоты.*

– Запишем следующее уравнение реакции:



– Какой вывод вы можете сделать?

## **Вывод: азотная кислота является окислителем.**

– Перед изучением взаимодействия азотной кислоты с металлами и органическими веществами давайте вспомним, как реагирует с теми же веществами серная кислота. (*Предполагаемый ответ: тлеющая лучинка в нагретой концентрированной серной кислоте загорается, скипидар воспламеняется. Аналогично – с азотной кислотой.*)

Демонстрационный опыт 2 «Взаимодействие азотной кислоты с углем».

*Для удаления воды в азотную кислоту добавляют концентрированную серную кислоту. Смесь кислот нагревают в пробирке, затем дотрагиваются до поверхности нагретого раствора концом погашенной лучинки (тлеющий уголек). Лучинка при этом вспыхивает. Учащиеся должны сделать вывод о том, что азотная кислота является окислителем.*

*По аналогии с реакцией, происходящей между серной кислотой и медью, учащиеся разберутся и в реакции, происходящей между азотной кислотой и медью. При этом нет необходимости еще раз рассматривать взаимодействие разбавленной азотной кислоты с медью, так как это мало добавляет к характеристике азотной кислоты как окислителя, но излишне загружает память учащихся.*

## **IV. Закрепление материала.**

– Составьте уравнение взаимодействия концентрированной азотной кислоты с медью.

**Домашнее задание:** § 19, с. 54–56, упр. 4, 5, 7, с. 59.

**Задача** (повышенный уровень сложности).

В химической лаборатории случайно разлили на полу концентрированную азотную кислоту, содержащую 0,76 моль  $\text{HNO}_3$ . Для нейтрализации кислоты использовали технический

мел, содержащий 96 % карбоната кальция (остальное – диоксид кремния и другие силикатные минералы). Рассчитайте массу технического мела, который потребовался для обезвреживания пролитой кислоты. Определите также объем выделившегося диоксида углерода (при нормальных условиях).

(О т в е т : 39,6 г технического мела; 8,5 л  $\text{CO}_2$ .)

## Урок 29

### СОЛИ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

**Цели:** познакомить с нитратами и особенностями их разложения при нагревании, с качественной реакцией на нитрат-ион; продолжать учить записывать уравнения химических реакций в молекулярном, ионном, окислительно-восстановительном виде; продолжить развитие навыков самообразования: учить работе с книгой.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

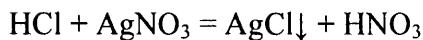
*У доски:*

1-й ученик – решение упр. 4, с. 59.

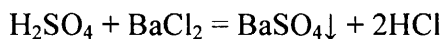
*Предполагаемый ответ:* Г, А, Д, Б.

2-й ученик – решение упр. 5, с. 59.

*Предполагаемый ответ:* соляную кислоту можно отличить по образованию белого творожистого осадка хлорида серебра в реакции с нитратом серебра:

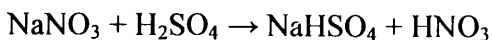


Серную кислоту – по образованию белого осадка сульфата бария с растворимыми солями бария:



Для качественного определения нитрат-ионов  $\text{NO}_3^-$  в пробирку помещают немного исследуемого вещества, добавляют

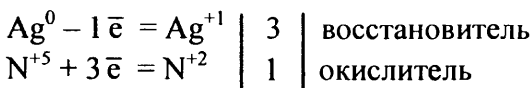
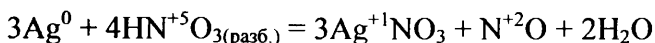
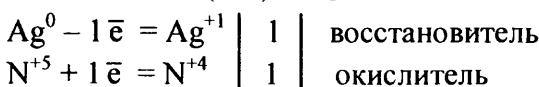
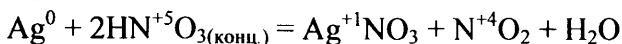
медных стружек, приливают концентрированную серную кислоту и нагревают:



По выделению газообразного оксида азота (IV)  $\text{NO}_2$  бурого цвета будем судить о наличии нитрат-ионов  $\text{NO}_3^-$ .

*3-й ученик – решение упр. 7, с. 59.*

*Предполагаемый ответ:*



*Классу можно предложить небольшое тестовое задание:*

**1.** При взаимодействии азотной кислоты с металлами не образуется:

- |          |                 |
|----------|-----------------|
| 1) соль; | 3) водород;     |
| 2) вода; | 4) оксид азота. |

**2.** Бурый газ, дающий при растворении в воде кислотную среду, это:

- |                    |                             |
|--------------------|-----------------------------|
| 1) $\text{NO}$ ;   | 3) $\text{NO}_2$ ;          |
| 2) $\text{NH}_3$ ; | 4) $\text{N}_2\text{O}_5$ . |

**3.** Азотная кислота может взаимодействовать с каждым веществом из группы:

- 1)  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Zn}$ ;
- 2)  $\text{MgO}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;
- 3)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Fe}$ ;
- 4)  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{CaO}$ .

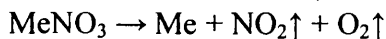
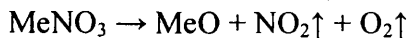
## II. Изучение нового материала.

### 1. Работа с учебником (с. 56–58).

Задание 1-й группе. Получите нитрат калия всеми возможными способами, указанными на с. 57 в статье «Получение». Составьте уравнения всех реакций в молекулярном, ионном, окислительно-восстановительном виде.

Задание 2-й группе. Рассмотрите и опишите физические свойства нитратов, находящихся у вас на столах. (*Предполагаемый ответ: все нитраты – твёрдые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.*)

Задание 3-й группе. Заполните схему символами металлов (учебник, с. 57):



Составьте уравнения реакций, конкретизирующие схему, расставив коэффициенты в них методом электронного баланса.

## III. Закрепление материала.

Беседа по вопросам:

1. Как называются соли азотной кислоты? (*Нитраты.*)
2. Назовите продукты, которые получаются при разложении нитрата натрия, нитрата меди (II), нитрата цинка.
3. Где применяют азотную кислоту?

**Домашнее задание:** § 20, упр. 8, 9, с. 59; задача 3, с. 60.

## Урок 30

### ФОСФОР. АЛЛОТРОПИЯ И СВОЙСТВА

**Цели:** дать характеристику фосфора как химического элемента и как простого вещества; продолжить формирование понятий: «химический элемент», «простое вещество»; напомнить

определение аллотропии и аллотропных видоизменений, причины аллотропии; сравнить простые вещества красный и белый фосфор, выявить причину их сходства и отличия; продолжить формирование логического мышления: развивать умение сравнивать химический элемент и простое вещество, их свойства, аллотропные видоизменения, доказывать химические свойства фосфора как простого вещества, записывать уравнения химических реакций, разъяснять эти свойства в свете теории электролитической диссоциации и окислительно-восстановительных процессов; закрепить умение записывать уравнения химических реакций в молекулярном, ионном, окислительно-восстановительном виде; продолжить развитие навыков работы с книгой.

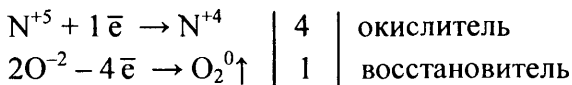
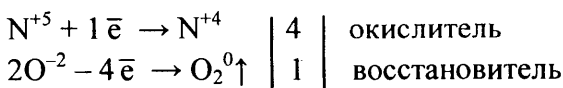
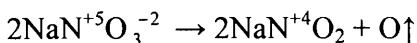
### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – решение упр. 8, с. 59.*

*Предполагаемый ответ:* в первой пробирке находится нитрат щелочного металла, который при разложении образует бесцветный газ – кислород. При нагревании нитрата во второй пробирке выделяется бурый газ, значит, разлагается нитрат металла, находящегося в «вытеснительном» ряду правее магния. Уравнения реакций:



2-й ученик – решение упр. 5, с. 59.

*Предполагаемый ответ:* азот воздуха реагирует с кислородом во время грозы (молния):  $N_2 + O_2 = 2NO$ , далее  $2NO + O_2 = 2NO_2$  (при обычных условиях); затем во время дождя:  $4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3$ ; азотная кислота взаимодействует с мелом (известняком) почвы, в результате чего и образуется нитрат кальция:  $2HNO_3 + CaCO_3 = Ca(NO_3)_2 + CO_2\uparrow + H_2O$ .

*Классу предлагается упражнение (выполнение этого задания будет способствовать актуализации знаний учащихся и подготовит их к восприятию нового материала).*

1. Явление, когда один химический элемент образует несколько простых веществ, называется... (*аллотропией*).

2. Причиной аллотропии у кислорода является... (*разное количество атомов в молекуле  $O_2$  и  $O_3$* ), а у серы... (*разные кристаллические решётки*).

3. Как доказать, что кислород и озон состоят из атомов одного и того же элемента? (*Пропустить электрический разряд.*)

## II. Изучение нового материала.

Инструктаж по технике безопасности.

*Следует предупредить учащихся о том, что белый фосфор – сильный яд. Ожоги, производимые горячим белым фосфором, очень болезненны, раны долго не заживают. Лабораторные занятия с применением белого фосфора недопустимы.*

2. Объяснение учителя.

– Заполним 1-й столбик таблицы, строки «Что знаем?».

Что знаем?	Что узнали?
1	2
А) Характеристика фосфора как химического элемента по плану: 1. Положение в ПСХЭ. ( <i>III период, 5A группа.</i> )	Работа с учебником, с. 61. В) Соединения фосфора. Важнейшие минералы, содержащие фосфор. ( <i>Фосфориты и апатиты <math>Ca_3(PO_4)_2</math>.</i> ) Г) Физические свойства. Какие алло-

1	2												
<p>2. Строение атома. (<math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3</math>)</p> <p>3. Окислительно-восстановительные свойства. (С металлами и водородом – окислитель, с кислородом – восстановитель.)</p> <p>Б) Характеристика фосфора как простого вещества по плану:</p> <p>1. Тип химической связи. (Ковалентная неполярная.)</p> <p>2. Тип кристаллической решётки. (Молекулярная, атомная.) (Для ответа на вопрос можно привлечь с. 60 учебника.)</p>	<p>тропные видоизменения образует фосфор? (См. учеб., с. 62). История открытия белого фосфора (см. учеб., с. 61).</p> <p>Д) Химические свойства фосфора. Важными свойствами фосфора являются его реакции с водородом и кислородом:</p> $4P^0 + 5O_2^0 = 2P_2^{+5}O_5^{-2}$ <table><tr><td><math>P^0 - 5\bar{e} = P^{+5}</math></td><td style="border-left: 1px solid black; padding: 0 10px; text-align: center;">4</td><td style="text-align: center;">восстановитель</td></tr><tr><td><math>O_2^0 + 4\bar{e} = 2O^{-2}</math></td><td style="border-left: 1px solid black; padding: 0 10px; text-align: center;">5</td><td style="text-align: center;">окислитель</td></tr></table> $P^0 + H_2^0 = P^{-3}H_3^{+1}$ <table><tr><td><math>P^0 + 3\bar{e} = P^{-3}</math></td><td style="border-left: 1px solid black; padding: 0 10px; text-align: center;">1</td><td style="text-align: center;">окислитель</td></tr><tr><td><math>H_2^0 - 2\bar{e} = 2H^{+1}</math></td><td style="border-left: 1px solid black; padding: 0 10px; text-align: center;">3</td><td style="text-align: center;">восстановитель</td></tr></table>	$P^0 - 5\bar{e} = P^{+5}$	4	восстановитель	$O_2^0 + 4\bar{e} = 2O^{-2}$	5	окислитель	$P^0 + 3\bar{e} = P^{-3}$	1	окислитель	$H_2^0 - 2\bar{e} = 2H^{+1}$	3	восстановитель
$P^0 - 5\bar{e} = P^{+5}$	4	восстановитель											
$O_2^0 + 4\bar{e} = 2O^{-2}$	5	окислитель											
$P^0 + 3\bar{e} = P^{-3}$	1	окислитель											
$H_2^0 - 2\bar{e} = 2H^{+1}$	3	восстановитель											

– Познакомьтесь с областями применения фосфора (учеб., с. 61). Какое вещество является окислителем и какое – восстановителем в реакции фосфора с хлоратом калия? (Окислитель –  $KClO_3$ , восстановитель –  $P$ .)

### III. Закрепление знаний, умений и навыков.

#### Задача.

При сжигании фосфора на воздухе образовалось вещество, в составе которого 43,7 % фосфора и 56,3 % кислорода. Это соединение фосфора легко возгоняется, то есть переходит из твердого состояния непосредственно в газообразное (без плавления), легко поглощает влагу из воздуха и образует едкий туман, раздражающий органы дыхания. Определите формулу продукта горения фосфора, если относительная плотность его паров по воздуху составляет 9,79. (Ответ:  $P_4O_{10}$ .)



**Домашнее задание:** § 21, упр. 2–4, с. 70; задача 4, с. 70.

**Задача** (повышенный уровень).

При сильных отравлениях белым фосфором пострадавшему назначают прием очень разбавленного раствора сульфата меди (II). Процессы, протекающие в организме больного, сводятся к окислительно-восстановительной реакции фосфора с катионами меди (II) с выделением металлической меди и образованием относительно безвредных количеств ортофосфорной и серной кислот. Какое количество (моль) и массу сульфата меди (II) должен получить пострадавший для полного окисления 0,1 мг фосфора, если считать выход продуктов этой реакции 100%-ным?

(*Ответ* :  $8 \cdot 10^{-6}$  моль; 1,29 мг  $\text{CuSO}_4$ .)

## Урок 31

### ОКСИД ФОСФОРА (V). ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА И ЕЁ СОЛИ. МИНЕРАЛЬНЫЕ УДОБРЕНИЯ

**Цели:** изучить строение и свойства соединений фосфора (оксида, кислоты, солей); уметь доказывать химические свойства его соединений (оксида, кислоты, солей); записывать уравнения химических реакций, разъяснять эти свойства в свете теории электролитической диссоциации и окислительно-восстановительных процессов, составлять уравнения химических реакций в молекулярном, ионном, окислительно-восстановительном виде; продолжить развитие навыков работы с книгой.

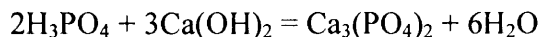
## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

*Один учащийся у доски – задача 4, с. 70.*

*Решение.*

1) Записано уравнение реакции:



2) Определены масса и количество вещества  $H_3PO_4$ :

$$n(H_3PO_4) = 49 \text{ кг} \cdot 0,5 : 98 = 0,25 \text{ кмоль}$$

3) Определены количество вещества и масса  $Ca_3(PO_4)_2$ :

$$n(Ca_3(PO_4)_2) = 1/2 n(H_3PO_4) = 0,25 : 2 = 0,125 \text{ кмоль}$$

$$m(Ca_3(PO_4)_2) = 0,125 \text{ кмоль} \cdot 310 \text{ кг/кмоль} = 38,75 \text{ кг}$$

*С классом – проверка заданий 2–4, с. 70.*

**Задача 2. Ответ:** положительную степень окисления фосфор не проявляет в соединении  $PH_3$  (фосфин), так как фосфор является более электроотрицательным элементом, чем водород.

**Задача 3. Ответ:** при длительном нагревании белого фосфора без доступа воздуха он желтеет и постепенно превращается в красный фосфор. При нагревании красного фосфора в тех же условиях он превращается в пар, при конденсации которого вновь образуется белый фосфор.

**Задача 4. Ответ:** фосфор не вступает в реакцию с водой.

## **II. Изучение нового материала.**

1. Инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами и щелочами.

2. Работа с учебником.

*Задания даются по группам.*

**Задание 1-й группе:**

Пользуясь учебником (§ 22, с. 63), дайте характеристику оксиду фосфора (V) по плану: химическая формула, тип и класс вещества, тип химической связи, физические свойства, химические свойства, получение, применение.

**Задание 2-й группе:**

Пользуясь учебником (§ 22, с. 63), дайте характеристику ортофосфорной кислоте по плану: химическая формула, тип и класс

вещества, тип химической связи, физические свойства, химические свойства, получение, применение.

**З а д а н и е 3-й группе:**

Пользуясь учебником (§ 22, табл. 18, с. 64), составьте молекулярные и структурные формулы солей ортофосфорной кислоты: двух кислых и одной средней.

*Обсуждение выполненных заданий.*

*Дополнения к отчётам учащихся:*

1. Следует указать на большую гигроскопичность оксида фосфора (V). На этом свойстве основано применение его для осушки газов и дегидратации некоторых веществ, например для получения в лаборатории серного ангидрида.

2. Учащимся демонстрируется образец чистой твердой ортофосфорной кислоты, а затем осуществляются опыты: действие кислоты на лакмус, реакция нейтрализации щелочью. Необходимо отметить возможность образования трех видов ионов при электролитической диссоциации этой кислоты и соответственно этому образование трех видов солей: одной средней и двух кислых. Следует также заметить, что ортофосфорная кислота не ядовита.

3. Из солей ортофосфорной кислоты надо рассмотреть состав и растворимость среднего и кислых фосфатов кальция. Эти сведения необходимы для того, чтобы разъяснить учащимся, зачем обрабатывают кислотами трикальцийфосфат при производстве минеральных удобрений. Интересной реакцией на фосфат-ион является его взаимодействие с ионом серебра, так как этой реакцией можно воспользоваться для обнаружения ортофосфорной кислоты или ее солей в растворе и поэтому она может быть использована в качественном анализе минеральных удобрений.

После обсуждения логичен переход к вопросу о минеральных удобрениях.

### 3. Лекция с элементами беседы.

– Что вам известно из курса ботаники о питании растений? (*Усвоение растениями двуокиси углерода, потребление ими из почвы минеральных солей, воды и т. д.*)

Учитель дополняет сведения по этому вопросу историческими справками, рассказывая о том, какие элементы необходимы для нормального роста растений, каковы должны быть свойства среды (почвы).

Учитель. Следует отметить, что еще в конце XVIII в. русские учёные А. Т. Болотов, И. М. Комов и А. П. Пошман придавали большое значение питанию растений минеральными солями. Но в эти годы химия как наука еще только формировалась, и, разумеется, эти ученые, исходя главным образом из практики, не могли дать серьезных научных обоснований своей теории минерального питания растений.

Особую роль в разрешении этих вопросов сыграли французский ученый Ж.-Б. Буссенго и немецкий химик Ю. Либих (*см. портрет учёного на с. 66 учеб.*). Они показали необходимость восстановления плодородия почвы путем внесения минеральных удобрений. В XIX веке было установлено, что для нормального развития растений в почве должны быть в достаточном количестве азот, фосфор и калий. Решающее значение в выяснении вопроса о том, что азот растения берут из почвы, а не из воздуха, имели классические опыты Ж.-Б. Буссенго с песчаными культурами (1851–1854 гг.).

В России опыты с минеральными удобрениями проводили Д. И. Менделеев и К. А. Тимирязев (1867–1869 гг.). Выдающуюся роль в исследовании минеральных удобрений сыграл академик Д. Н. Прянишников (1865–1948 гг.). Он доказал факт питания растений аммиаком, то есть что растения усваивают не только нитратный азот ( $\text{NO}_3^-$ ), но и азот в виде иона аммония ( $\text{NH}_4^+$ ).

– Какие минеральные удобрения вы знаете? (Калийные, азотные, фосфорные.)

*Самостоятельная работа: страница делится на три графы, в которые вписываются формулы известных учащимся минеральных удобрений, содержащих азот, фосфор, калий (по отдельности).*

*Беседа* по материалам самостоятельной работы.

**Вывод:** есть минеральные удобрения, содержащие только по одному нужному элементу, это простые удобрения (хлорид калия, нитрат натрия, однозамещенный фосфат кальция). Но имеются и такие удобрения, которые содержат несколько питательных элементов, например аммофос, нитрофоска. Подобные удобрения называют сложными, или многосторонними.

**Учитель.** Помимо данной классификации удобрений по питательным элементам существует другая классификация, основанная на прямом и косвенном действии удобрений. В почве имеется достаточное количество кальция, но в то же время в почву иногда вносят известь. Для чего? Оказывается, что помимо удобрений прямого действия, содержащих питательные элементы, требуются еще и такие удобрения, которые действуют косвенно, улучшая структуру почвы или изменяя реакцию почвенного раствора. К таким удобрениям относятся известь, гипс. Но подобная классификация является условной, так как и удобрения прямого действия влияют на структуру и реакцию почвы, и косвенные удобрения иногда являются источником питательных элементов, когда в почве таких элементов не хватает.

### **III. Закрепление знаний, умений и навыков.**

**Домашнее задание:** § 22, упр. 7–11, с. 70; задача 3, с. 70.

## Урок 32

### Практическая работа № 4

## ОПРЕДЕЛЕНИЕ МИНЕРАЛЬНЫХ УДОБРЕНИЙ

**Цель:** отработать навыки качественного определения минеральных удобрений.

### Ход урока

#### I. Подготовка к проведению практической работы.

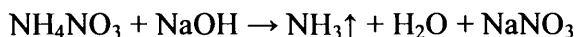
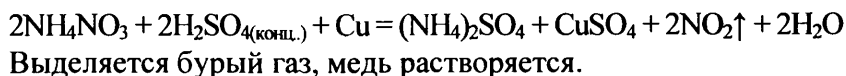
1. Инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами, щелочами, со спиртовкой.

2. Беседа о ходе работы.

*Работа выполняется в соответствии с инструкцией учебника (с. 73, работа 4). Можно немного изменить набор веществ исходя из наличия их в лаборатории.*

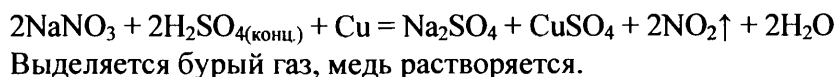
– Определить удобрения можно по следующим характерным реакциям.

1) На аммиачную селитру  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  (опыт проводится в вытяжном шкафу):

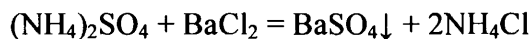


Ощущается запах аммиака.

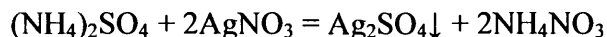
2) На натриевую селитру  $\text{NaNO}_3$ :



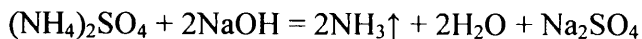
3) На сульфат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ :



Выделяется белый осадок, нерастворимый в азотной кислоте.

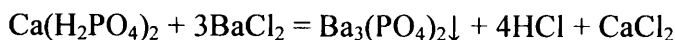


Небольшое помутнение раствора, так как  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  – малорастворимое вещество.

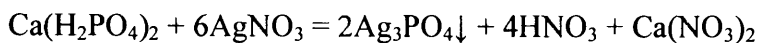


Ощущается запах аммиака.

4) На суперфосфат  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ :



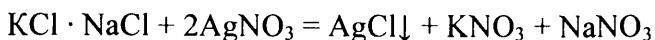
Выпадает белый осадок, частично растворимый в азотной кислоте.



Выпадает желтый осадок  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ .

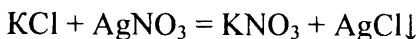
Для нейтрализации выделяющихся кислот данные реакции проводят в аммиачной среде.

5) На сильвинит  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ :



Выпадает белый осадок.

6) На калийную соль  $\text{KCl}$ :



Выпадает белый осадок.

## II. Проведение практической работы.

## III. Оформление отчёта о работе.

Рисунок	Что наблюдали	Выводы и уравнения

**Домашнее задание:** оформить работу.

## Тема 4. УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ (8 ч)

### Урок 33

### ПОЛОЖЕНИЕ УГЛЕРОДА И КРЕМНИЯ В ПСХЭ, СТРОЕНИЕ ИХ АТОМОВ.

### АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ УГЛЕРОДА (урок изучения нового материала)

**Цели:** дать характеристику элементов главной подгруппы 4-й группы по плану, исходя из их положения в Периодической

системе и строения их атомов; продолжить формирование понятий «химический элемент», «простое вещество», формирование логического мышления: развивать умение сравнивать химический элемент и простое вещество.

## Ход урока

### I. Актуализация знаний.

Опрос учащихся о том, что им известно о положении углерода и кремния в ПСХЭ, строении их атомов; заполнение первого столбика таблицы. *(Второй столбик заполняется постепенно, по мере объяснения и разбора материала.)*

Что знаем?	Что узнали?
1	2
<p>1. Положение в Периодической системе.</p> <p>Углерод и кремний находятся в 4-й группе, главной подгруппе (углерод – во втором, кремний – в третьем малых периодах).</p> <p>2. Строение атома (вспомнить материал о строении атомов можно, прибегнув к табл. 21 на с. 76 учебника). Углерод и кремний имеют сходное строение атомов (4 электрона на внешнем слое). Отличия – в числе электронных оболочек (у атома углерода их две, II период, у атома кремния их 3, III период).</p> <p>3. Возможные степени окисления.</p> <p>Атомы углерода и кремния на внешнем уровне содержат по 4 электрона, и до завершения им также не хватает по 4 электрона, поэтому тенденция к отдаче и присоединению электронов у них выражена одинаково. Углерод,</p>	<p>2. Строение атома.</p> <p>При сравнении атома кремния с атомом углерода отмечают его больший размер, в связи с чем наблюдается ослабление его неметаллических свойств, меньшая прочность ковалентной связи между атомами. В электрическом поле ковалентные связи кремния могут разорваться, поэтому он обладает небольшой электропроводностью.</p> <p>3. Возможные степени окисления.</p> <p>Устойчивое состояние атомы углерода и кремния приобретают при отдаче 4 электронов. Поэтому для элементов подгруппы углерода характерна высшая положительная степень окисления +4, отрицательная –4 и оксиды с общей формулой</p>



1	2
<p>отдавая внешние электроны более электроотрицательным элементам (например, кислороду), окисляется, переходя в <math>C^{+4}</math> или в <math>C^{+2}</math> (<math>CO_2</math>, <math>CO</math>). Принимая же 4 электрона от более сильных восстановителей (например, от водорода), он восстанавливается до <math>C^{-4}</math> (<math>CH_4</math>).</p> <p>4. <i>Свойства соединений элементов (читаем ПСХЭ).</i></p> <p>Углерод в высшей степени окисления (+4) образует кислотный оксид <math>CO_2</math>, которому соответствует угольная кислота <math>H_2CO_3</math>. В низшей степени окисления (-4) углерод образует летучее водородное соединение <math>CH_4</math> – метан. Аналогично, кремний в высшей степени окисления (+4) образует кислотный оксид <math>SiO_2</math>, которому соответствует кремниевая кислота <math>H_2SiO_3</math>. В низшей степени окисления (-4) кремний образует летучее водородное соединение <math>SiH_4</math> – силан</p>	<p><math>RO_2</math>, а водородные соединения – с общей формулой <math>RH_4</math>.</p> <p>4. <i>Свойства соединений элементов.</i></p> <p>Хотя кремний образует соединения со степенью окисления +2, но прочность их невелика. В соединениях с водородом углерод и кремний образуют цепи атомов, связанных ковалентно. Это свойство лучше всего выражено у углерода, в многочисленных соединениях которого имеются цепи, состоящие из десятков и сотен атомов. Кремний же образует цепи максимум из шести непосредственно связанных атомов</p>

## II. Изучение нового материала.

1. Инструктаж по технике безопасности.

2. Рассказ учителя с демонстрацией опытов.

– Для углерода характерно явление аллотропии. В виде простого вещества углерод существует в нескольких формах – алмаз, графит, карбин и фуллерены. Причина такого разнообразия полиморфных модификаций углерода – в различном строении кристаллических решеток. *(Демонстрирует различные модели решеток углерода. Эта часть урока проводится в контексте*

учебника, с. 79, табл. 22.) Алмаз и графит имеют упорядоченную структуру. В графите атомы расположены слоями. В каждом слое связь между атомами ковалентная, а между атомами, находящимися в разных слоях, связь металлическая, что и обуславливает теплопроводные свойства графита.

Аморфный углерод, у которого искусственно увеличена поверхность, называется **активированным углем**. Внутренняя поверхность активированного угля по сравнению с таковой для аморфного увеличивается в 10 раз.

### Демонстрационные опыты.

Учитель. Стекланную воронку кладут на кольцо и помещают в нее рыхлый слой ваты, растертый в порошок активированный уголь и немного чистого, сухого песка. Подставляют под кольцо стакан для собирания жидкости и наливают в воронку разбавленные окрашенные растворы: чернил, медного купороса, перманганата калия, фруктовые компоты. *(Учащиеся наблюдают, как в стакан стекает прозрачная, бесцветная жидкость.)*

Активированный уголь адсорбирует не только растворенные в воде вещества, но и газы. Для этого в сухую колбу добавляют 1–2 капли одеколона и плотно ее закрывают. Слегка нагревают колбу до образования пара. Затем добавляют измельченный древесный или активированный уголь, колбу быстро закрывают и несколько раз энергично встряхивают. Запах полностью исчезнет.

**Вывод:** активированный уголь обладает высокой адсорбционной способностью.

Учитель. Нет непроходимой грани между графитом и алмазом. При известных условиях нарушается связь между атомами графита, он приобретает новую кристаллическую структуру и превращается в алмаз. В настоящее время производят искусственные алмазы, действуя на графит высоким давлением (порядка 100 000 атм при 2500 °C).

### III. Закрепление изученного.

– Выполните тесты.

1. Атомы углерода и кремния сходны:

- 1) числом протонов в ядре;
- 2) общим числом электронов;
- 3) числом энергетических уровней;
- 4) числом валентных электронов.**

2. Степени окисления углерода +2; –4; +4 в следующей группе веществ:

- |  |   |
|--|---|
| 1) CO, CO <sub>2</sub> , CH <sub>4</sub> ;                               | 3) CO, Al <sub>4</sub> C <sub>3</sub> , CaCO <sub>3</sub> ; |
| 2) CO <sub>2</sub> , CH <sub>4</sub> , Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ; | 4) CO <sub>2</sub> , CaC <sub>2</sub> , CO.                 |

3. Число общих электронных пар в молекуле метана:

- |       |       |       |              |
|-------|-------|-------|--------------|
| 1) 1; | 2) 3; | 3) 2; | <b>4) 4.</b> |
|-------|-------|-------|--------------|

4. Атомную кристаллическую решетку имеет следующая пара веществ:

- 1) алмаз и углекислый газ;
- 2) алмаз и белый фосфор;
- 3) кварц и алмаз;**
- 4) графит и угарный газ.

5. Аллотропная модификация углерода, используемая в технике как смазочный материал и для изготовления электродов, называется ... (*графитом*).

**Домашнее задание:** § 24, 25, упр. 1–4 (с. 90); задачи 1, 2 (с. 91).

### Урок 34

### ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА

**Цели:** изучить свойства углерода (окислительно-восстановительные); продолжить формирование логического мышления: развивать умение сравнивать, обобщать, делать выводы.

## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – задача № 1, с. 91.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Записано уравнение реакции:



2) Рассчитана молярная масса известняка:

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ т/ тмоль}$$

3) Рассчитаны масса и количество вещества чистого известняка:

$$m(\text{CaCO}_3) = 500 \text{ т} \cdot 0,1 = 50 \text{ т};$$

$$n(\text{CaCO}_3) = (500 - 50) : 100 = 4,5 \text{ тмоль}$$

4) Рассчитаны количество вещества и объём оксида углерода (IV):  $n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 4,5 \text{ тмоль};$

$$V(\text{CO}_2) = 4,5 \cdot 22,4 = 100 \text{ 800 м}^3$$

*2-й ученик – задача № 2, с. 91.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Записано уравнение реакции:



2) Рассчитано количество вещества серной кислоты:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ г} : 98 \text{ г/моль} = 2 \text{ моль}$$

3) Определены количество вещества и масса кристаллической соды:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ моль}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ моль} \cdot 286 = 572 \text{ г}$$

Фронтальная работа с классом по вопросам домашнего задания:

№ 2 (ответ 2);

№ 3. Метан – устойчивое соединение углерода с водородом, газ. Силан – неустойчивое соединение кремния с водородом, газ, бесцветный, ядовитый, самовоспламеняющийся и горящий на воздухе с образованием двуокиси кремния и воды. Силаны нестойки, так как связи между атомами кремния –Si–Si–Si– менее прочны, чем между атомами углерода.

№ 4. Графит и алмаз являются аллотропными видоизменениями одного и того же химического элемента, так как возможны их взаимные превращения. Различие в их свойствах объясняется разными кристаллическими решетками (алмаз – атомная, графит – молекулярная).

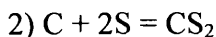
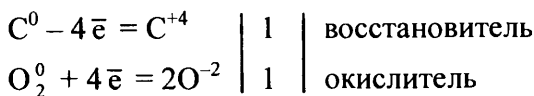
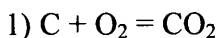
## II. Изучение нового материала.

Учитель. В химических реакциях углерод может быть как окислителем, так и восстановителем. Его активность повышается при нагревании (при обычных условиях он инертен).

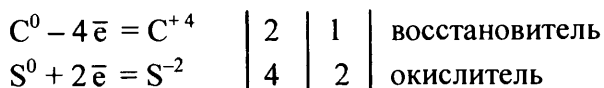
1. Работа по группам с учебником (с. 81, табл. 23).

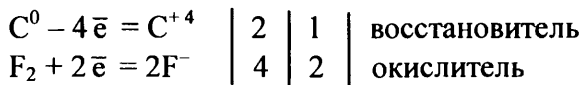
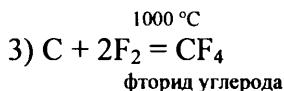
Задание 1-й группе.

– Пользуясь табл. 23, с. 81 учебника, составьте уравнения химических реакций углерода с кислородом, серой и фтором. Уравняйте с помощью метода электронного баланса. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах углерода.



сероуглерод

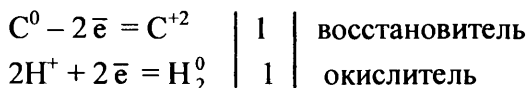
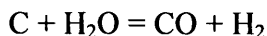
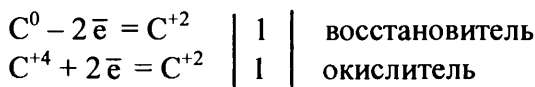
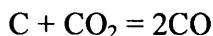
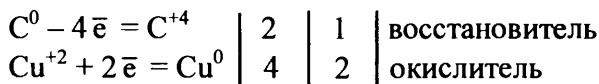
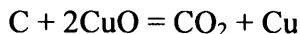




С другими галогенами углерод не взаимодействует.

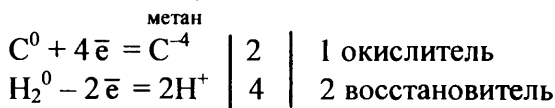
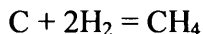
**З а д а н и е 2-й группе.**

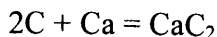
– Пользуясь табл. 3, с. 1 учебника, составьте уравнения химических реакций углерода со сложными веществами: оксидом меди (II), оксидом углерода (IV), водой. Уравняйте с помощью метода электронного баланса. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах углерода.



**З а д а н и е 3-й группе.**

– Пользуясь табл. 23, с. 81 учебника, составьте уравнения химических реакций углерода с водородом и металлами. Уравняйте с помощью метода электронного баланса. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах углерода.





**Вывод:** углерод обладает окислительно-восстановительной двойственностью. При взаимодействии с кислородом и сложными веществами он – восстановитель. При взаимодействии с водородом и металлами он – окислитель. Свойства углерода как восстановителя выражены сильнее.

**Задание 4-й группе.**

– Пользуясь рис. 24, с. 82 учебника, поясните, для каких целей применяют углерод.

### III. Закрепление изученного.

– Выполните самостоятельно упр. 8, с. 90 учебника.

**Домашнее задание:** § 25, упр. 5, 6, задача 4 (с. 91).

## Урок 35

### УГАРНЫЙ ГАЗ: СВОЙСТВА И ФИЗИОЛОГИЧЕСКОЕ ДЕЙСТВИЕ НА ОРГАНИЗМ ЧЕЛОВЕКА

**Цели:** изучить свойства угарного газа, меры оказания первой медицинской помощи при отравлении угарным газом; продолжить формирование логического мышления: развивать умение сравнивать, обобщать, делать выводы.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – задача № 4, с. 91.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Рассчитана масса раствора:

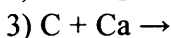
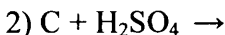
$$m_{\text{(р-ра)}} = 365 \text{ г} + 135 \text{ г} = 500 \text{ г}$$

2) Определена массовая доля безводной соли в полученном растворе:

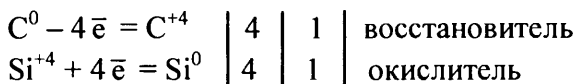
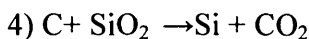
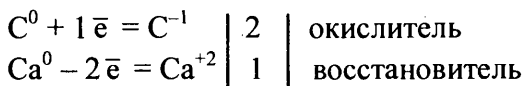
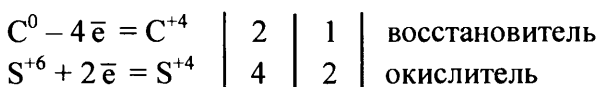
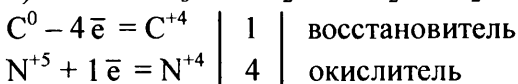
$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \cdot 135 : 286 : 500 = 0,1, \text{ или } 10 \%$$

*Класс выполняет самостоятельную работу.*

– Закончите уравнения химических реакций. Составьте электронный баланс. Определите окислитель и восстановитель.



*Предполагаемый ответ:*



## II. Изучение нового материала.

*Ознакомление со свойствами оксида углерода (II) можно провести по общему плану изучения сложных веществ: получение, применение, физические свойства, химические свойства.*

### 1. Состав и строение оксида углерода (II).

Работа с учебником, с. 82.



Задания:

1) Пользуясь учебником (с. 82), запишите молекулярную, электронную и графическую формулу оксида углерода (II).

2) Укажите тип связи и кристаллической решетки, физические свойства. Обратите внимание на донорно-акцепторный механизм образования тройной связи в молекуле CO.

Учитель. В молекуле CO атомы углерода и кислорода связаны тройной связью, из которой две связи образованы по обменному механизму, а третья ковалентная связь, как предполагают, образуется по донорно-акцепторному механизму. Это происходит за счет того, что атом кислорода предоставляет одну из свободных электронных пар атому углерода, то есть атом кислорода является донором, а атом углерода – акцептором. Кристаллическая решётка CO – молекулярная. *(Из физических свойств CO нужно акцентировать внимание на особой опасности газа из-за того, что он не имеет запаха!)*

## 2. Получение.

– Прочтите текст учебника (с. 83) и составьте схему получения оксида углерода (II) в лаборатории и промышленности.

*Промышленные способы:*

1) в газогенераторах (схема);

2) получение синтез-газа (схема).

– Что называется газификацией топлива? *(Газификация – это преобразование органической части твердого или жидкого топлива в горючие газы при высокотемпературном нагреве с окислителем.)*

*Лабораторный способ:* из муравьиной кислоты (схема).

– Какую роль в этом процессе играет концентрированная серная кислота? *(Роль водоотнимающего агента.)*

## 3. Физиологическое действие угарного газа на организм.

Учитель. Тривиальное название оксида углерода (II) – угарный газ.

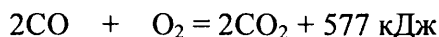
Оксид углерода (II) – сильный яд! Это объясняется тем, что он прочнее, чем кислород, соединяется с гемоглобином, и кровь перестает транспортировать кислород. Возникает кислородное голодание, сопровождающееся головной болью и потерей сознания. При сильном отравлении возможен смертельный исход. Для оказания первой помощи пострадавшего надо вынести на свежий воздух и сделать ему искусственное дыхание. Обратите внимание на малое значение **смертельной концентрации угарного газа – всего 0,1 %**.

СО может образовываться при неполном сгорании топлива в печах и в двигателях внутреннего сгорания, то есть при нехватке кислорода. Поэтому нельзя закрывать дымоходы печей при наличии толстого слоя раскаленного угля, так как в печи могут протекать такие же процессы, как в газогенераторе. При недостаточной вентиляции гаражей в них тоже может накапливаться оксид углерода (II).

#### 4. Химические свойства.

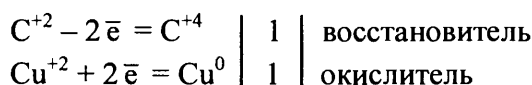
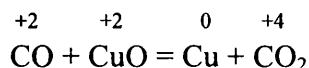
Учитель. СО относится к несолеобразующим оксидам. По окислительно-восстановительным свойствам он является сильным восстановителем.

Разберем экзотермическую реакцию горения угарного газа:



восста- новитель	окис- литель
---------------------	-----------------

Оксид углерода (II) может восстановить большинство металлов из их оксидов, например:



### 5. Применение.

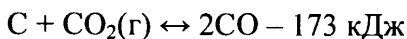
СО – ценное газообразное топливо. В металлургии его применяют для получения металлов из руд.

### III. Закрепление изученного.

– Выполните самостоятельно упр. 12 на с. 90 учебника.

**Домашнее задание:** § 26, упр. 10, 11, 13, с. 90.

**Задача:** неполное сгорание угля в печи, когда продуктом окисления оказывается не диоксид, а монооксид углерода, – одна из причин отравления так называемым угарным газом. Образование угарного газа происходит также в результате эндотермической реакции углерода с диоксидом углерода:



Какие факторы способствуют смещению равновесия данной реакции влево – к относительно безопасным реагентам?

*(Решение и ответ: поскольку данная реакция протекает с увеличением объема газообразных веществ, смещению равновесия влево способствует увеличение давления. Данная реакция – эндотермическая, протекает в прямом направлении с поглощением теплоты. Следовательно, сместить равновесие влево, в сторону реагентов, можно путем понижения температуры.)*

## Урок 36

### УГЛЕКИСЛЫЙ ГАЗ. УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА И ЕЁ СОЛИ

**Цели:** изучить свойства углекислого газа; познакомить со свойствами и взаимодействием карбонатов и гидрокарбонатов; продолжить формирование логического мышления: развивать умение сравнивать, обобщать, делать выводы.

## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

У доски:

1-й ученик – упр. 10, с. 90.

*Предполагаемый ответ:* образование молекул оксида углерода (II), ионов аммония и гидроксония протекает по донорно-акцепторному механизму.

Фронтальная работа с классом по вопросам домашнего задания:

1) Каков тип химической связи в молекуле CO? (*Ковалентная полярная связь.*)

2) Опишите действие угарного газа на организм человека. (*Головная боль, головокружение, потеря сознания.*)

3) Что является противоядием при отравлении угарным газом? (*Свежий воздух, кофеин.*)

4) Охарактеризуйте свойства угарного газа с точки зрения окисления–восстановления. (*Зависят от химической природы вещества, с которым он реагирует, но чаще всего CO является восстановителем.*)

### II. Изучение нового материала.

1. Рассказ учителя с демонстрацией опытов.

*Ввиду того, что учащиеся за время изучения курса природоведения получили значительный запас знаний об углекислом газе, можно сократить время на изучение свойств этого оксида.*

*Характеристику оксида углерода (IV) можно провести в сравнении с оксидом углерода (II) по следующим признакам:*

*1. Строение молекулы. Физические свойства.*

*Сходство:* тип связи, тип кристаллической решётки, физические свойства.

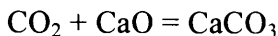
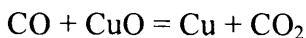
Оба оксида имеют ковалентную полярную связь, молекулярную кристаллическую решётку, газообразны, без цвета, без запаха, не поддерживают дыхания.

*Отличия:* CO – связь тройная, одна из которых образована по донорно-акцепторному механизму; этот газ легче воздуха, плохо растворим в воде.

CO<sub>2</sub>. Имея четыре ковалентные полярные связи, молекула CO<sub>2</sub> в целом неполярна. Причина – в линейном строении молекулы: O=C=O. Этот газ тяжелее воздуха в 1,5 раза, хорошо растворим в воде (раствор углекислого газа в воде называется газированной водой). При испарении жидкого CO<sub>2</sub> поглощается много теплоты, и часть его превращается в снегообразную массу («сухой лёд»).

## 2. Химические свойства.

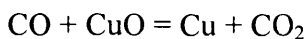
*Сходство:* реагируют с основными оксидами:



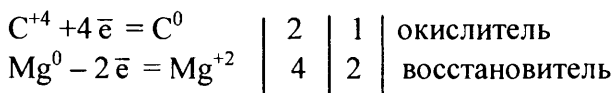
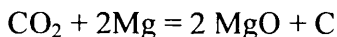
*Отличия:* CO – несолеобразующий оксид, CO<sub>2</sub> – типичный кислотный оксид (реагирует с водой, со щелочами, с основными оксидами).

– Составьте уравнения этих реакций в молекулярном и ионном виде.

CO – сильный восстановитель. При нагревании восстанавливает оксиды металлов до свободных металлов:

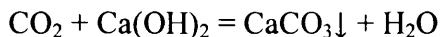


**CO<sub>2</sub> никогда не проявляет восстановительных свойств (!).** При повышенной температуре обладает окислительными свойствами (горение магния в среде углекислого газа):



## 3. Распознавание углекислого газа.

Известковая вода мутнеет при пропускании через неё углекислого газа из-за образования нерастворимого карбоната кальция:



## Демонстрационные опыты.

- 1) Переливание углекислого газа из одного стакана в другой;
- 2) гашение горящих свечей, расположенных на разной высоте в стеклянной банке;
- 3) гашение пламени бензина, горящего в чашечке, находящейся на дне стеклянной банки.

*Следует также ознакомить учащихся с устройством и действием огнетушителя.*

### 4. Получение.

– Прочитайте текст учебника (с. 85) и составьте схему получения оксида углерода (IV) в лаборатории и в промышленности.

*Промышленные способы:*

- 1) при обжиге известняка (схема).
- 2) при сгорании углеродсодержащих веществ (схема).

*Лабораторный способ:* действием соляной кислоты на мрамор (схема).

*Представляет большой интерес получение углекислого газа из дымовых газов. Этот способ применяется в производстве сухого льда. С ним следует ознакомить учащихся, потому что это производство может служить примером использования и продукта реакции, и тепловой энергии, выделяющейся при горении угля.*

### 5. Угольная кислота и её соли.

– Запишите на доске формулу кислоты –  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и дайте ей полную характеристику: 1) по наличию кислорода (*кислородсодержащая*); 2) по основности (*двухосновная*); 3) по растворимости в воде (*растворимая*); 4) по степени диссоциации (*слабая*); 5) по стабильности (*нестабильная, непрочная, так как летучая*)\*.

---

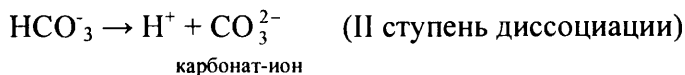
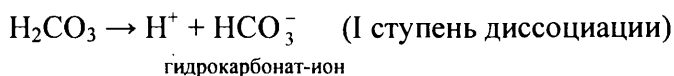
\* Учителю необходимо четко разграничить понятия «слабая кислота» и «непрочная кислота», объяснить, что они не связаны между собой. Желательно экспериментально доказать, что угольная кислота слабая и непрочная. Слабая кислота имеет незначительную степень электролитической диссоциации. Слабая кислота – это слабый электролит.

### Демонстрационный эксперимент.

Учитель. Добавим 3–4 капли лакмуса в раствор угольной кислоты и в раствор соляной кислоты. Сравним окраску двух кислот. Вы видите более слабую окраску индикатора в растворе угольной кислоты.

Интенсивность окраски индикатора зависит от количества ионов водорода: чем их больше в растворе, тем более интенсивная окраска, тем более сильный электролит. Значит, ионов водорода в растворе угольной кислоты немного, гораздо меньше, чем в случае сильной соляной кислоты.

**Вывод:** угольная кислота – слабая кислота.



Диссоциация по второй ступени протекает в меньшей степени, чем по первой.

### Демонстрационный эксперимент.

Цель: показать, что угольная кислота – нестойкая, непрочная, летучая.

Учитель. Нагреем окрашенный лакмусом раствор угольной кислоты. Вы видите, что окраска раствора постепенно меняется с красной на фиолетовую. Объясните наблюдаемое явление. (*Предположения учащихся.*)

Учитель. При стоянии или нагревании раствора угольная кислота разлагается, раствор становится нейтральным, поэтому индикатор меняет окраску.

Напишем уравнение разложения угольной кислоты:



Непрочными могут быть и сильные кислоты, например азотная кислота, которую хранят в бутылках из темного стекла, так

как она разлагается на свету. И наоборот, слабые кислоты могут быть прочными; например, уксусная, лимонная кислоты настолько прочные, что их используют при консервировании продуктов.

### *Физиологическое действие угольной кислоты.*

– Когда человек пьёт газированную воду, то в организм поступает раствор угольной кислоты, которая разлагается в желудке, выделяя углекислый газ. Именно поэтому после употребления такой воды «пучит» живот.

### *Демонстрационный эксперимент.*

Учитель. Возьмем два разных металла (Zn, Mg) и опустим их в раствор соляной и угольной кислот. В случае соляной кислоты мы наблюдаем интенсивное выделение водорода, в случае угольной – малое, незначительное его выделение. Как вы думаете, почему? *(Предположения учащихся.)*

– Перейдем к изучению солей  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

Угольная кислота как двухосновная образует два ряда солей – средние (карбонаты) и кислые (гидрокарбонаты).

Учитель ставит на столы учащихся образцы солей и дает задание по карточкам для каждой группы.

Задание для 1-й группы.

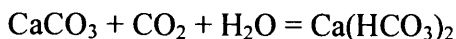
– Составьте формулы следующих солей, находящихся у вас на столе: карбонат натрия (кальцинированная сода), карбонат кальция (мел, известняк, мрамор). Исходя из данных таблицы растворимости отметьте растворимые и нерастворимые карбонаты. *(Предполагаемый ответ: формулы –  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ . Растворимыми являются только карбонаты щелочных металлов и аммония.)*

Учитель дополняет ответы и рассказывает о применении некоторых карбонатов.

– Например, карбонат магния  $\text{MgCO}_3$  распространен в виде минерала магнезита. Вместе с карбонатом кальция он образует



доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , применяемый как магниевое микроудобрение. Карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$  в природе находится в виде мрамора, известняка, мела. Под действием воды и двуокиси углерода воздуха известняк растворяется с образованием гидрокарбоната:



Гидрокарбонат кальция попадает в ручьи, реки, моря и океаны, используется обитателями водной среды для построения их известковых скелетов, раковин и т. п. Отмирая, морские животные и растения образуют новые отложения известняка. Следовательно, в природе происходит постоянное передвижение карбонатов.

В сельском хозяйстве карбонат кальция служит для известкования (нейтрализации) сильнокислых, например дерново-подзолистых, почв (рН 4–5,5). Он используется также в строительном деле, стекольной и бумажной промышленности.

Карбонат калия (поташ)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  содержится в золе растений (например, подсолнечника). Раньше он использовался как калийное удобрение, сейчас применяется в фотографии, в мыловаренной и стекольной промышленности.

Карбонат натрия кристаллический  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (кристаллическая сода) содержится в воде некоторых озер (содовые озера). Потребляется мыловаренной, стекольной, текстильной, бумажной, нефтяной промышленностью.

Карбонат натрия безводный  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (сода кальцинированная) вырабатывается в наибольших количествах (около 4 млн т в год) для нужд химической промышленности.

Задание для 2-й группы.

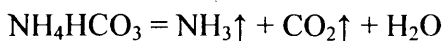
– Составьте формулы следующих солей, находящихся у вас на столе: гидрокарбонат натрия (питьевая сода), гидрокарбонат кальция. Исходя из данных таблицы растворимости отметьте

растворимые и нерастворимые гидрокарбонаты. (Предполагаемый ответ: формулы  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ . Почти все гидрокарбонаты хорошо растворимы в воде.)

Учитель дополняет ответы и рассказывает о применении некоторых гидрокарбонатов.

– Например, гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$  (сода питьевая, или чайная) применяется в кондитерском деле (вместо дрожжей), в медицине и лабораторной практике.

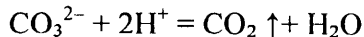
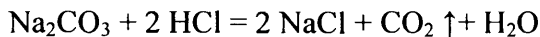
Карбонаты обладают всеми свойствами солей (вступают в реакцию обмена с другими солями; при нагревании разлагаются, кроме карбонатов щелочных металлов, исключая литий):



Растворимые соли (средние) являются сильными электролитами, полностью диссоциируют на ионы.

Однако у карбонатов есть и свои, специфические свойства.

1) Сильные кислоты вытесняют из солей угольную кислоту  $\text{CO}_2$ , наблюдается характерное «вскипание». Это качественная реакция на карбонат-ион:

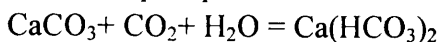


2) Взаимные превращения карбонат  $\leftrightarrow$  гидрокарбонат:

а) гидрокарбонаты превращаются в карбонаты при нагревании:

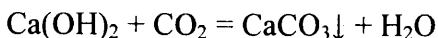


б) карбонаты в водном растворе в присутствии  $\text{CO}_2$  превращаются в гидрокарбонаты:



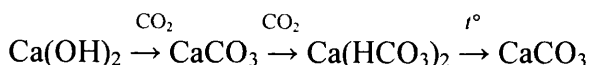
Демонстрационный опыт.

*Учитель пропускает углекислый газ через известковую воду. Учащиеся отмечают помутнение прозрачного раствора  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .*



*Дальнейшее пропускание  $\text{CO}_2$  вызывает исчезновение муты, то есть переход  $\text{CaCO}_3$  в  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .*

*Последующее нагревание раствора вызывает новое появление муты вследствие выделения осадка карбоната кальция. Взаимные превращения можно кратко изобразить схемой:*



### III. Закрепление изученного.

– Составьте уравнения происходящих реакций по представленной выше схеме.

**Домашнее задание:** § 27–29, упр. 14–20 (с. 90); задача 3 (с. 91).

**Задача** (повышенный уровень сложности).

В любой аптечке обязательно должна быть питьевая сода – гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$ . Еще в 1845 г. немецкий врач Бульрих обнаружил, что питьевая сода устраняет изжогу – чувство жжения в нижней части пищевода при повышенной кислотности желудочного сока. Раствор, содержащий 5 г  $\text{NaHCO}_3$  в 200 мл воды, избавит от неприятных ощущений, связанных с изжогой. Рассчитайте объем газообразного диоксида углерода (при нормальных условиях), который может выделиться при реакции 5 г гидрокарбоната натрия с соляной кислотой, входящей в состав желудочного сока. (О т в е т :  $V(\text{CO}_2) = 1,33$  л.)

Домашнее исследование: почему нельзя пить много газированной воды?

Немного газированного напитка прокипятите в течение минуты в пробирке и после этого испытайте индикатором. Вы увидите, что изменения окраски лакмусовой бумажки не происходит. Это объясняется тем, что нагревание разрушает угольную кислоту (при этом образуются вода и углекислый газ).

Поэтому лимонад и минеральную воду нужно хранить в холодильнике, чтобы сохранить их вкусовые качества. Нельзя пить много газированной воды, так как она содержит кислоту, которая разрушает ваши зубы.

### Урок 37

## КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ. СТЕКЛО. ЦЕМЕНТ

**Цели:** дать характеристику химического элемента и простого вещества кремния; учить записывать уравнения химических реакций, характеризующие химические свойства кремния и его соединений; дать представление о силикатной промышленности; продолжить формирование логического мышления: развивать умение сравнивать, обобщать, делать выводы.

### Ход урока

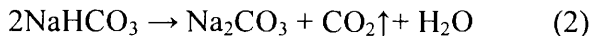
#### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – задача № 5, с. 91.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение химической реакции:



2) Рассчитаны количество вещества и масса гидрокарбоната натрия:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) (1) = x \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) (2) = (137 - x) \text{ г}$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = (137 - x) : 106$$

$$n(\text{NaHCO}_3) = 2n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot (137 - x) : 106 \text{ (моль)}$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = M \cdot n = 84 \cdot 2 \cdot (137 - x) : 106 \text{ (г)}$$

3) Составлено алгебраическое уравнение, найдена масса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :

$$x + 84 \cdot 2 \cdot (137 - x) : 106 = 146$$

$$\text{Отсюда } x = 121,6 \text{ г } (m(\text{Na}_2\text{CO}_3) (1))$$

4) Определена массовая доля каждой соли в исходной смеси:

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 121,6 : 146 = 0,8329, \text{ или } 83,29 \%;$$

$$\omega(\text{NaHCO}_3) = 0,1671, \text{ или } 16,71 \%$$

*Класс выполняет самостоятельную работу.*

1. «Сухой лед» используют:

1) для приготовления газированных напитков;

2) в строительстве;

**3) для временного хранения скоропортящихся продуктов питания;**

4) для удобрения почвы.

2. Углекислый газ для лабораторных опытов удобнее получать:

1) окислением угарного газа;

2) разложением малахита;

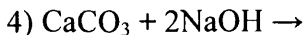
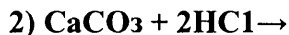
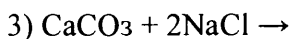
**3) действием кислоты на мрамор, мел или известняк;**

4) брожением глюкозы.

3. Наличие оксида углерода (IV) можно доказать с помощью раствора:

1)  $\text{NaCl}$ ;    2)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;    3)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;    4)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

4. Какие из данных реакции осуществимы:



5. При кипячении воды, содержащей гидрокарбонат кальция, выпадает в осадок:

1)  $\text{CaCO}_3$ ; 2)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ; 3)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; 4)  $\text{CaO}$ .

6. Какие из перечисленных газов собирают в пробирку, перевернутую вверх дном:

1)  $\text{H}_2$ ; 2)  $\text{CO}_2$ ; 3)  $\text{NH}_3$ ; 4)  $\text{O}_2$ .

## II. Актуализация знаний и изучение нового материала.

*Достигается фронтальной беседой с классом, результаты которой заносятся в таблицу (столбик «Что знаем»). Учитель вместе с учащимися заполняет второй столбик таблицы.*

Что знаем?	Что узнали?
1	2
<p>1. Характеристика кремния как химического элемента:</p> <p>а) положение в ПСХЭ (4А гр., III период);</p> <p>б) состав и строение атомов кремния: +14 Si 2e; 8e; 4e.</p> <p>2. Характеристика кремния как простого вещества:</p> <p>а) нахождение в природе: в виде соединений, наиболее распространённым является <math>\text{SiO}_2</math> – кремнезём. Кремнезём образует минералы – кварц, горный хрусталь, аметист, агат, яшму, опал, халцедон, сердолик;</p> <p>б) получение:</p> <p>промышленный способ – восстановление <math>\text{SiO}_2</math> углеродом в дуговых печах при <math>1800^\circ</math>:</p> $2\text{C} + \text{SiO}_2 = \text{Si} + 2\text{CO}$ <p>в) физические свойства: кремний, как и углерод, образует аллотропные модификации;</p>	<p>У кремния окислительные (неметаллические) свойства выражены слабее, чем у углерода, а восстановительные (металлические) – сильнее.</p> <p>Кремний – второй после кислорода элемент по распространённости в земной коре. В свободном виде не встречается, находится преимущественно в виде <math>\text{SiO}_2</math> или силикатов.</p> <p>Соединения кремния токсичны; вдыхание мельчайших частиц <math>\text{SiO}_2</math> или других соединений (асбеста) вызывает опасную болезнь – силикоз.</p> <p><i>Лабораторный способ получения:</i></p> <p>восстановление <math>\text{SiO}_2</math> сильными восстановителями – активными металлами, например, магнием:</p> $2\text{Mg} + \text{SiO}_2 = 2\text{MgO} + \text{Si}$ <p>Кристаллический кремний – вещество серебристо-серого цвета</p>

1	2
<p>г) <i>химические свойства</i>: В большинстве реакций выступает в качестве <i>восстановителя</i>. Реагирует с неметаллами: кислородом, бромом, хлором и серой:  <math>\text{SiO}_2 + \text{O}_2 = \text{SiO}_2</math>;</p> <p>д) <i>применение</i>: полупроводниковый кремний используется в электронных устройствах.</p> <p>3. <i>Оксид кремния</i>.</p> <p>а) <i>тип связи, тип решетки, физические свойства</i>. Химическая связь ковалентная полярная. Оксид кремния (кварц) имеет очень высокую температуру плавления – 1728 °С;</p> <p>б) <i>химические свойства</i>: Является кислотным оксидом, реагирует со щелочами и основными оксидами (<i>приведите примеры</i>).</p> <p>4. <i>Кремниевая кислота и её соли</i>.</p> <p>а) <i>характеристика кислоты</i>  <math>\text{H}_2\text{SiO}_3</math>:  1) по наличию кислорода (<i>кислородсодержащая</i>); 2) по основности (<i>двухосновная</i>); 3) по растворимости в воде (<i>нерастворимая</i>); 4) по степени диссоциации (<i>слабая</i>); 5) по стабильности (<i>непрочная, при нагревании разлагается</i>:  <math>\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}</math>);</p> <p>б) <i>получение</i></p> <p>в) <i>силикаты – соли кремниевых кислот</i>.</p>	<p>с металлическим блеском, кристаллическая решетка как у алмаза, является полупроводником. Аморфный кремний – порошок бурого цвета.</p> <p>Реагирует со сложными веществами, например со щелочами:  <math>\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow</math></p> <p>Кристаллическая решетка – атомная.</p> <p>Обладает особыми свойствами:  1) не реагирует с водой; 2) будучи нелетучим оксидом, <math>\text{SiO}_2</math> вытесняет углекислый газ из <math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math> при сплавлении:  <math>\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow</math>;</p> <p>3) взаимодействует с плавиковой кислотой HF:  <math>\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{SiF}_4</math></p> <p>Поскольку оксид кремния входит в состав стекла, то плавиковую кислоту нельзя хранить в стеклянной посуде.</p> <p><i>Демонстрационный опыт</i>. На водный раствор соли кремниевой кислоты действуем более сильной кислотой – HCl:  <math>\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow</math>  <math>\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow</math></p> <p>Это <i>качественная реакция на силикат-ионы</i>.</p> <p>Жидкое стекло используют для изготовления канцелярского клея,</p>

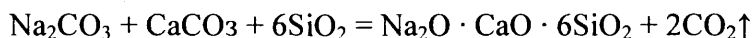
1	2
Работа с табл. растворимости: силикаты в воде практически нерастворимы. Хорошо растворимыми являются $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ и $\text{K}_2\text{SiO}_3$ , которые называются растворимым стеклом, а их водные растворы – жидким стеклом	огнестойких тканей, для пропитки деревянных изделий

Рассказ учителя.

*Стекло.*

– Обычное оконное стекло имеет состав:  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ , то есть является смесью силикатов натрия и кальция. Его получают сплавлением соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , известняка  $\text{CaCO}_3$  и песка  $\text{SiO}_2$ :

1400°C



*Цемент.*

– Порошкообразный вяжущий материал, образующий при взаимодействии с водой пластичную массу, превращающуюся со временем в твердое камневидное тело; основной строительный материал.

Химический состав наиболее распространенного портландцемента (в % по массе): 20–23 %  $\text{SiO}_2$ ; 62–76 %  $\text{CaO}$ ; 4–7 %  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; 2–5 %  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; 1–5 %  $\text{MgO}$ .

### III. Закрепление изученного.

Беседа по вопросам:

- Дайте характеристику  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .
- Назовите качественную реакцию на силикат-ион.
- Что такое жидкое стекло?

**Домашнее задание:** § 30–33, упр. 1, 3–5, 9 (с. 100).

**Домашнее исследование:** почему не горит театраль-  
ный занавес?



Разбавьте канторский силикатный клей (жидкое стекло – натриевая соль кремниевой кислоты  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ) наполовину водой, погрузите в этот раствор жидкого стекла приблизительно на час кусок холста, затем просушите его. Пропитанный материал, если его поджечь, не горит, а только тлеет.

*(Объяснение: пропитанный жидким стеклом театральный занавес из ткани, бумажные и матерчатые абажуры, сценическая бутафория и другие предметы становятся несгораемыми. Тонкая пленка из высохшего жидкого стекла полностью прекращает доступ воздуха к горящему материалу, и пламя гаснет. Жидким стеклом пропитывают рукавицы и спецодежду рабочих горячих цехов.)*

## Урок 38

### Практическая работа № 5

#### ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДА УГЛЕРОДА (IV) И ИЗУЧЕНИЕ ЕГО СВОЙСТВ. РАСПОЗНАВАНИЕ КАРБОНАТОВ

**Цели:** обобщить и проверить полученные знания, отработать практические умения.

#### Ход урока

##### I. Подготовка к проведению практической работы.

1. Инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами, щелочами, спиртовкой.

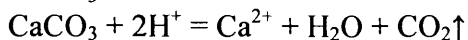
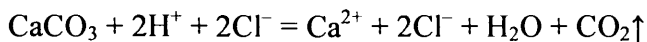
2. Беседа о ходе работы. *(Работа выполняется в соответствии с инструкцией учебника (с. 102, работа 5).)*

##### II. Проведение практической работы.

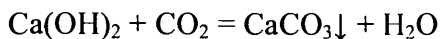
###### I. Получение $\text{CO}_2$ и изучение его свойств.

Опыт 1. При действии соляной кислоты на мрамор или мел, состоящий в основном из  $\text{CaCO}_3$ , происходит выделение углекислого газа:



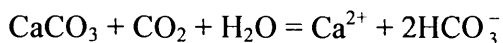
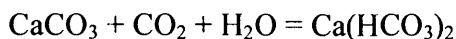


Опыт 2. При пропускании углекислого газа через известковую воду происходят последовательно два процесса. Сначала образуется карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ , нерастворимый в воде:

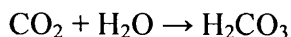


Именно тогда происходит помутнение раствора.

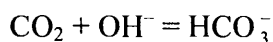
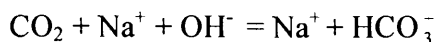
Затем, по мере дальнейшего пропускания углекислого газа, карбонат кальция переходит в гидрокарбонат, который растворим в воде, при этом происходит растворение осадка и исчезновение взвеси (мути):



Опыт 3. При пропускании оксида углерода через дистиллированную воду происходит образование слабой угольной кислоты, которая окрашивает синий лакмус в красный цвет:



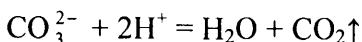
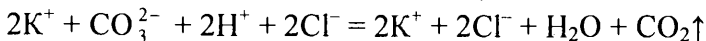
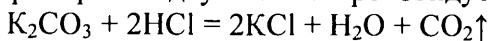
Опыт 4. В растворе гидроксида натрия индикатор фенолфталеин приобретёт малиновую окраску. При пропускании через него углекислого газа будем наблюдать обесцвечивание раствора из-за образования гидрокарбоната натрия:



## II. Распознавание карбонатов.

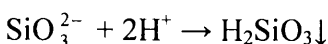
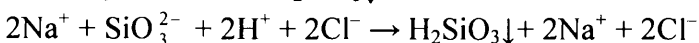
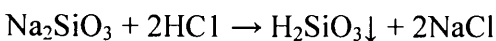
В четырех пробирках выданы кристаллические вещества:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – сульфат натрия,  $\text{ZnCl}_2$  – хлорид цинка,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  – карбонат калия,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  – силикат натрия. Необходимо распознать каждое из веществ.

Опыт 1. Прибавим раствор соляной кислоты в каждую из пробирок. В двух из них произойдут изменения:

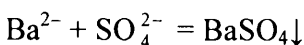
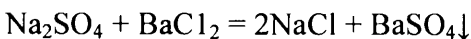


В пробирке с карбонатом калия выделится углекислый газ.

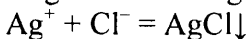
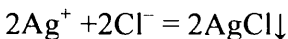
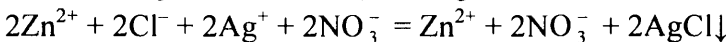
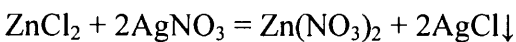
Опыт 2. В пробирке с силикатом натрия образуется белый аморфный осадок кремниевой кислоты:



Опыт 3. Добавим раствор хлорида бария, при этом в пробирке с сульфатом натрия выделится осадок белого цвета:



Опыт 4. В пробирке с хлоридом цинка никаких изменений не произойдет. Добавим в оставшуюся пробирку раствор нитрата серебра:



**Вывод:** качественной реакцией на карбонат-ион является реакция с соляной кислотой. При этом наблюдаем характерное «вскипание» из-за бурного выделения оксида углерода (IV).

### III. Оформление отчёта о работе.

Рисунок	Что наблюдали	Выводы и уравнения

**Домашнее задание:** оформить работу; § 27–29, упр. 22, 23, задача 5 (с. 91).

# Урок 39

## ПОВТОРЕНИЕ И ОБОБЩЕНИЕ МАТЕРИАЛА ПО ТЕМАМ «КИСЛОРОД И СЕРА», «АЗОТ И ФОСФОР», «УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ».

### ПОДГОТОВКА К КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ

**Цели:** повторить и обобщить знания о неметаллах 4–6-й групп, главных подгрупп; подготовиться к контрольной работе.

### Ход урока

#### I. Организационный момент.

*Учитель знакомит со структурой тестовой контрольной работы. Затем можно выполнить с учащимися задания, вызывающие у них наибольшие затруднения.*

#### КОДИФИКАТОР КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ХИМИИ ПО ТЕМЕ «НЕМЕТАЛЛЫ 4–6-й А-ГРУПП» (9 класс, УМК Рудзитис Г. Е.)

№ тестового задания	Контролируемые элементы
A1	Электронное строение атомов
A2	Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева
A3	Химическая связь
A4	Валентность
A5	Классификация неорганических веществ
A6	Типы химических реакций
A7	Ионные уравнения реакций, происходящих в растворе
A8	Определение основных классов неорганических соединений с точки зрения теории электролитической диссоциации
A9	Химические свойства неметаллов и их соединений
A10	Идентификация неорганических веществ, качественные реакции
B1	Генетическая связь между классами неорганических веществ
B2	Расчёты по формуле
C1	Расчёты по химическим уравнениям

ДЕМОНСТРАЦИОННЫЙ ВАРИАНТ  
КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ХИМИИ ПО ТЕМЕ «НЕМЕТАЛЛЫ»  
(9 класс, УМК Рудзитис Г. Е.)

**A1.** Распределение электронов по энергетическим уровням в атоме серы:

- 1) 2, 6;      3) 2, 8, 6;  
2) 2, 8, 8;   4) 2, 8, 8, 6.

**A2.** Атомы кислорода и серы имеют:

- 1) одинаковое число электронных слоев;  
2) одинаковое число валентных электронов;  
3) одинаковое число протонов в ядре;  
4) одинаковый радиус.

**A3.** Число общих электронных пар в молекуле аммиака:

- 1) 1;      2) 3;      3) 5;      4) 4.

**A4.** Вещества, в которых азот имеет степени окисления  $-3$ ,  $+2$ ,  $+5$ , расположены в ряду:

- 1)  $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  $N_2O_5$ ;                      3)  $NH_3$ ,  $NO$ ,  $KNO_3$ ;  
2)  $HNO_2$ ,  $NO$ ,  $HNO_3$ ;                      4)  $NCI_3$ ,  $NO$ ,  $KNO_2$ .

**A5.** Из приведённых ниже формул веществ оксидами не являются:

- 1)  $NO_2$ ;      2)  $Fe_2O_3$ ;      3)  $SO_3$ ;      4)  $H_2CO_3$ .

**A6.** Какое из указанных уравнений соответствует реакции обмена:

- 1)  $2 NaOH + CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$ ;  
2)  $Mg + CuSO_4 \rightarrow Mg SO_4 + Cu$ ;  
3)  $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$ ;  
4)  $Zn (OH)_2 \rightarrow ZnO + H_2O$ .

**A7.** Сокращенное ионное уравнение  $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$  соответствует реакции:

- 1)  $Ba + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + H_2$ ;

- 2)  $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 3)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  
 4)  $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$ .

**A8.** Сокращенное ионное уравнение  $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$  соответствует реакции:

- 1)  $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 2)  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 3)  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 4)  $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

**A9.** И оксид углерода (IV), и оксид кремния (IV) будут реагировать со всеми веществами группы:

- 1)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CuO}$ ;                      3)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{NaOH}$ ;  
 2)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{CaO}$ ;                      4)  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**A10.** Для обнаружения в растворе карбонат-анионов нужно использовать раствор, содержащий катион \_\_\_\_\_.

**B1.** Превращения  $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  можно осуществить, последовательно используя:

- 1)  $\text{O}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ;                      3)  $\text{O}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ;  
 2)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CO}_2$ ;                      4)  $\text{C}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

**B2.** Массовая доля серы в сульфате железа (II):

- 1) 42 %;                      2) 11 %;                      3) 21 %;                      4) 23 %.

**C1.** При разложении 18,8 г нитрата меди (II) выделится газ объёмом:

- 1) 11,2 л;                      2) 5,6 л;                      3) 2,8 л;                      4) 22,4 л.

№ тестового задания	A1	A2	A3	A4	A5	A6	A7	A8	A9	A10	B1	B2	C1
Ответы	3	2	2	3	4	1	3	2	2	$\text{H}^+$	3	3	2

**Урок 40**  
**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 2**  
**ПО ТЕМЕ «НЕМЕТАЛЛЫ 4–6-й А-ГРУПП»**

**Цель :** проверить уровень усвоения знаний и умений, полученных при изучении тем 2–4.

**В а р и а н т I**  
**контрольной работы по химии по теме**  
**«Неметаллы 4–6-й А-групп»**  
*(9 класс, УМК Рудзитис Г. Е.)*

**A1.** Электронная формула внешнего энергетического уровня атома кремния:

- 1)  $3s^23p^2$ ;      2)  $3s^23p^4$ ;      3)  $n s^2n p^2$ ;      4)  $4s^24p^4$ .

**A2.** Наибольший радиус атома имеет:

- 1) углерод;      2) азот;      3) кислород;      4) сера.

**A3.** В соединениях  $N_2$ ,  $NH_3$ ,  $KNO_3$  виды химической связи соответственно:

- 1) ковалентная неполярная, ионная, ковалентная полярная;  
2) ионная, ковалентная неполярная, ковалентная полярная;  
3) ковалентная неполярная, ковалентная полярная, ионная;  
4) ковалентная неполярная, ионная, ионная.

**A4.** Степени окисления серы изменяются от +6 до 0 в группе веществ:

- 1) S,  $SO_2$ ,  $SO_3$ ;      2)  $H_2SO_4$ ,  $SO_2$ ,  $H_2S$ ;  
3)  $Na_2SO_4$ ,  $K_2S$ , S;      4)  $SO_3$ ,  $K_2SO_3$ , S.

**A5.** Кислотным оксидом является:

- 1) оксид железа (III);      3) оксид магния;  
2) оксид бария;      4) оксид фосфора (V).

**A6.** К реакциям замещения относится реакция:

- 1)  $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ ;
- 2)  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ ;
- 3)  $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ .

**A7.** В водном растворе полностью распадается на ионы:

- 1)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ;
- 2)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;
- 3)  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ;
- 4)  $\text{CO}_2$ .

**A8.** Сумма коэффициентов перед формулами неэлектролитов в уравнении реакции  $\text{Fe} + 2\text{HCl}_{(p-p)} = \text{FeCl}_{2(p-p)} + \text{H}_2\uparrow$  равна:

- 1) 1;
- 2) 2;
- 3) 3;
- 4) 4.

**A9.** Концентрированная серная кислота при комнатной температуре реагирует с обоими веществами:

- 1) алюминием и оксидом алюминия;
- 2) железом и оксидом железа (III);
- 3) цинком и оксидом меди (II);
- 4) углеродом и оксидом углерода (IV).

**A10.** Белое, мягкое, светящееся в темноте вещество, самовоспламеняющееся при  $34^\circ\text{C}$ , является аллотропной модификацией элемента \_\_\_\_\_.

**B1.** Превращения  $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  можно осуществить, последовательно используя:

- 1)  $\text{O}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ;
- 2)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CO}_2$ ;
- 3)  $\text{O}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ;
- 4)  $\text{C}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

**B2.** Массовая доля кислорода в нитрате цинка равна:

- 1) 23,5 %;
- 2) 36,4 %;
- 3) 42,7 %;
- 4) 50,8 %.

**C1.** Какой объем азота потребуется для взаимодействия с 5,4 г алюминия?

- 1) 2,24 л;
- 2) 4,48 л;
- 3) 3,36 л;
- 4) 6,72 л.



**В а р и а н т   И I**  
**контрольной работы по химии по теме**  
**«Неметаллы 4–6-й А-групп»**  
*(9 класс, УМК Рудзитис Г. Е.)*

**A1.** Распределение электронов по энергетическим уровням в атоме азота:

- 1) 2,5;            2) 2, 8, 8;            3) 2,8,6;            4) 2, 8, 8, 6.

**A2.** Атомы серы и фосфора имеют:

- 1) одинаковое число электронов на внешнем слое;
- 2) одинаковое число электронных слоев;
- 3) одинаковое число протонов в ядре;
- 4) одинаковый радиус.

**A3.** Атомную кристаллическую решетку имеет следующая пара веществ:

- 1) алмаз и углекислый газ;
- 2) алмаз и белый фосфор;
- 3) кварц и алмаз;
- 4) графит и угарный газ.

**A4.** Валентность азота в соединении  $N_2O_3$  равна:

- 1) I;            2) II;            3) III;            4) IV.

**A5.** Формулы кислотного и основного оксидов соответственно:

- |                      |                        |
|----------------------|------------------------|
| 1) $MnO$ ; $CaO$ ;   | 3) $P_2O_5$ ; $CO_2$ ; |
| 2) $MnO$ ; $CrO_3$ ; | 4) $SO_3$ ; $CaO$ .    |

**A6.** К реакциям замещения относится реакция между:

- 1) аммиаком и хлороводородной кислотой;
- 2) цинком и раствором сульфата меди (II);
- 3) раствором гидроксида натрия и оксидом серы (VI);
- 4) серной кислотой и раствором хлорида бария.

**A7.** Сокращенное ионное уравнение  $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$  соответствует реакции:

- 1)  $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 2)  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 3)  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

**A8.** Сокращенному ионному уравнению  $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$  соответствует молекулярное уравнение:

- 1)  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaOH}$ ;
- 2)  $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$ ;
- 3)  $\text{CaSiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SiO}_3$ ;
- 4)  $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$ .

**A9.** Сырьем для получения кислорода в промышленности служит:

- 1) бертолетова соль  $\text{KClO}_3$ ;
- 2) перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ ;
- 3) воздух;
- 4) пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

**A10.** Для обнаружения в растворе сульфид-анионов нужно использовать раствор, содержащий катион \_\_\_\_\_.

**B1.** Для осуществления превращения  $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3$  нужно последовательно использовать:

- 1) водород, воду, оксид кальция;
- 2) водород, кислород, гидроксид кальция;
- 3) водород, кислород, хлорид кальция;
- 4) воду, воду, кальций.

**B2.** Массовая доля кислорода в оксиде фосфора (V) равна:

- 1) 75 %;
- 2) 56,34 %;
- 3) 50 %;
- 4) 43,63 %.

**C1.** На 224 г раствора с массовой долей силиката натрия 0,1 подействовали избытком соляной кислоты. Сколько граммов осадка образуется?

- 1) 7,8 г;      2) 14,32 г;      3) 15,6 г;      4) 12,2 г.

Ответы:

№ тестового задания	Вариант I	Вариант II
A1	1	1
A2	4	2
A3	3	3
A4	3	3
A5	4	4
A6	4	2
A7	2	2
A8	2	4
A9	3	3
A10	фосфор	Pb <sup>2+</sup>
B1	3	2
B2	4	2
C1	1	2

## **Тема 5. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ (13 ч)**

### **Урок 41**

#### **АНАЛИЗ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 2.**

#### **ПОЛОЖЕНИЕ МЕТАЛЛОВ В ПСХЭ.**

#### **МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.**

#### **ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ**

#### **(урок изучения нового материала)**

**Цели:** познакомить со строением и общими свойствами металлов, исходя из их положения в Периодической системе и строения их атомов; дать понятие металлической химической связи и металлической кристаллической решетки; изучить

общие физические свойства металлов; продолжить формирование понятий «химический элемент», «простое вещество»; формировать логическое мышление: развивать умение сравнивать химический элемент и простое вещество; проанализировать типичные ошибки, рассмотреть основные способы решения заданий.

## Ход урока

### I. Анализ контрольной работы.

№ тестового задания	Контролируемые элементы	Вариант I допустили ошибки (%)	Вариант II допустили ошибки (%)
A1	Электронное строение атомов		
A2	Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева		
A3	Химическая связь		
A4	Валентность		
A5	Классификация неорганических веществ		
A6	Типы химических реакций		
A7	Ионные уравнения реакций, происходящих в растворе		
A8	Определение основных классов неорганических соединений с точки зрения теории электролитической диссоциации		
A9	Химические свойства неметаллов и их соединений		
A10	Идентификация неорганических веществ, качественные реакции		
B1	Генетическая связь между классами неорганических веществ		
B2	Расчёты по формуле		
C1	Расчёты по химическим уравнениям		

*Анализ показывает, что, как правило, больше всего ошибок допускается при выполнении заданий А3, А7, А8, А10, В1, поэтому целесообразно будет поработать на уроке над этими заданиями по вариантам контрольной работы или аналогичными.*

## **II. Актуализация знаний и изучение нового материала.**

1. Опрос учащихся о положении металлов в ПСХЭ, строении их атомов; заполнение первого столбика таблицы. (Второй столбик заполняется постепенно, по мере объяснения и разбора материала.)

Что знаем	Что узнали
1	2
<p><i>I. Положение металлов в ПСХЭ.</i> Металлы почти полностью занимают I, II, III группы (исключение – водород, бор).</p> <p><i>II. Строение атома.</i> На внешнем уровне имеют от 1 до 3 электронов.</p> <p><i>III. Окислительно-восстановительные свойства.</i> Металлы легко отдают электроны, являются восстановителями, проявляют при этом степень окисления +1, +2, +3 (низшая) и +4, +5, +6, +7 (высшая).</p>	<p><i>I. Положение в ПСХЭ.</i> Кроме того, металлы расположены в конце IVA, VA, VIA групп и составляют все Б-подгруппы. Если провести диагональ от бора В (№ 5) к астату At (№ 85), то <b>ниже диагонали</b> все элементы являются <b>металлами</b>. Как видно из таблицы, металлов в природе значительно больше, чем неметаллов. Из 110 элементов металлов – 88, а неметаллов всего 22. <i>Учитель отмечает условность деления элементов на металлы и неметаллы.</i></p> <p>Аллотропные модификации олова: <math>\alpha</math>(Sn), или серое олово, – неметалл, а <math>\beta</math>(Sn), или белое олово, – металл (при <math>t &lt; +13,2^\circ \text{C}</math> белое олово рассыпается в серый порошок). Название этого явления – «оловянная чума».</p> <p><i>II. Строение атома.</i> Поправка: исключение составляют металлы IVA, VA, VIA, VIIA групп.</p> <p><i>III. Физические свойства металлов.</i> Причина этих свойств – в особенной кристаллической решетке, которая называется металлической. В узлах металлической решетки находятся как нейтральные атомы, так и катионы металлов.</p>

1	2
<p><i>IV. Физические свойства металлов.</i></p> <p>Металлический блеск, ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность</p>	<p>Электроны, оторванные от атомов, называются свободными. Именно эти электроны свободно перемещаются по всему кристаллу и притягивают катионы металлов, находящиеся в узлах решетки, обеспечивая ее устойчивость. Катионы и атомы постоянно переходят друг в друга благодаря свободному перемещению электронов. При присоединении электрона к катиону последний превращается в атом, атом в свою очередь при потере электрона превращается в катион. Эти процессы протекают непрерывно (<i>читать определение металлической связи на с. 104</i>).</p> <p><i>Выполнение л/о № 13, с. 113 «Исследование образцов металлов»</i></p>

## 2. Самостоятельная работа по группам.

Задание для 1-й группы.

– Изучите с. 104–105 учебника. Сделайте вывод о нахождении металлов в земной коре.

Задание для 2-й группы.

– Изучите с. 104–105 учебника. Составьте схему, отражающую зависимость между активностью металла и формой его нахождения в природе.

*Предполагаемый ответ:*

Li и т. д. – находятся в природе в виде солей;

Sr, Zn – в виде оксидов и сульфидов;

Pb, Cu – в свободном виде, в виде комплексных соединений.

Задание для 3-й группы.

– Изучите с. 105–106 учебника. Составьте схему, отражающую зависимость между активностью металла и способом его получения.

*Предполагаемый ответ:*

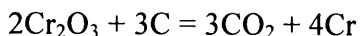
Li и т. д. – электролизом растворов солей;

Cr, Zn – восстановлением оксидов, обжигом сульфидов;  
Pb, Cu – восстановлением комплексных соединений.

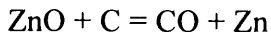
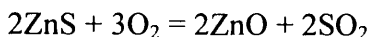
*При обсуждении результатов работы групп следует разобрать конкретные примеры, например упр. 5 на с. 112.*

*Предполагаемый ответ:* калий и магний в природе встречаются в виде солей – хлоридов, сульфатов, нитратов, карбонатов: KCl, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, KNO<sub>3</sub>, MgCO<sub>3</sub>. Получить калий и магний можно электролизом раствора их солей.

Хром и цинк – металлы средней активности; хром в природе встречается в виде оксидов, цинк – в виде сульфида. Получить хром можно, восстановив его углем или оксидом углерода (II) из его оксида:



Получить цинк можно путём обжига его сульфида с последующим восстановлением образовавшегося оксида.



### **III. Закрепление изученного материала.**

Беседа по вопросам:

1. Охарактеризуйте положение металлов в ПСХЭ.
2. Что такое металлическая связь? С чем связаны ее особые свойства?
3. Сравните металлическую связь с ионной и ковалентной полярной связью. Что у них общего и чем они отличаются?

**Домашнее задание:** § 34–36, упр. 2–4, 6, 7, задачи 1, 2 (с. 112).

## **Урок 42**

### **ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ**

**Цель:** познакомить с основными химическими свойствами металлов. Научить пользоваться рядом напряжений металлов.

## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – задача 1, с. 112.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение химической реакции:

$\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$  реакция не идёт

$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

2) Определены количество вещества и масса цинка:

$n(\text{Zn}) = n(\text{H}_2) = 2,24 : 22,4 = 0,1$  моль

$m(\text{Zn}) = 0,1 \cdot 65 = 6,5$  г

3) Вычислена массовая доля цинка и меди:

$\omega(\text{Zn}) = 6,5 : 12,9 = 0,504$  или 50,4 %

$\omega(\text{Cu}) = 49,6$  %

*2-й ученик – задача 2, с. 112.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение химической реакции:

$\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$  реакция не идёт

$2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$

2) Определены масса и количество вещества соляной кислоты:

$n(\text{HCl}) = 60 \cdot 0,1 : 36,5 = 0,164$  моль

3) Определены количество вещества, масса и объём газа ( $\text{H}_2$ ):

$n(\text{H}_2) = 1/2 n(\text{HCl}) = 0,164 : 2 = 0,0822$  моль

$m(\text{H}_2) = 0,0822 \cdot 2 = 0,164$  г

$V(\text{H}_2) = 0,0822 \cdot 22,4 = 1,836$  л

Фронтальная работа с классом по вопросам домашнего задания:

1) с. 112, № 2 (тест).



**Решение.** Все предложенные элементы находятся во втором периоде, так как содержат два электронных слоя. В периодах металлические свойства уменьшаются, следовательно, наиболее ярко выраженные металлические свойства будет проявлять элемент, у которого строение электронных оболочек  $2s^1$ .  
Ответ 1).

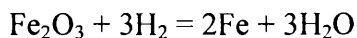
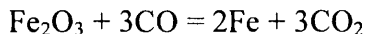
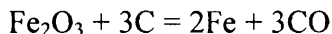
2) с. 112, № 3 (тест).

**Решение.** Металлические свойства увеличиваются с увеличением  $R_a$ . Наибольший радиус атома у элемента № 4, так как у него пять электронных оболочек. Ответ 4).

3) с. 112, № 4.

**Ответ.** Металлические решетки, в отличие от ионных, содержат свободные электроны, которые могут перемещаться, чем и обуславливают многие физические свойства металлов. В отличие от атомных, металлические решетки в узлах содержат ионы и свободные электроны.

4) с. 112, № 6.



5) с. 112, № 7 (тест).

Ответ 1), так как углерод – хороший восстановитель и восстанавливает железо из его оксида.

## **II. Актуализация знаний и изучение нового материала.**

*Уточнить представления учащихся о том, что им известно о химических свойствах металлов из курса 8 класса.*

*Заполнение первого столбика таблицы. (Второй столбик заполняется постепенно, по мере объяснения и разбора материала.)*

Учитель. Установим некоторые закономерности, зная ряд напряжений металлов. Современный электрохимический ряд напряжений металлов почти совпадает с вытеснительным рядом, предложенным русским учёным Н. Н. Бекетовым в 1865 г. При составлении современного ряда учитывались (см. с. 108 учебника) энергия ионизации (энергия отрыва электронов от изолированных атомов), энергия, которая тратится на разрушение кристаллической решетки, и энергия, которая выделяется при гидратации ионов.

Демонстрационный эксперимент.

*Проводится по каждому правилу.*

Что знаем?	Что узнали?
<p>I. Металлы до водорода вытесняют водород из разбавленных кислот:</p> $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ <p>II. Более активные металлы могут вытеснить менее активные металлы из солей в водных растворах:</p> $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Fe SO}_4 + \text{Cu}$ <p><i>Выполнение л/о № 14, с. 113</i></p>	<p>I. Если образующаяся соль нерастворима, то реакция не пойдёт: Например, <math>\text{Pb} + \text{HCl} \rightarrow</math> реакция не идёт, так как хлорид свинца мало-растворим.</p> <p>II. Металлы Li, Na, K, Ca при обычных условиях реагируют с водой. Следовательно, этими металлами для вытеснения других металлов из водных растворов их солей пользоваться нельзя</p>

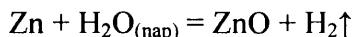
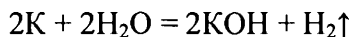
*III. Взаимодействие с неметаллами (галогенами, кислородом и серой).*

Учитель. Активные металлы (щелочные и щелочноземельные) самовоспламеняются на воздухе уже при комнатной температуре, поэтому их хранят под слоем керосина. Менее активные металлы энергично взаимодействуют с кислородом только при нагревании. Металлы, находящиеся в ряду активности между Mg и Pb (включительно), медленно окисляются кислородом воздуха при обычной температуре с образованием

защитной оксидной пленки. Например, оксидная пленка на алюминии, свинце препятствует их реакции с водой, другими реактивами. Поэтому для осуществления этих реакций требуется воздействие не только реактива, но и повышенной температуры. Неактивные металлы, расположенные после водорода (Cu, Hg), не образуют защитной оксидной пленки, но окисляются кислородом при нагревании. Следующие за ними металлы (Ag, Au) не окисляются кислородом ни при каких условиях.

#### *IV. Взаимодействие металлов с водой.*

**Учитель.** При взаимодействии металлов с водой наблюдается аналогия взаимодействию металлов с кислородом. Самые активные металлы (щелочные и щелочноземельные) легко взаимодействуют с водой (без подогрева), менее активные металлы (от Mg до Pb) взаимодействуют с водой при нагревании или только в раскаленном виде. Металлы, расположенные после водорода, с водой не взаимодействуют. *(Учитель обращает внимание учащихся на различные продукты реакций, образуемых активными и менее активными металлами.)* Щелочные и щелочноземельные металлы, восстанавливая ионы водорода, образуют при этом растворимые основания – щелочи. Менее активные металлы образуют соответствующие нерастворимые оксиды:



В данных реакциях окислителем являются молекулы воды, точнее ионы водорода  $H^+$ , которые при этом восстанавливаются до молекулярного водорода  $H_2$ .

#### **III. Закрепление изученного.**

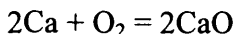
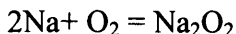
1. Комментированное чтение схемы № 13, с. 109 учебника.

2. Выполнение упр. 12, с. 112.

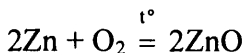
*Предполагаемый ответ:*

1) С кислородом взаимодействуют все предложенные металлы, кроме серебра:

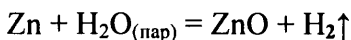
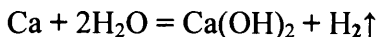
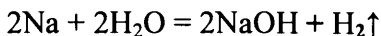
а) натрий и кальций – при обычной температуре:



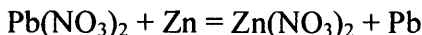
б) цинк и медь – при нагревании:



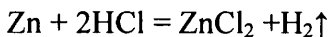
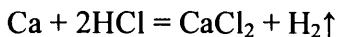
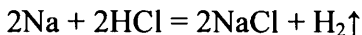
2) Натрий и кальций легко взаимодействуют с водой при комнатной температуре; цинк взаимодействует с водой при нагревании или только в раскаленном виде. Медь с водой не взаимодействует:



3) С нитратом свинца (II) будет реагировать только цинк (натрий и кальций как активные металлы будут взаимодействовать с водой, а медь и серебро находятся в ряду напряжений после свинца):



4) С кислотами (разб.) будут реагировать Na, Ca, Zn:



Аналогично – с серной кислотой.

**Домашнее задание:** § 37, упр. 10, 11, задача 4 (с. 112).

## Урок 43

### ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ.

#### НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ, СВОЙСТВА И ПРИМЕНЕНИЕ

**Цель:** расширить и углубить знания о щелочных металлах и образуемых ими простых и сложных веществах; показать области применения металлов главной подгруппы I группы; учить записывать уравнения химических реакций, доказывать свойства этих металлов.

#### Ход урока

##### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – задача № 4, с. 112.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Определены масса и количество вещества свинца и олова:

$$m(\text{Pb}) = 500 \cdot 0,66 = 330 \text{ г}$$

$$n(\text{Pb}) = 330 : 207 = 1,594 \text{ моль}$$

$$m(\text{Sn}) = 500 \cdot 0,34 = 170 \text{ г}$$

$$n(\text{Sn}) = 170 : 119 = 1,428 \text{ моль}$$

2) Определены количество вещества и масса оксида свинца (II) и оксида олова (IV):

$$n(\text{PbO}) = n(\text{Pb}) = 1,594 \text{ моль}$$

$$m(\text{PbO}) = 1,594 \cdot 223 = 355,5 \text{ г}$$

$$n(\text{SnO}_2) = n(\text{Sn}) = 1,428 \text{ моль}$$

$$m(\text{SnO}_2) = 1,428 \cdot 151 = 215,7 \text{ г}$$

*Класс выполняет небольшую тестовую самостоятельную работу:*

1. Наиболее выраженные металлические свойства проявляет:

1) Al;      2) Na;      3) Mg;      4) Be.

2. Активнее других реагирует с кислородом:

1) Al;      2) Ag;      3) Zn;      4) Ba.

3. При комнатной температуре вытесняет водород из воды:

- 1) медь;    2) железо;    3) литий;    4) цинк.

4. Химическая реакция проходит между:

- 1) **Mg и  $ZnCl_2$  (раствор);**                      3) Ag и  $AlCl_3$  (раствор);  
2) Cu и  $FeSO_4$  (раствор);                      4) Pb и  $Mg(NO_3)_2$  (раствор).

5. Калий взаимодействует с водой с образованием ... и ... .

- 1) соли;    2) **водорода;**    3) **щелочи;**    4) оксида калия.

6. С железом взаимодействуют растворы:

- 1)  $MgSO_4$ ;                      2) KOH;                      3) HCl;                      4)  **$CuCl_2$ .**

7. На внешнем энергетическом уровне один электрон у атомов:

- 1) щелочно-земельных металлов;                      3) алюминия;  
2) **щелочных металлов;**                      4) **железа.**

8. Ряд элементов, в котором усиливаются металлические свойства:

- 1) Li, Be, B;                      3) Al, Fe, Ag;  
2) Cs, Rb, K;                      4) **Ca, S, Ba.**

## II. Актуализация знаний и изучение нового материала.

*При изучении свойств щелочных металлов следует принять во внимание, что большая часть сведений, которые даются в учебнике об этих веществах, известна учащимся из курса химии 8 класса, и потому эти свойства должны изучаться в порядке повторения.*

*Уточняется представление о щелочных металлах и заполняются столбики таблицы.*

Что знаем?	Ответ
1	2
1. Положение в ПСХЭ.	1. Щелочные металлы занимают IА-группу в ПС химических элементов.
2. Строение атомов (см. табл. 28, с. 114).	2. Атомы ЩМ имеют большой радиус, так как начинают периоды; на внешнем уровне у них $1\bar{e}$ , степень окисления +1.

1	2
<p>3. Изменение свойств по группе сверху вниз.</p> <p>4. Нахождение в природе (см. табл. 29, с. 115).</p> <p>5. Получение.</p> <p>6. Физические свойства.</p> <p>7. Химические свойства:</p> <p>– с кислородом</p> <p>– с водой</p> <p>– с кислотами-неокислителями</p> <p>– с кислотами-окислителями (серной концентрированной и азотной)</p> <p>– качественная реакция на соли щелочных металлов</p>	<p>3. Сверху вниз в ПСХЭ:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– число электронных слоёв увеличивается;</li> <li>– <math>R_a</math> увеличивается;</li> <li>– ЭО уменьшается;</li> <li>– металлические свойства увеличиваются;</li> <li>– восстановительные свойства увеличиваются;</li> <li>– число электронов на внешнем уровне постоянно и равно 1<math>\bar{e}</math>;</li> </ul> <p>4. В виде солей: хлоридов и сульфатов.</p> <p>5. Электролизом расплавов.</p> <p>6. Лёгкие, мягкие вещества серебристо-белого цвета на срезе, быстро тускнеющие на воздухе вследствие окисления; легкоплавкие.</p> <p>7. Являются сильными восстановителями.</p> <p>Окисляются на воздухе, а Rb и Cs самовоспламеняются. Только литий образует оксид, остальные – пероксиды:</p> $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ <p>Реагируют очень активно (калий со вспышкой или со взрывом). Образуют щелочи, выделяют водород:</p> $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ <p>Очень энергично взаимодействуют даже со слабыми кислотами. Образуется соль и водород: <math>2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow</math></p> $8\text{Na} + 10\text{HNO}_3 = 8\text{NaNO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">разб.</p> <p>В ы п о л н е н и е л/о № 15, с. 131 «Определение солей ЩМ по цвету пламени» (см. табл. 3, с. 14–15: ионы <math>\text{Na}^+</math> – в желтый цвет, ионы <math>\text{K}^+</math> – в фиолетовый)</p>

## 8. Соединения щелочных металлов.

Инструктаж по технике безопасности.

Рассказ учителя.

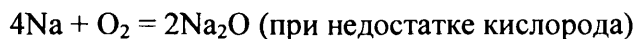
а) *Гидроксиды.* Твердые гидроксиды и их концентрированные растворы сильно гигроскопичны, они жадно поглощают влагу и используются для осушения газов, не обладающих кислотными свойствами. Вследствие гигроскопичности твердые щелочи быстро расплываются на воздухе.

Гидроксиды щелочных металлов очень хорошо растворяются в воде (за исключением малорастворимого LiOH), а также в спирте.

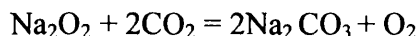
Щелочи – очень агрессивные, едкие вещества. Они вызывают тяжелые ожоги кожи и слизистых оболочек, разъедают ткань, бумагу, кожу и др. вещества.

Щелочи – одни из самых реакционноспособных веществ, используются во многих реакциях неорганического и органического синтеза, а также в технологических процессах. Они находят широкое применение в щелочных аккумуляторах.

б) *Оксиды и пероксиды.* Наиболее устойчивый оксид –  $\text{Li}_2\text{O}$ . Для получения других оксидов проводят медленное окисление металлов в условиях недостатка кислорода или осуществляют восстановление пероксидов одноименными металлами:



Практическое значение имеет пероксид натрия, который используется для регенерации воздуха в подводных лодках и космических кораблях из-за своей способности поглощать углекислый газ из воздуха:



в) *Важнейшие соли натрия и калия.*

$\text{NaCl}$  – *поваренная*, или *каменная соль*. Пищевой продукт, консервирующее средство, сырье для получения соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,



хлора, NaOH. Изотонический раствор NaCl (0,9 %) используется в медицине (физиологический раствор).

NaBr – *бромид натрия*. Применяется как седативное средство в медицине.

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  – *кальцинированная сода*. Применяется для производства стекла, при получении мыла и др. моющих средств.

$\text{NaHCO}_3$  – *питьевая*, или *пищевая сода*. Используется как лекарственное средство для понижения кислотности желудочного сока.

$\text{NaNO}_3$  – *натриевая*, или *чилийская селитра*. Применяется как удобрение; в качестве окислителя входит в состав взрывчатых смесей, видов ракетного топлива, пиротехнических средств.

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – *мирабилит*, или *глауберова соль*. Применяется в медицине как слабительное средство.

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – *бура* (декагидрат тетрабората натрия). Применяют в медицине как антисептическое средство для полосканий, спринцеваний и т. д.

KCl – в природе минерал *сильвин* (*сильвинит* –  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ ). Используется как удобрение; применяется при производстве KOH,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$  и др.

$\text{K}_2\text{CO}_3$  – *поташ*. В значительных количествах содержится в растительной золе.

$\text{KNO}_3$  – *калийная селитра*. Применяют как удобрение, для изготовления черного пороха (как окислитель), в производстве спичек, для консервирования мясных продуктов.

$\text{KMnO}_4$  (*перманганат калия*),  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (*дихромат калия*, *хромпик*),  $\text{KClO}_3$  (*хлорат калия*, *бертолетова соль*). Сильнейшие окислители, широко используются в неорганическом и органическом синтезе.

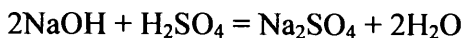
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – *желтая кровяная соль*. Используется как реагент для обнаружения ионов  $\text{Fe}^{3+}$ .

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – *красная кровяная соль*. Используется как реагент для обнаружения ионов  $\text{Fe}^{2+}$ .

### III. Закрепление изученного материала.

Решение задачи № 1, с. 119.

1) Составляем уравнение реакции:



2) Определяем массу и количество вещества серной кислоты:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \cdot 0,1 = 19,6 \text{ г}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 : 98 = 0,2 \text{ моль}$$

3) Определяем количество вещества и массу гидроксида натрия:

$$n(\text{NaOH}) = 2n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \cdot 2 = 0,4 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,4 \cdot 40 = 16 \text{ г}$$

4) Рассчитываем массу раствора NaOH:

$$m \text{ раствора (NaOH)} = 16 : 0,1 = 160 \text{ г}$$

**Домашнее задание:** § 39, упр. 2–5, 7, 8 (с. 118); задачи 2, 3 (с. 119).

**Домашнее исследование:** как вырастить «снег»?

Положите в тарелку несколько камешков, между ними укрепите сухие веточки. На камешки и вокруг них насыпьте 12 столовых ложек поваренной соли. Края тарелки обязательно следует смазать вазелином. После этого аккуратно смочите соль шестью столовыми ложками воды и поставьте тарелку в теплое место. Каждый день пипеткой надо добавлять к смеси в тарелке 1–2 ложки воды, и уже на второй день появится «снег» на камешках, а через 15 дней он уже покроет ветки и стенки тарелки.

**(Объяснение.** Сущность явления заключается в том, что сухая соль, впитывая воду, растворяется в ней. Полученный концентрированный раствор благодаря капиллярности проникает в промежутки между камнями, в трещины коры, в сосуды веточек, образуя тонкую пленку. Вода испаряется, а соль остается. Этот процесс протекает непрерывно, и поэтому «снег» растет в течение нескольких дней.)

## Урок 44

### КАЛЬЦИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

**Цель:** расширить и углубить знания о щелочноземельных металлах и образуемых ими простых и сложных веществах на примере кальция; показать области применения кальция; учить записывать уравнения химических реакций, доказывать свойства этих металлов.

#### Ход урока

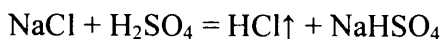
##### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – задача № 2, с. 119.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение реакции:



2) Определены количество вещества и масса хлорида натрия:

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{HCl}) = 5,6 : 22,4 = 0,25 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,25 \cdot 58,5 = 14,625 \text{ г}$$

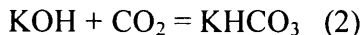
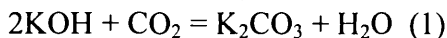
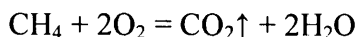
3) Рассчитана массовая доля примесей в поваренной соли:

$$(15 - 14,625) : 15 = 0,025, \text{ или } 2,5 \%$$

*2-й ученик – задача № 3, с. 119.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлены уравнения реакций:



2) Определено количество вещества углекислого газа:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CH}_4) = 18 : 22,4 = 0,8 \text{ моль}$$

3) Определено количество вещества гидроксида калия:

$$n(\text{KOH}) = 100 \cdot 1,32 \cdot 0,32 : 56 = 0,7543 \text{ моль}$$

4) Установлено соотношение реагирующих по условию задачи  $n(\text{KOH}) : n(\text{CO}_2) = 1 : 1$ , значит образуется кислая соль согласно уравнению (2).

5) Определена масса образующейся соли:

$$m(\text{KHCO}_3) = 0,7543 \cdot 100 = 75,43 \text{ г}$$

*Класс выполняет небольшую тестовую самостоятельную работу:*

1. Пламя газовой горелки окрашивается солями натрия в цвет:

- |             |                |
|-------------|----------------|
| 1) красный; | 3) желтый;     |
| 2) зеленый; | 4) фиолетовый. |

2. Укажите общую формулу гидридов щелочных металлов:

- |                     |                   |                     |                     |
|---------------------|-------------------|---------------------|---------------------|
| 1) $\text{MeH}_2$ ; | 2) $\text{MeH}$ ; | 3) $\text{MeH}_3$ ; | 4) $\text{MeH}_4$ . |
|---------------------|-------------------|---------------------|---------------------|

3. Формула вещества X в схеме превращений  $\text{K} \rightarrow \text{KH} \xrightarrow{+\text{X}} \rightarrow \text{OH}$  – это:

- |                   |                           |                             |                    |
|-------------------|---------------------------|-----------------------------|--------------------|
| 1) $\text{O}_2$ ; | 2) $\text{H}_2\text{O}$ ; | 3) $\text{H}_2\text{O}_2$ ; | 4) $\text{NaOH}$ . |
|-------------------|---------------------------|-----------------------------|--------------------|

4. Формулы веществ X и Y в схеме превращений  $\text{K} \xrightarrow{+\text{2X}} \text{KOH} \xrightarrow{+\text{Y}} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$  – это:

- |  |   |
|--|---|
| 1) $\text{H}_2\text{O}$ и $\text{CO}_2$ ;            | 3) $\text{NaOH}$ и $\text{CO}_2$ ;          |
| 2) $\text{H}_2\text{O}$ и $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; | 4) $\text{H}_2\text{O}$ и $\text{CaCO}_3$ . |

5. Формулы веществ X и Y в схеме превращений  $\text{Na} \xrightarrow{+\text{2X}} \text{NaOH} \xrightarrow{+\text{Y}} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$  – это:

- |   |   |
|---|---|
| 1) $\text{KOH}$ и $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; | 3) $\text{H}_2\text{O}$ и $\text{SO}_3$ ;               |
| 2) $\text{H}_2\text{O}$ и $\text{SO}_2$ ;   | 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и $\text{H}_2\text{SO}_4$ . |

6. Использование пероксида натрия для регенерации воздуха на подводных лодках основано на следующем процессе:

- 1)  $2\text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ ;
- 2)  $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$ ;
- 3)  $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 4\text{NaOH}$ ;
- 4)  $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$ .

## II. Актуализация знаний и изучение нового материала.

При изучении свойств кальция как щелочноземельного металла следует принять во внимание, что большая часть сведений, которые даются о нём в учебнике, известна учащимся из курса химии 8 класса, и поэтому эти свойства должны изучаться в порядке повторения.

Опрос учащихся о щелочноземельных металлах и заполнение таблицы.

Что знаем	Ответ
1	2
1. Положение в ПСХЭ.	1. Щелочноземельные металлы занимают IIА-группу химических элементов.
2. Строение атомов (см. табл. 30, с. 119).	2. ЩЗМ имеют большой радиус, так как находятся почти в начале периодов; на внешнем уровне у них $2\bar{e}$ , степень окисления +2.
3. Изменение свойств по группе сверху вниз:	3. Сверху вниз: – число электронных слоёв увеличивается; – $R_a$ увеличивается; – ЭО уменьшается; – металлические свойства увеличиваются; – восстановительные свойства увеличиваются; – число электронов на внешнем уровне постоянно и равно $2\bar{e}$ ;
4. Нахождение в природе (см. табл. 31, с. 120).	4. В виде солей: карбонатов, фосфатов, сульфатов.
5. Получение.	5. Электролизом расплавов хлоридов.
6. Физические свойства.	6. Лёгкие, мягкие, хотя и несравненно тверже щелочных металлов, серебристо-белого цвета на срезе, быстро тускнеющие на воздухе вследствие окисления. Хранятся, как и ЩМ, под слоем керосина.
7. Химические свойства: – с кислородом	7. Являются сильными восстановителями.  Самовоспламеняется на воздухе, образуя оксид: $2Ca + O_2 = 2CaO$

1	2
– с водой и с кислотами-неокислителями	С выделением $\text{H}_2\uparrow$ (кроме $\text{HF}$ и $\text{H}_3\text{PO}_4$ из-за нерастворимости фторида $\text{CaF}_2$ и фосфата $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ): $\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
– с кислотами-окислителями (серной концентрированной и азотной)	$4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ разб.
– качественная реакция на соли щелочных металлов	Выполнение л/о № 15, с. 131 «Определение солей ЩЗМ по цвету пламени» (см. табл. 3, с. 14–15: ионы $\text{Ca}^{2+}$ окрашивают пламя в кирпично-красный цвет)

### 8. Соединения кальция.

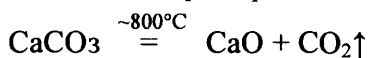
Инструктаж по технике безопасности.

Рассказ учителя.

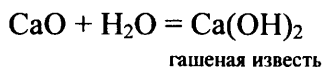
*Оксид кальция.*  $\text{CaO}$  – негашеная известь, жжженная известь.

Белое тугоплавкое вещество, очень гигроскопичное.

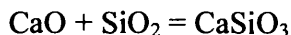
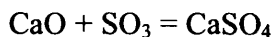
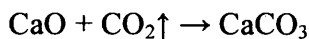
Получают в виде рыхлого аморфного порошка прокаливанием известняка, мрамора:



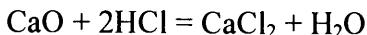
Типичный основной оксид, взаимодействует с водой, образуя щелочь:



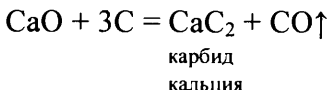
Как основной оксид, реагирует с кислотными оксидами и кислотами:



Сплавление:



Практически значимой реакцией является взаимодействие с коксом:



$\text{CaC}_2$ , или *негашеная известь*, применяется для освобождения газов одновременно от воды и  $\text{CO}_2$ .

*Гидроксид кальция*  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – *гашеная известь*.

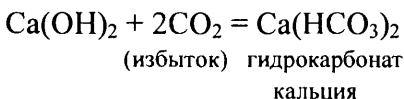
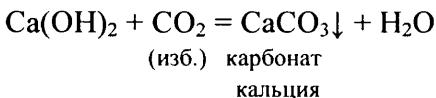
Пылеобразный аморфный порошок белого цвета («пушонка»), малорастворимый в воде (1,7 г в 1 л  $\text{H}_2\text{O}$  при 18 °С).

Получают растворением жженой извести в воде (*гашение извести*).

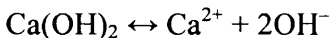
Насыщенный раствор  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  в воде называют известковой водой, а взвесь его в воде носит название «известковое молоко».

В присутствии солей щелочных металлов, и особенно  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , растворимость  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  увеличивается.

Известковая вода – реактив для обнаружения  $\text{CO}_2$ , при пропускании которого раствор сначала мутнеет из-за образования нерастворимого  $\text{CaCO}_3$ , а потом становится прозрачным из-за образования кислой соли  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ :

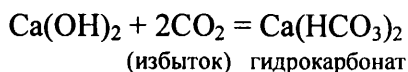
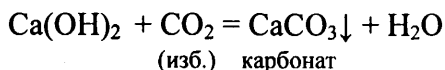


Гидроксид кальция – сильное основание (щелочь). В растворе практически полностью диссоциирует:

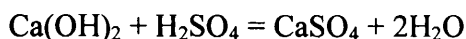


Как сильное основание, проявляет все характерные для этого класса соединений свойства:

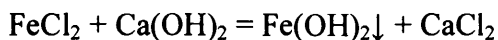
1) реагирует с кислотными оксидами:



2) реагирует с кислотами:



3) реагирует с растворимыми солями металлов, гидроксиды которых нерастворимы в  $\text{H}_2\text{O}$ , например:



*Кальций* (его минеральные соли) является основным компонентом костей скелета и зубов животных и человека, обеспечивает правильное развитие костной ткани. Недостаток кальция в организме на фоне нарушения фосфорно-кальциевого обмена приводит к развитию рахита. Из карбоната кальция построен скелет кораллов и моллюсков (раковины). Ионы кальция стимулируют сердечную деятельность. В виде солей лимонной и фосфорной кислот кальций входит в состав сыворотки крови и обеспечивает ее свертываемость. Многие соли кальция плохо растворимы в воде, при старении организма они осаждаются из крови на стенках сосудов, что приводит к развитию различных заболеваний (желчекаменной болезни, катаракты и др.).

#### *9. Другие щелочноземельные металлы.*

*Бериллий* и его соединения чрезвычайно ядовиты. Попадая в организм, вызывают тяжелое заболевание – бериллез.

*Магний* – важнейший компонент хлорофилла: участвует в процессах фотосинтеза. Ионы магния влияют также на активность некоторых клеточных систем и ферментов и на синтез белка.



*Стронций* образует малоядовитые соединения.

Соединения *бария* растворимы в воде и являются очень ядовитыми веществами.

**Домашнее задание:** § 40–41 (до с. 123); упр. 5, 7, 8, задачи 1, 2 (с. 125).

## Урок 45

### ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЁ УСТРАНЕНИЯ

**Цель:** дать определение жесткости воды, ее видов; показать способы её устранения.

#### Ход урока

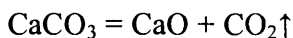
#### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – задача № 1, с. 125.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение реакции:



2) Рассчитаны количество вещества и масса карбоната кальция:

$$n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CO}_2) = 4,4 : 44 = 0,1 \text{ кмоль}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 0,1 \cdot 100 = 10 \text{ кг}$$

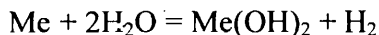
3) Найдена массовая доля разложившегося карбоната кальция:

$$\omega(\text{CaCO}_3) = 10 : 50 = 0,2, \text{ или } 20 \%$$

*2-й ученик – задача № 2, с. 125.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлена схема уравнения реакции в общем виде:



2) Рассчитаны количество вещества и относительная атомная масса металла:

$$n(\text{Me}) = n(\text{H}_2) = 4,48 : 22,4 = 0,2 \text{ моль}$$

$$A_r(\text{Me}) = 8 : 0,2 = 40 \Rightarrow \text{это кальций}$$

*Класс выполняет тестовую самостоятельную работу:*

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует гидроксид кальция:

- 1)  $\text{HNO}_3$ ;      2)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;      3)  $\text{Li}_2\text{O}$ ;      4)  $\text{CO}_2$ .

2. С какими из перечисленных веществ взаимодействует оксид бария:

- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;      2)  $\text{CaO}$ ;      3)  $\text{SO}_3$ ;      4)  $\text{NaOH}$ .

3. Оксид кальция получают в промышленности ...

- 1) при разложении сульфата кальция;  
2) взаимодействием кальция с кислородом;  
3) разложением карбоната кальция;  
4) действием на соли кальция щелочью.

## **II. Актуализация знаний и изучение нового материала.**

*Учитывая, что опорными при изучении этой темы будут знания учащихся о распространении щелочноземельных металлов и их соединений, изучение нового материала нужно начать с беседы:*

1. Содержатся ли соли щелочноземельных металлов в природной воде? (Да.)

2. Какие из известных вам солей магния и кальция содержатся в природной воде? ( $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ .)

3. Как вы думаете, сказывается ли содержание перечисленных солей магния и кальция на свойствах (характеристиках) природной воды, значимых для человека?

*Последний вопрос носит выраженный проблемно-поисковый характер: он побуждает школьников к размышлениям. В итоге на уроке создается проблемная ситуация.*

**Проблемный вопрос:**

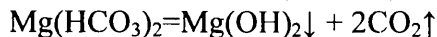
– Как сказывается содержание в природной воде солей магния и кальция на ее свойствах?

*В последующей беседе учащиеся выдвигают гипотезы, строят предположения, исходя из имеющихся знаний.*

4. В какой воде – дождевой или ключевой – лучше пенится мыло? О чем это свидетельствует? *(Мыло лучше пенится в дождевой воде. Это свидетельствует о том, что в ней меньше солей, то есть вода мягкая.)*

5. Что образуется на внутренних стенках чайника с течением времени? *(Образуется накипь.)*

6. Какие растворимые соли магния и кальция могут при нагревании и взаимодействии с мылом переходить в нерастворимое состояние? *(Гидрокарбонаты кальция и магния.)*



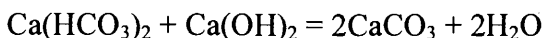
Учитель. С негативными явлениями, возникающими из-за наличия солей магния и кальция в воде, люди сталкиваются и на производстве: накипь образуется на внутренних стенках котлов и трубопроводов. Имея низкую теплопроводность, накипь приводит к местному перегреву стенок ёмкости и к коррозии. Случайное отделение части накипи от раскаленной стенки может вызвать быстрое испарение воды и взрыв котла.

**Вывод:** содержащиеся в природной воде соли магния и кальция ухудшают ее значимые для практической деятельности человека свойства.

*Подтверждая справедливость этого вывода, учитель знакомит учащихся с понятиями «жесткость воды», «карбонатная жесткость», «некарбонатная жесткость», (с. 123 учебника).*

ка), а также формирует представления о способах устранения жесткости.

Учитель. При ознакомлении со способами смягчения воды сначала рассмотрим способ устранения так называемой временной жесткости, обусловленной наличием гидрокарбоната кальция в воде. Вам уже известна малая стойкость этой соли и условия перехода ее в карбонат. Поэтому нетрудно понять, на чем основано устранение временной жесткости, – это предварительный нагрев в особых котлах и добавление извести к жесткой воде для перевода гидрокарбоната кальция в карбонат:

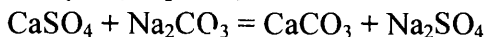


И в этом и в другом случае, который мы сейчас рассмотрим, ионы кальция уходят из раствора в осадок в составе карбоната кальция.

Демонстрационный эксперимент.

– Для устранения постоянной жесткости, обусловленной присутствием в растворе сульфатов и хлоридов кальция и магния, проводим взаимодействие концентрированных растворов этих солей с раствором соды.

*Наблюдая выпадение осадка, учащиеся формулируют вывод, что растворимость карбоната кальция меньше, чем сульфата кальция. На этом основании они могут записать уравнение следующей реакции:*



### III. Закреплении изученного материала.

Задание исследовательского характера:

– Как подтвердить, что водопроводная вода – жесткая, и как проверить это экспериментально?

*Для выполнения этого задания можно предложить учащимся прилить мыльный раствор к воде, не содержащей ионов*

кальция и магния, а затем добавить туда же раствор, содержащий эти ионы.

— Чем объяснить выпадение осадка? (Образованием нерастворимых солей стеариновой кислоты и этих металлов.)

Учитель. При нейтрализации стеариновой кислоты едким натром получается стеарат натрия, который называется мылом.

Учащиеся записывают уравнения реакций обмена между стеаратом натрия и растворами солей кальция и магния. Ознакомившись с тем, что стеараты кальция и магния нерастворимы в воде, учащиеся поймут, почему жесткая вода непригодна для стирки белья.

**Вывод:** смягчение воды имеет большое хозяйственное значение.

Проблемный вопрос:

— Итак, жесткая вода — это плохо или хорошо для человека?

Формулировка вопроса заставляет школьников усомниться в том, что жесткая вода приносит только вред; в то же время знаний учащихся не хватает для выдвижения аргументированных предположений.

Учитель. Жесткая вода полезна для здоровья: ионы кальция и магния необходимы организму для нормальной работы сердца, они обеспечивают правильный электролитический обмен в его тканях. В Северной Европе — Швеции, Финляндии, Шотландии — зоне с относительно мягкой питьевой водой — смертность от сердечно-сосудистых заболеваний характеризуется наиболее высокими показателями.

**Домашнее задание:** § 41, упр. 13, 14, задачи 3, 4 (с. 125).

Домашнее исследование: почему дождевая вода мягкая, а родниковая — нет?

Соберите немного дождевой воды в чистую банку и добавьте к ней мыльный раствор. Помутнения не произойдет.

(Объяснение. В дождевой воде нет солей кальция, вызывающих жесткость воды, ведь она не соприкасалась с горными породами.)

Подобный опыт вы можете проделать на даче с родниковой водой, взяв для этого воду из колодца.

## Урок 46

### АЛЮМИНИЙ: ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА. АМФОТЕРНОСТЬ ОКСИДА И ГИДРОКСИДА АЛЮМИНИЯ

**Цель:** расширить и углубить знания об амфотерных металлах и образуемых ими простых и сложных веществах на примере алюминия; показать области применения алюминия; учить записывать уравнения химических реакций, доказывать свойства алюминия.

## Ход урока

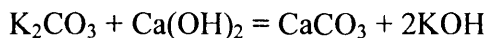
### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – задача № 3, с. 125.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение реакции:



2) Рассчитано количество вещества и масса гашеной извести:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n(\text{K}_2\text{CO}_3) = 2,76 : 138 = 0,02 \text{ моль}$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,02 \cdot 74 = 1,48 \text{ г}$$

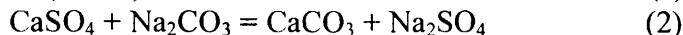
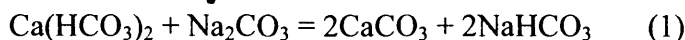
3) Найдена массовая доля  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  в растворе:

$$\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,48 \text{ г} : 2000 = 0,0007, \text{ или } 0,07 \%$$

*2-й ученик – задача № 4, с. 125.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлены уравнения реакций:



2) Рассчитаны массы гидрокарбоната кальция и сульфата кальция, содержащихся в 1 м<sup>3</sup> воды:

$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 100 \cdot 1000 = 100000 \text{ мг} = 100 \text{ г}$$

$$m(\text{CaSO}_4) = 30 \cdot 1000 = 30000 \text{ мг} = 30 \text{ г}$$

3) Найдены общее количество вещества карбоната натрия (1) и его масса (2):

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 100 : 162 = 0,617 \text{ моль}$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{CaSO}_4) = 30 : 136 = 0,221 \text{ моль}$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3)_{\text{общ.}} = 0,617 \text{ моль} + 0,221 \text{ моль} = 0,838 \text{ моль} \quad (1)$$

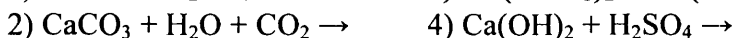
$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,838 \cdot 106 = 88,81 \text{ г} \quad (2)$$

*Класс выполняет небольшую тестовую самостоятельную работу:*

1. Для устранения временной жесткости воды (наличие гидрокарбонатов) можно применить ... и ...:

1)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;      2)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;      3)  $\text{NaCl}$ ;      4)  $\text{HCl}$ .

2. Устранить временную жесткость воды можно, если провести реакцию:



## **II. Актуализация знаний и изучение нового материала.**

*При изучении свойств алюминия как амфотерного металла следует принять во внимание, что часть сведений, которые даются о нём в учебнике, известны учащимся из курса химии 8 класса и потому эти свойства должны изучаться в порядке повторения.*

1. *Положение в ПСХЭ.*

Алюминий находится в 3А-группе, III периоде.

2. *Строение атома (см. с. 125–126).*

Заряд ядра +13, три электронных слоя, на внешнем слое 3 электрона. В результате распаривания 3s<sup>2</sup>-электронов получа-

ются три неспаренных электрона, поэтому алюминий в соединениях проявляет степень окисления +3.

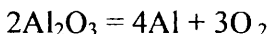
Учитель. Сравнивая структуры атомов натрия, магния и алюминия, мы отмечаем увеличение заряда ядра и усиление прочности связи между валентными электронами и ядром у атомов в такой последовательности: натрий, магний, алюминий. Следовательно, химическая активность этих металлов должна убывать в таком же порядке: Na, Mg, Al.

*Справедливость этого теоретического вывода затем проверяется при разборе химических свойств алюминия.*

3. *Нахождение в природе (см. схему 17, с. 127).*

4. *Получение.*

Учитель. Основной промышленный способ получения Al – электролиз расплава  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (глинозема) в криолите  $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$ :



эл. ток  
расплав

5. *Физические свойства.*

Л/о № 17, с. 131.

– Предскажите физические свойства алюминия, исходя из типа его кристаллической решетки.

*Предполагаемый ответ.* Алюминий – металл, следовательно имеет металлическую кристаллическую решетку. Цвет – серебристо-белый, так как он всегда покрыт тончайшей оксидной пленкой. Алюминий – пластичный металл, имеет малую плотность, значит легко поддается прокату и другим видам механической обработки.

Учитель. Верно. По электропроводности Al занимает 4-е место после Cu, Ag, Au. Все эти свойства открыли алюминию путь в современное транспортное машиностроение и электро-

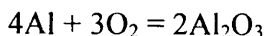


технику. Используются различные сплавы алюминия, из них нужно особо отметить замечательные свойства дюрала (дюралюминия), который при малой плотности обладает механическими свойствами стали.

#### *б. Химические свойства.*

Al – химически очень активный металл, однако при обычных условиях ведет себя довольно инертно – имеет высокую температуру воспламенения, со многими веществами реагирует только при высокой температуре; все реакции с участием Al проходят через первоначальный замедленный период.

Такое химическое поведение алюминия объясняется наличием на его поверхности очень тонкой, прочной, газо- и водонепроницаемой пленки  $Al_2O_3$ , образующейся при взаимодействии с кислородом:



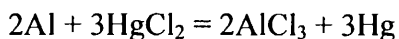
Дальнейшее взаимодействие алюминия с кислородом зависит от свойств оксидной пленки, получающейся на поверхности металла; она обладает различной структурой в зависимости от условий ее образования. Если оксид алюминия покрывает поверхность металла плотным слоем, то дальнейшее взаимодействие алюминия с кислородом задерживается, и металл кажется пассивным по отношению к кислороду.

#### *Демонстрационный опыт.*

– Чтобы показать окисление металла, не защищенного плотной оксидной пленкой, сделаем следующий опыт: пластинку алюминия погрузим в чашечку с раствором соли ртути и снимем чем-либо острым и твердым поверхностный слой с металла. Затем пластинку вынимаем из раствора, ополаскиваем водой и оставляем на воздухе. Через несколько минут на поверхности пластинки появляется оксид алюминия белого цвета в виде щетины,

а сама пластинка заметно разогревается. Это объясняется тем, что происходят следующие процессы:

1) вытеснение чистым алюминием ртути из раствора ее соли:



2) образование амальгамы (слоя ртути) на поверхности алюминиевой пластинки;

3) окисление алюминия в амальгаме и образование рыхлой пленки.

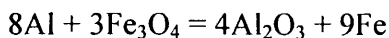
Разогревание при этом опыте пластинки алюминия объясняется тем, что реакция окисления алюминия сильно экзотермична.

Чистый алюминий может быть хорошим восстановителем железа, хрома, марганца и многих других металлов из их оксидов.

*В подтверждение этого желательно показать опыт восстановления железа из оксида, пользуясь для этой цели термитом (смесь оксида железа  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  с порошком алюминия). Учитель сообщает, что эта реакция была открыта и применялась русским ученым Н. Н. Бекетовым.*

Демонстрационный опыт.

– Термит поджигают с помощью магниевой ленты, идёт бурная реакция с выделением большого количества теплоты:



– Для более полной химической характеристики алюминия вспомним о реакциях соединения этого металла с галогенами и проведем опыт взаимодействия алюминия с йодом.

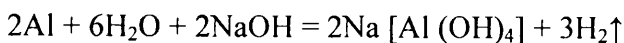
Демонстрационный опыт.

– Смешивают измельченный кристаллический йод с порошком алюминия, помещают смесь в ступку и добавляют 2–3 капли воды. Происходит бурная реакция с выделением фиолетовых паров йода и появлением пламени.

### *Проведение опыта.*

– Алюминий реагирует с водой в присутствии щелочи. При этом щелочь выполняет двойную роль:

- 1) растворение оксидной пленки  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;
- 2) предотвращение образования нерастворимого гидроксида  $\text{Al}(\text{OH})_3$ :



тетрагидроксоалюминат  
натрия

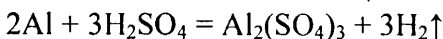
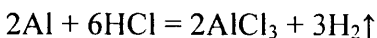
В отсутствие щелочи алюминий может вытеснять  $\text{H}_2$  из воды при выполнении следующих условий:

- 1) если его поверхность амальгамировать (покрыть ртутью);
- 2) в вакууме или в среде инертного газа после предварительной очистки поверхности металла от оксидной пленки.

Демонстрационный опыт «Взаимодействие алюминия с водой».

– Алюминиевые стружки *(лучше нарезать их перед опытом)* обрабатываем в пробирке сначала раствором едкого натра, а затем раствором соли ртути, после чего опускаем их в пробирку с водой, закрываем пробкой с газоотводной трубкой и нагреваем.

– Алюминий реагирует с кислотами-неокислителями с выделением  $\text{H}_2\uparrow$ :



*Для демонстрации этой реакции надо предложить учащимся подействовать на стружки алюминия (в пробирке) соляной кислотой и выделяющийся водород поджечь.*

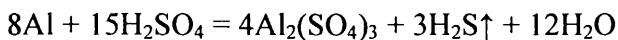
– Алюминий реагирует с кислотами-окислителями (серной концентрированной и азотной).

При действии на  $\text{Al}$  концентрированной азотной кислотой при н. у. реакции не происходит. Пассивность алюминия в этом

случае можно объяснить тем, что оксидная пленка на поверхности алюминия не разрушается, так как концентрированная азотная кислота – сильный окислитель. При нагревании же обе реакции протекают довольно активно:



конц.



конц.

### 7. Соединения алюминия.

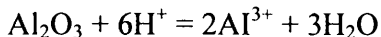
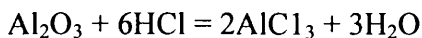
*Из соединений алюминия следует рассмотреть оксид, гидроксид и некоторые соли, содержащие алюминий.*

#### 1) Оксид алюминия.

*Для изучения оксида алюминия желательно показать образцы природного оксида.*

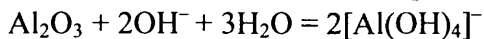
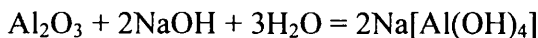
– Опишите физические свойства  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . (Белое очень тугоплавкое вещество.)

Учитель. По химическим свойствам это амфотерный оксид, он реагирует с кислотами, проявляя свойства основных оксидов:



*Учащиеся могут написать уравнения реакций с другими кислотами дома.*

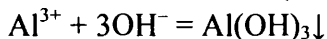
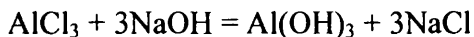
– Особенностью оксида алюминия является то, что он может взаимодействовать и со щелочью:



#### 2) Гидроксид алюминия.

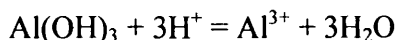
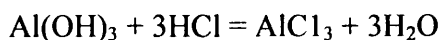
Демонстрационный опыт.

Учитель. Получить небольшое количество гидроксида алюминия можно, приливая разбавленный раствор едкого натра к раствору сульфата алюминия. Опыт проведем в пробирке:

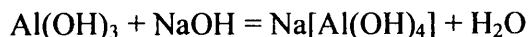


Затем сольем с осадка раствор, а осадок разделим на две части. К одной части прильем кислоты до растворения осадка.

– Запишите уравнение реакции нейтрализации кислоты гидроксидом алюминия.



Ко второй порции гидроксида алюминия прильем концентрированный раствор щелочи до растворения осадка. Запишите уравнение реакции:



3) Соли алюминия.

Они хорошо растворимы в воде, легко гидролизуются. Из соединений алюминия можно отметить сульфат алюминия, применяющийся на водоочистительных станциях в качестве коагулянта для очистки мутной воды, и квасцы, которые используются в качестве протравы при крашении тканей.

### **III. Закрепление изученного материала.**

*Выполнить тесты 6, 7, 8, с. 130.*

**Домашнее задание:** § 42, тесты 6, 7, 8; задачи 2, 3 (с. 131).

## **Урок 47**

### **ЖЕЛЕЗО: НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ И СВОЙСТВА**

**Цель:** познакомить с элементами побочной подгруппы на примере железа, рассмотреть его нахождение в природе

и свойства; учить записывать уравнения химических реакций, доказывающие свойства железа, в молекулярном, ионном, окислительно-восстановительном виде.

## Ход урока

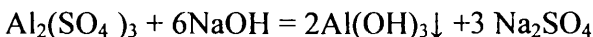
### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик* – упр. 9, с. 130.

*Предполагаемый ответ:*

1) Вначале образуется осадок гидроксида алюминия:



2) Он растворяется в избытке щелочи:

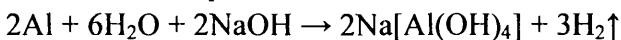
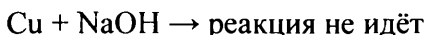


*2-й ученик:* осуществить превращения  $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ .

*3-й ученик* – задача № 2, с. 131.

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлены уравнения реакций:



2) Рассчитаны количество вещества алюминия и его масса:

$$n(\text{Al}) = 2/3 \cdot n(\text{H}_2) = 2/3 \cdot 2,24 : 22,4 = 0,066 \text{ моль}$$

$$m(\text{Al}) = 0,066 \text{ моль} \cdot 27 = 1,8 \text{ г}$$

3) Вычислен процентный состав сплава:

$$\omega(\text{Al}) = 1,8 : 10 = 0,18, \text{ или } 18 \% \Rightarrow \omega(\text{Cu}) = 82 \%$$

*4-й ученик:* записать уравнения реакций, доказывающие химические свойства алюминия;

*5-й ученик:* записать уравнения реакций, доказывающие химические свойства оксида алюминия;

*6-й ученик:* записать уравнения реакций, доказывающие химические свойства гидроксида алюминия.

*Класс выполняет небольшую тестовую самостоятельную работу:*

**1.** Какое из утверждений является ошибочным: «Металлы в Периодической системе расположены...

- 1) ...во всех побочных подгруппах»;
- 2) ...в главных подгруппах 1-й и 2-й групп»;
- 3) ...в главной подгруппе 3-й группы, кроме бора»;
- 4) ...в главной подгруппе 7-й группы».**

**2.** Ряд, в котором металлы расположены в соответствии с уменьшением их активности:

- 1) Fe, Zn, Pb, Cd;                      **3) Zn, Fe, Cd, Pb;**
- 2) Fe, Zn, Cd, Pb;                    4) Zn, Pb, Fe, Cd.

**3.** Вид химической связи в кристалле кальция:

- 1) металлическая;**                      3) ковалентная полярная;
- 2) ионная;                                4) ковалентная неполярная.

**4.** Растворимость гидроксидов в ряду  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Al(OH)}_3$ :

- 1) увеличивается;
- 2) уменьшается;**
- 3) не изменяется.

**5.** С раствором сульфата меди (II) реагирует:

- 1) HCl;            2)  $\text{H}_2$ ;            **3)  $\text{Ba(OH)}_2$ ;**            **4) Al.**

**6.** Окислительно-восстановительными являются реакции между:

- 1)  $\text{SO}_3$  и  $\text{Ba(OH)}_2$ ;                      **3)  $\text{Fe(NO)}_3$  и Mg;**
- 2) KOH и  $\text{SO}_2$ ;                            **4)  $\text{H}_2\text{O}$  и Ca.**

**7.** Амфотерным оксидом является...

- 1) CaO;            2) BaO;            **3)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;**            4) MgO.

8. С кислотами и щелочами может взаимодействовать оксид:

1) калия;      2) серы;      3) алюминия;      4) кальция.

9. В химических реакциях атом алюминия – ...

1) окислитель;

2) восстановитель;

3) и окислитель, и восстановитель;

4) не отдает и не принимает электроны.

10. Катионы алюминия распознают действием...

1) кислот;

3) фенолфталеином;

2) щелочей;

4) по цвету пламени.

## II. Актуализация знаний и изучение нового материала.

*Изучение железа целесообразно провести по общему плану, принятому для изучения свойств металлов: схема строения атома и положение элемента в Периодической системе, нахождение в природе, физические и химические свойства, применение и получение.*

*1. Железо как химический элемент.*

*Положение в ПСХЭ.*

Железо находится в IV периоде, 7B группе. Строение атомов элементов побочных подгрупп отличается от строения атомов главных подгрупп тем, что у них заполняется электронами не внешний, а предпоследний уровень.

Электронное строение атома железа:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ .

*Учащимся нужно объяснить, почему, имея на внешнем уровне  $2\bar{e}$ , железо способно проявлять степень окисления, равную +3.*

Учитель. Так как предпоследний энергетический уровень незаконченный, то в реакциях, кроме двух электронов внешнего слоя, часто участвует также один электрон предпоследнего слоя. Тогда железо проявляет степень окисления +3.



Железо, как и почти все d-элементы 7-й группы, не проявляет высшую степень окисления, равную номеру группы. Его максимальная степень окисления достигает +6 и проявляется крайне редко.

Fe – самый главный и самый распространенный элемент из девяти d-металлов 7В группы. Вместе с кобальтом и никелем образует «семейство железа».

## *2. Железо как простое вещество.*

### *1) Нахождение в природе.*

Занимает 4-е место по распространенности среди элементов, 2-е – среди металлов, после алюминия. В свободном виде почти не встречается. Основные формы рудоносных минералов – оксиды и сульфиды: магнетит  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , гематит  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , пирротин  $\text{FeS}$ , пирит  $\text{FeS}_2$  (железный колчедан). В организме человека содержится около 5 г железа, большая часть его ( $\approx 70\%$ ) входит в состав гемоглобина крови.

### *2) Физические свойства.*

*При ознакомлении с физическими свойствами железа желательно показать образцы из чистого металла, например железные листы из сердечника трансформатора, и сообщить его плотность, температуру плавления, электропроводность, магнитные свойства.*

Учитель. При нагревании свыше  $770^\circ\text{C}$  (температура красного каления) железо теряет магнитные свойства. Объяснить это можно наличием у железа аллотропных видоизменений и переходом одной формы в другую при повышении температуры. Существованием различных аллотропных видоизменений объясняется и растворимость углерода в железе при нагревании его выше  $800^\circ\text{C}$ , и выделение углерода из расплавленного чугуна при его охлаждении. *(Эти сведения необходимы для понима-*

ния процессов, происходящих в домне, и получения железа непосредственным восстановлением его из оксидов, минуя чугуны.)

В свободном состоянии железо – серебристо-белый металл с сероватым оттенком. Чистое железо пластично, обладает ферромагнитными свойствами. На практике обычно используются сплавы железа – чугуны и стали.

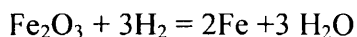
### 3) Получение железа.

Работа с учебником, с. 134.

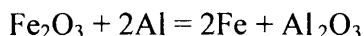
– Запишите уравнения указанных в учебнике реакций получения железа.

*Предполагаемый ответ:*

1) Восстановление водородом из  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  при нагревании:



2) Восстановление из оксидов алюминотермическим методом:



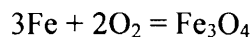
### 4) Химические свойства.

При изучении химических свойств железа необходимо обратить внимание учащихся на то, при каких условиях образуются соединения железа  $+2$ , а при каких  $+3$ .

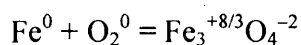
Учитель. Fe – металл средней активности, проявляет общие свойства, характерные для металлов.

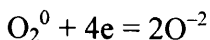
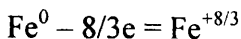
#### а) Взаимодействие с кислородом.

В отсутствие влаги железо начинает заметно реагировать с сухим воздухом лишь при  $T > 150^\circ\text{C}$ ; при прокаливании образуется «железная окалина»  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ( $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ ):

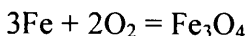
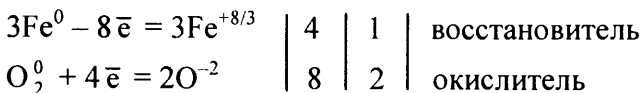


Рассмотрим это уравнение с точки зрения окисления-восстановления.



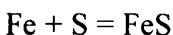
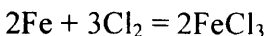


Поскольку в молекуле  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  имеется три атома железа, то для составления электронного баланса умножим число электронов, отданных одним атомом железа, на 3:



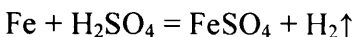
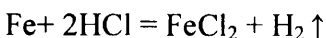
б) Взаимодействие с неметаллами: хлором, серой.

При взаимодействии железа с хлором получается хлорид железа, содержащий ион железа +3.



в) Взаимодействие с кислотами-неокислителями (соляной, серной разбавленной) с выделением водорода.

В данном случае железо окисляется до катиона +2:



г) Взаимодействие с кислотами-окислителями (серной конц. и азотной).

В этих реакциях водород не выделяется, так как железо пассивируется данными кислотами.

**Демонстрационный опыт.**

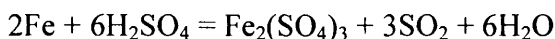
– Для демонстрации пассивирующего действия азотной кислоты на железо очищенный железный гвоздь опускаем на несколько секунд в концентрированную азотную кислоту, а затем, обмыв его водой, – в соляную кислоту. Железо не будет реагировать с соляной кислотой. Если же после обработки гвоздя азотной

кислотой почистить его поверхность наждачной бумагой и опустить в соляную кислоту, железо будет бурно реагировать с ней.

### *Проведение опыта.*

Пассивирующее действие азотной кислоты объясняется образованием на поверхности железа тончайшей оксидной пленки, предохраняющей его от действия водородных ионов кислоты.

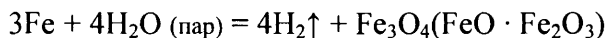
При нагревании протекают реакции:



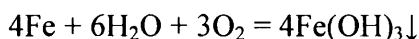
(в закрытом сосуде)

д) Взаимодействие с водой.

**В воде в отсутствие кислорода железо не растворяется.** При очень высокой температуре железо реагирует с водяным паром, вытесняя из молекул воды водород:



Уникальной особенностью железа является его способность к «ржавлению» во влажном воздухе:



Процесс ржавления по своему механизму является электрохимической коррозией. В этом уравнении процесс ржавления представлен в упрощенном виде. На самом деле образуется рыхлый слой смеси оксидов и гидроксидов переменного состава (в отличие от пленки  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , этот слой не предохраняет железо от дальнейшего разрушения).

**Вывод:** железо образует два ряда соединений – со степенями окисления +2 и +3. Степень окисления железа зависит от окислительной способности реагирующего вещества. С сильными окислителями железо окисляется до  $\text{Fe}^{+3}$ , с более слабыми – до  $\text{Fe}^{+2}$ .

Учащимся предлагается схематично изобразить данный вывод.

*Предполагаемый ответ:*

$\text{Fe}^{+2}$	S, $\text{Cu}^{+2}$ , HCl, $\text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.)
$\text{Fe}^{+3}$	$\text{Cl}_2$ , $\text{HNO}_3$ , $\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.)
$\text{Fe}^{+2, +3}$	$\text{O}_2$ , $\text{H}_2\text{O}$

5) *Применение.*

Работа с учебником, с. 134.

– Назовите области применения железа.

### III. Закрепление изученного материала.

Упражнения 4, 5, с. 135.

Домашнее задание: § 43, упр. 4, 5 (с. 135), задачи 1, 2 (с. 136).

## Урок 48 ОКСИДЫ, ГИДРОКСИДЫ И СОЛИ ЖЕЛЕЗА (II) И ЖЕЛЕЗА (III)

**Цели:** познакомить с важнейшими соединениями железа (+2, +3); учить записывать уравнения химических реакций, доказывающие свойства соединений железа, в молекулярном, ионном, окислительно-восстановительном виде.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

1-й ученик – задача № 1, с. 136.

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлена схема:  $\text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow 3\text{Fe}$ .

2) Рассчитаны количество вещества и масса магнитного железняка (без учёта примесей):

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 1/3 n(\text{Fe}) = 2 : 56 : 3 = 0,012 \text{ (тмоль)}$$

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,012 \cdot 232 = 2,763 \text{ т}$$

3) Вычислена масса примесей  $x$ :

$$x : (2,763 + x) = 0,1, \text{ откуда } x = 0,306 \text{ т.}$$

4) Вычислена масса магнитного железняка (с примесями):

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 2,763 + 0,306 = 3,069 \text{ т}$$

2-й ученик – задача № 2, с. 136.

*Предполагаемый ответ:*

1) Рассчитана масса сидерита:

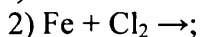
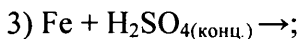
$$m(\text{сидерита}) = 56 : 0,4 = 140 \text{ г}$$

2) Вычислена массовая доля  $\text{FeCO}_3$  в сидерите:

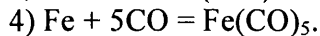
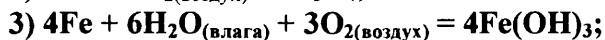
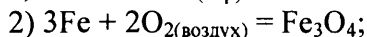
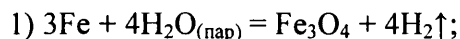
$$\omega(\text{FeCO}_3) = 116 : 140 = 0,8286, \text{ или } 82,86 \%$$

*Класс выполняет небольшую тестовую самостоятельную работу:*

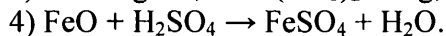
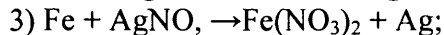
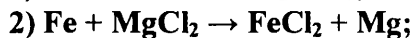
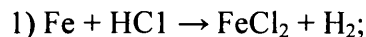
1. Соединение железа со степенью окисления +2 образуется в реакции:



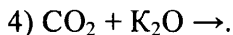
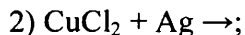
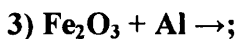
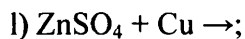
2. Ржавление железа отражает следующее уравнение химической реакции:



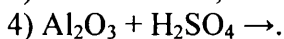
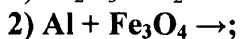
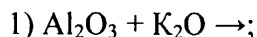
3. Реакция невозможна:



4. Схема реакции, в результате которой можно получить металл:



## 5. Схема алюминотермического процесса:



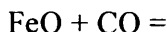
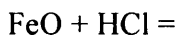
## II. Актуализация знаний и изучение нового материала.

Для характеристики соединений железа важно знать состав и свойства оксидов, гидроксидов и некоторых солей, содержащих этот металл.

### 1. Соединения железа (II).

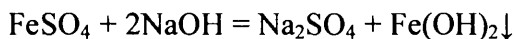
а) Оксид железа (II)  $\text{FeO}$  – тугоплавкий черный порошок, нерастворим в  $\text{H}_2\text{O}$ . Получить при сгорании железа нельзя (образуется смешанный оксид  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ). Получается только косвенным путём. Является основным оксидом.

– Закончите уравнения реакций:



б) Гидроксид железа (II)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – твердое вещество зеленоватого цвета, нерастворимо в  $\text{H}_2\text{O}$ .

Получают в виде гелеобразного осадка при действии щелочей на соли  $\text{Fe}^{2+}$ :

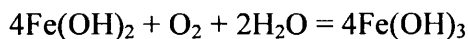
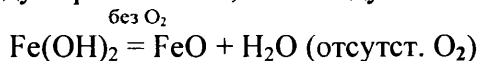


Демонстрационный эксперимент № 18, с. 136.

Инструктаж по технике безопасности при работе со щелочами и кислотами.

### Проведение опыта.

Учитель. По химическим свойствам это слабое основание, легко реагирует с кислотами и не реагирует со щелочами.  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – неустойчивое вещество: при нагревании без доступа воздуха разлагается, а на воздухе самопроизвольно окисляется:



бледно-  
зеленый

бурый

### в) Соли Fe (II).

Наиболее практически важными являются:

- $\text{Fe}(\text{CN})_2 + 4\text{KCN} = \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – желтая кровавая соль;
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  – соль Мора;
- $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  – железный купорос. Получается при обработке разбавленной кислотой железных отходов. Он находит применение в сельском хозяйстве как средство для борьбы с болезнями плодовых деревьев;

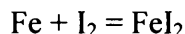
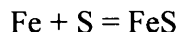
- $\text{FeCO}_3$  – карбонат железа. Распространен в природе (минерал сидерит) и используется для выплавки чугуна;

- сульфат железа (II). Подобно алюминию, железо образует двойные соли, например железоаммиачные квасцы.

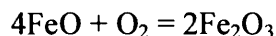
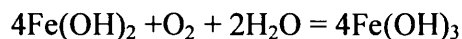
Гидратированный ион  $\text{Fe}^{2+}$  имеет бледно-зеленую окраску.

Способы получения солей:

1)  $\text{Fe} + \text{неметалл (S, I}_2\text{)}$ :



Соединения Fe (II) неустойчивы, они могут окисляться и переходить в соединения железа (III): бледно-зеленый осадок  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  на воздухе постепенно зеленеет, а затем превращается в бурый  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ :



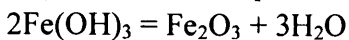
### 2. Соединения железа (III).

а) Оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  – красно-бурый порошок, нерастворим в воде. В природе – «красный железняк».

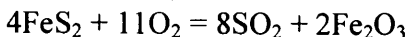


Способы получения:

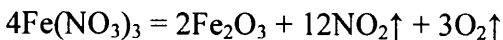
1) разложение гидроксида железа (III):



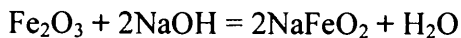
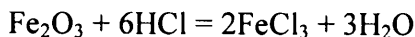
2) обжиг пирита:



3) разложение нитрата:

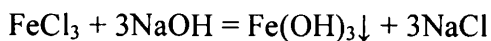


Является основным оксидом со слабыми признаками амфотерности. Реагирует с кислотами, при сплавлении  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  с едким натром получается феррит натрия  $\text{NaFeO}_2$ :



б) Гидроксид железа (III) –  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Твердое вещество белого цвета, нерастворимое в воде.

Способы получения: получают при действии щелочей на растворимые соли  $\text{Fe}^{3+}$ :



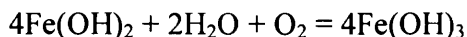
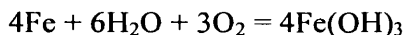
В момент получения  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  представляет собой красноватый слизисто-аморфный осадок.

Демонстрационный эксперимент № 19, с. 136.

Инструктаж по технике безопасности при работе со щелочами и кислотами.

*Проведение опыта.*

Учитель. Гидроксид Fe (III) образуется также при окислении на влажном воздухе Fe и  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ :

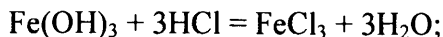


$\text{Fe}(\text{OH})_3$  – очень слабое основание (намного слабее, чем  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ).

### *Химические свойства Fe(OH)<sub>3</sub>.*

Fe(OH)<sub>3</sub> имеет амфотерный характер:

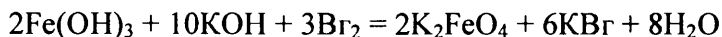
1) реакции с кислотами протекают легко:



2) свежий осадок Fe(OH)<sub>3</sub> растворяется в горячих концентрированных растворах KOH или NaOH с образованием гидроксокомплексов:



В щелочном растворе Fe(OH)<sub>3</sub> может быть окислен до ферратов (солей не выделенной в свободном состоянии железной кислоты H<sub>2</sub>FeO<sub>4</sub>):

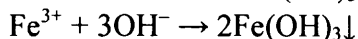
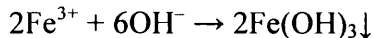
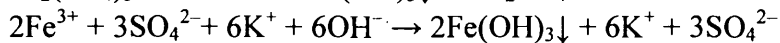
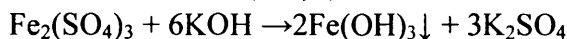
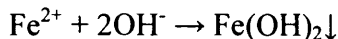
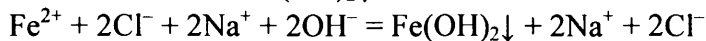
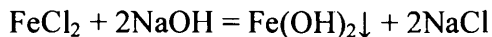


*в) Соли железа (III).*

Наиболее практически важными являются: Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, FeCl<sub>3</sub>, Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, Fe(SCN)<sub>3</sub>, K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>].

Характерно образование двойных солей – железных квасцов: (NH<sub>4</sub>)Fe(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> · 12H<sub>2</sub>O; KFe(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> · 12H<sub>2</sub>O.

**Качественной реакцией** на двух- и трёхзарядные ионы железа является их взаимодействие с гидроксид-ионами OH<sup>-</sup>:



### **III. Закрепление изученного материала.**

Упражнения 1–5, с. 135.

**Домашнее задание:** § 44, упр. 6–11(с. 135), задача 4 (с. 136).

Домашнее исследование: как удалить пятна ржавчины?

Ржавым гвоздем сделайте пятно на куске белой ткани и опустите ее в раствор уксуса. Потом промойте ткань 2–3 раза водой. Пятно пропадет. Почему?

(Объяснение. В состав ржавчины входят оксид и гидроксид железа, которые реагируют с кислотой. А ведь столовый уксус – это и есть разбавленная уксусная кислота.)

## Урок 49

### ПОНЯТИЕ О МЕТАЛЛУРГИИ.

### СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ МЕТАЛЛОВ.

### ПРОБЛЕМЫ БЕЗОТХОДНОГО ПРОИЗВОДСТВА В МЕТАЛЛУРГИИ И ОХРАНА ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ

**Цели:** дать понятие о металлургии, о способах промышленного получения металлов, понятие руды и пустой породы; учить записывать уравнения химических реакций получения металлов.

## Ход урока

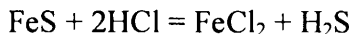
### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – задача № 4, с. 136.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение реакции:



2) Определены масса и количество вещества соляной кислоты:

$$m(\text{HCl}) = 130 \cdot 0,2 = 26 \text{ г}$$

$$n(\text{HCl}) = 26 : 36,5 = 0,712 \text{ моль}$$

3) Определено количество вещества сероводорода:

$$n(\text{H}_2\text{S}) = 1/2 n(\text{HCl}) = 0,712 : 2 = 0,36 \text{ моль}$$

*Класс выполняет небольшую тестовую самостоятельную работу:*

1. С железом взаимодействуют растворы:

1)  $\text{MgSO}_4$ ; 2)  $\text{KOH}$ ; 3)  $\text{HCl}$ ; 4)  $\text{CuCl}_2$ .

2. Гидроксид железа (III) можно получить взаимодействием:

1)  $\text{Fe}$  и  $\text{H}_2\text{O}$ ; 3)  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{NaOH}$ ;

2)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$ ; 4)  $\text{FeO}$  и  $\text{NaOH}$ .

3. При восстановлении 160 кг оксида железа (III) получится ... кг железа (при условии 100%-ного выхода):

1) 80; 2) 64; 3) 112; 4) 100.

4. Замедлить коррозию стального изделия нельзя покрытием:

1) из меди; 3) смазкой;

2) из хрома; 4) масляной краской.

5. В каком соединении массовая доля железа больше?

1)  $\text{FeS}_2$ ; 2)  $\text{FeCO}_3$ ; 3)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; 4)  $\text{FeO}$ .

## **II. Изучение нового материала.**

Работа с учебником, с. 138–146.

*Изучаемый материал основывается на знаниях, полученных учащимися в курсе химии 8, 9 кл., поэтому можно организовать изучение материала в виде самостоятельной работы с учебником по группам. Группы формируются из сидящих рядом учащихся. Задания даются на карточках или проецируются через медиaproектор.*

Вступительное слово учителя.

Большинство металлов находится в природе не в самородном состоянии, а в виде соединений. Поэтому их надо восстановить до свободного состояния. Получением металлов из руд занимается наука металлургия. Производством железа и его сплавов зани-

мается чёрная металлургия. Производством всех остальных металлов и их сплавов занимается цветная металлургия.

**З а д а н и е** 1-й группе. «Производство чугуна».

Прочитайте статью учебника «Химические реакции, протекающие в доменной печи», с. 139 и ответьте на вопросы:

– Какие химические реакции протекают в доменной печи при восстановлении железа из руд?

– Какова роль кокса в доменном процессе? Почему в доменных печах нельзя получить чистое железо?

– Какие общие принципы химических производств соблюдаются в доменном процессе? Можно ли считать доменный процесс непрерывным? Почему?

– Какова роль флюсов в доменном процессе? Что следует использовать в качестве флюсов, если перерабатываемая железная руда содержит доломит  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ?

– При каких условиях увеличивается скорость химических реакций? (*Ответ найдите на с. 141 учебника.*) Как это учитывают в доменном процессе?

– Что такое оптимальные условия производства (*с. 141*)? Как они соблюдаются в доменном процессе?

– Решите задачу: сколько чугуна можно получить из 100 т железной руды  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , содержащей 0,1 массовых долей примесей, если в полученном чугуне содержится 0,95 массовых долей железа?

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлена схема:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Fe}$ .

2) Рассчитаны масса и количество вещества чистого  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ :

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 100 \cdot (1 - 0,1) = 90 \text{ т}$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 90 : 160 = 0,563 \text{ тмоль}$$

3) Рассчитаны количество вещества и масса железа в руде:

$$n(\text{Fe}) = 2n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,563 \cdot 2 = 1,126 \text{ тмоль}$$

$$m(\text{Fe}) = 1,126 \cdot 56 = 63 \text{ т}$$

4) Вычислена масса чугуна:  $m(\text{чугуна}) = 63 : 0,95 = 66,32 \text{ т}$

**З а д а н и е** 2-й группы. «Производство стали».

Прочитайте статью учебника «Химические реакции, протекающие при производстве стали», с. 142 и ответьте на вопросы:

– Какие химические процессы протекают при производстве стали? Составьте уравнения соответствующих реакций (с. 142–143).

– Оцените известные вам способы получения стали. Какие общие принципы в них соблюдаются? Является ли процесс производства стали непрерывным? Почему?

– Сравните действие регенераторов в доменном и в мартеновском процессах (с. 141 и с. 145).

– На конкретных примерах поясните принцип организации безотходного производства (с. 146).

– Решите задачу: при сжигании в токе кислорода 200 г стали образовалось 4 г оксида углерода (IV). Сколько процентов углерода содержала данная сталь?

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение:  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ .

2) Рассчитаны количество вещества и масса углерода в стали:

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 4 : 44 = 0,09 \text{ моль}$$

$$m(\text{C}) = 0,09 \text{ моль} \cdot 12 = 1,09 \text{ г}$$

3) Вычислена массовая доля углерода в стали:

$$\omega(\text{C}) = 1,09 : 200 = 0,00545, \text{ или } 0,545 \%$$

### **III. Закрепление.**

**Беседа по вопросам:**

1. Чем занимается металлургия?

2. Назовите основные сплавы железа.

3. Чем по составу отличается сталь от чугуна?

**Домашнее задание:** § 45–47, повторить § 35; задача 5 (с. 147).

## Урок 50

### СПЛАВЫ, ИХ ПРИМЕНЕНИЕ

**Цели:** дать понятие о сплавах, их применении в промышленности; показать состав основных сплавов алюминия, железа.

#### Ход урока

##### I. Проверка домашнего задания.

*У доски: задача № 5, с. 147.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлена схема:  $\text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow 3\text{Fe}$ .

2) Рассчитаны масса и количество вещества железа, содержащегося в 2 т чугуна:

$$m(\text{Fe}) = 2 \cdot 0,93 = 1,86 \text{ т}$$

$$n(\text{Fe}) = 1,86 : 56 = 0,0332 \text{ тмоль}$$

3) Рассчитаны количество вещества и масса  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ :

$$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 1/3 n(\text{Fe}) = 0,0332 : 3 = 0,011 \text{ тмоль}$$

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,011 \cdot 232 = 2,57 \text{ т}$$

4) Вычислена масса железной руды:

$$m(\text{руды}) = 2,57 : 0,9 = 2,854 \text{ т}$$

*Класс выполняет небольшую тестовую самостоятельную работу:*

1. Закончите предложения:

Металлургия – это...

Минералы – это...

Руды – это...

2. Укажите верное утверждение:

1) Чугун и сталь не различаются по составу.

2) Чугун и сталь – сплавы железа и углерода, различающиеся по свойствам и содержанию в них углерода.

3) Чугун – это смесь, а сталь – сплав.

4) Чугун и сталь не различаются по свойствам.

3. В уравнении реакции  $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \dots \rightarrow 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}$  вместо многоточия следует поставить формулу:

1) углерода;

3) водорода;

2) соли;

4) оксида углерода (II).

## II. Изучение нового материала.

### Лекция.

Сплавы – системы, состоящие из двух или нескольких металлов (или металлов и неметаллов). В технике используют металлические сплавы, весьма разнообразные по составу и свойствам, гораздо шире, чем чистые металлы. Известно более 8000 сплавов и десятки тысяч их модификаций.

#### *1. Классификация сплавов по составу.*

По составу сплавы делятся:

а) черные сплавы (чугун, сталь), то есть сплавы на основе железа;

б) цветные сплавы (бронзы, латуни), важнейшим компонент которых является медь;

в) легкие сплавы (дюралюмин, магналий и др.), содержащие алюминий или магний;

г) благородные и редкие сплавы, основными компонентами которых бывают платина, золото, серебро, ванадий, молибден и др.

Сплавам можно придать многие свойства, ценные в техническом отношении. Например, дюралюмин по легкости приближается к алюминию, а по твердости – к стали. Широко практикуют в технике добавки к сплавам редких элементов. Когда к обычной стали добавляют немного бора (тысячные доли процента), она приобретает сходство с никелевой или хромовой сталями. Электропроводность бериллиевой бронзы выше, чем у чистой



меди. Вольфрамовые стали и сплавы пригодны для изготовления сверхтвердых резцов. Добавки титана сообщают сплавам стойкость к действию кислот, пластичность, прочность, износостойчивость.

## *II. Свойства сплавов.*

а) Сплавы сохраняют хорошую электропроводность, теплопроводность и другие присущие металлам свойства. Однако их свойства не складываются как среднее арифметическое из свойств сплавляемых компонентов. Наоборот, температуры плавления сплавов ниже, чем у исходных металлов. Например, сплав Вуда плавится при  $75^{\circ}\text{C}$ , а температура плавления самого легкоплавкого его компонента – олова –  $232^{\circ}\text{C}$ .

б) У сплавов появляются новые свойства, возникают новые качества. Как правило, сплавы более тверды, чем исходные металлы. Например, твердость латуни составляет 150 условных единиц, а исходных компонентов – меди и цинка – соответственно 40 и 50.

в) Обычно легирующие добавки никеля, хрома, марганца, молибдена, ванадия и других металлов позволяют получать стали с ценными физико-механическими свойствами.

г) Некоторые примеси ухудшают качество металлов и сплавов. Например, примеси серы вызывают красноломкость (хрупкость при температуре красного каления), а примеси фосфора – хладноломкость (хрупкость при пониженных температурах) металлов и сплавов.

## *III. Типы сплавов.*

Растворение расплавленных металлов друг в друге аналогично смешению жидкостей. Поэтому различают несколько типичных случаев сплавления металлов.

а) *Металлы не растворяются друг в друге и не взаимодействуют химически* не только в твердом, но даже в расплавлен-

ном состоянии, происходит их расслоение (как масло и вода). Это имеет место в системах цинк – свинец, железо – свинец, алюминий – натрий и некоторых других. Получающийся сплав представляет собой механическую смесь обоих исходных компонентов.

б) *Расплавленные металлы смешиваются друг с другом в любых соотношениях* (как спирты в воде), то есть неограниченно растворяются друг в друге. При кристаллизации взаимная растворимость металлов сохраняется и *образуются однородные кристаллы*. Это характерно для металлов, кристаллизующихся в одноклассных пространственных решетках и имеющих близкие радиусы атомов, например для систем серебро – золото, платина – золото, медь – никель и др. При кристаллизации таких расплавов получают так называемые твердые растворы – однородные сплавы, которые по сравнению с исходными металлами более тверды и химически стойки, но пластичны, хорошо проводят электрический ток. В твердых растворах атомы обоих металлов образуют общую пространственную кристаллическую решетку.

в) *Расплавленные металлы смешиваются друг с другом в любых соотношениях, но при кристаллизации однородный твердый раствор не образуется*. Растворимость металлов в твердом состоянии ограничена и получается масса, состоящая из мельчайших кристаллов исходных компонентов. Это наблюдается при кристаллизации систем олово – свинец, кадмий – висмут, серебро – свинец и др.

г) *При сплавлении некоторых металлов происходит их химическое взаимодействие, образуются химические соединения*. Например, металлы образуют в сплавах соединения  $\text{CuZn}$ ,  $\text{CuZn}_3$ ,  $\text{Cu}_5\text{Zn}_8$ ,  $\text{Mg}_2\text{Pb}$  и др. Соединения, образованные металлами, называют **интерметаллическими** (то есть междуметаллическими). Состав их не соответствует классическим представле-

ниям о валентности, это соединения с переменным (непостоянным) составом, существование которых предполагал еще К. Бертолле. Они названы *бертоллидами*. Некоторые сплавы рассматривают как смеси исходных металлов с продуктами их химического взаимодействия.

### **III. Закрепление изученного материала.**

Упражнения 13–15, с. 112.

**Домашнее задание:** § 48, повторить § 45–47, задача 3 (с. 112).

## **Урок 51**

### ***Практическая работа № 6***

### **РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ»**

**Цели:** закрепить умение решать экспериментальные задачи.

### **Ход урока**

#### **I. Подготовка к проведению практической работы.**

1. Инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами, щелочами, со спиртовкой.
2. Беседа о ходе работы. (*Работа выполняется в соответствии с инструкцией учебника (с. 131, работа б).*)

#### **II. Проведение практической работы.**

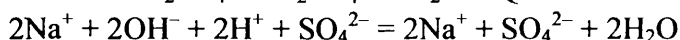
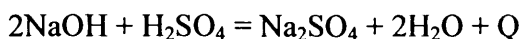
### **Вариант I**

**Задание.** В трех пробирках даны следующие кристаллические вещества: а) хлорид бария; б) гидроксид натрия; в) карбонат калия. Опытным путем определите, в какой пробирке находится какое вещество. (*Вам поможет таблица 3, с. 14–15.*) Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

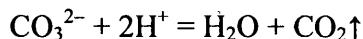
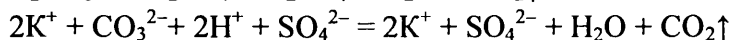
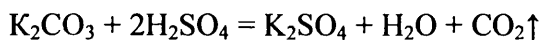
## Ход работы

Для распознавания данных соединений растворим их в воде. После этого добавим во все 3 пробирки раствор серной кислоты. По результатам визуальных наблюдений сделаем вывод о соединениях, находящихся в пробирках.

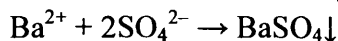
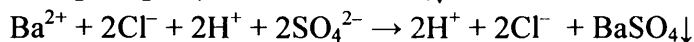
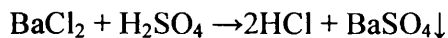
В 1-й пробирке нет видимых изменений, но если потрогать ее руками, можно почувствовать тепло. Значит, в ней находился NaOH, так как реакции нейтрализации являются экзотермическими, протекают со значительным выделением тепла:



Во второй пробирке наблюдаем выделение газа, значит в ней находился  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , так как при взаимодействии с  $\text{H}_2\text{SO}_4$  должен выделиться  $\text{CO}_2$ :



В 3-й пробирке наблюдаем выпадение белого осадка., значит в ней был  $\text{BaCl}_2$ :



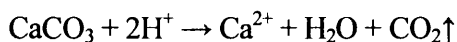
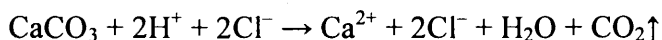
## Вариант II

**Задание.** В пробирках находятся следующие вещества: а) карбонат кальция; б) сульфат натрия; в) хлорид калия. Опытным путем определите, в какой пробирке находится какое вещество. (Вам поможет таблица 3, с. 14–15.) Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

## Ход работы

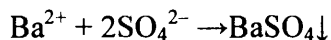
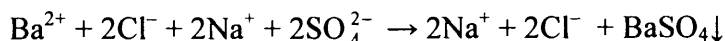
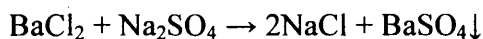
Из трех выданных веществ два являются растворимыми ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{KCl}$ ), а одно,  $\text{CaCO}_3$ , – нерастворимо. (Данные таблицы растворимости.) Поэтому добавим воду во все три пробирки.

В той пробирке, где вещество не растворится, находится карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ . Для большей уверенности можно провести качественную реакцию на карбонат-ион. Для этого добавим в данную пробирку раствор соляной кислоты:



Наблюдаем выделение газа, значит в ней действительно был  $\text{CaCO}_3$ .

В две другие пробирки добавим раствор хлорида бария. В одной из них наблюдаем выпадение белого осадка, значит здесь находился  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :



В пробирке, где никаких изменений не происходит, был  $\text{KCl}$ :

$\text{KCl} + \text{BaCl}_2 \rightarrow$  реакция не идет.

– Результаты работы оформите в виде таблицы:

Рисунок	Что наблюдали	Выводы и уравнения

**Домашнее задание:** оформить работу.

## Урок 52

### ПОВТОРЕНИЕ И ОБОБЩЕНИЕ МАТЕРИАЛА ПО ТЕМЕ «ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ». ПОДГОТОВКА К КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ

**Цели:** повторить и обобщить знания о металлах; подготовиться к контрольной работе.

#### Ход урока

##### I. Организационный момент.

*Учитель знакомит со структурой тестовой контрольной работы. Затем выполняют те задания, которые вызывают наибольшие затруднения. Работа состоит из трех частей: А, В, С. Часть А включает 10 заданий с выбором ответа. Часть В включает 2 задания. Часть С – одно задание (расчетную задачу).*

#### Демонстрационный вариант

##### Часть А

**А1.** Заряд ядра атома железа равен:

- 1) +26;            2) +27;            3) +28;            4) +36.

**А2.** Электронное строение атома натрия:

- 1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ;            3)  $1s^2 2s^2 2p^3$ ;  
2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;            4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ .

**А3.** В порядке возрастания атомного радиуса металлы расположены в ряду:

- 1) Na, Mg, Al;            3) Li, Be, Al;  
2) Sr, Ca, Mg;            4) Na, K, Rb.

**А4.** В порядке усиления металлических свойств металлы расположены в ряду:

- 1) K, Ca, Sc;            3) K, Cu, Zn;  
2) Ca, Sr, Ba;            4) Au, Hg, Pb.

**A5.** Вид химической связи в кристалле кальция:

- 1) ковалентная полярная;
- 2) ковалентная неполярная;
- 3) ионная;
- 4) металлическая.

**A6.** Выберите формулу амфотерного оксида:

- 1)  $\text{CaO}$ ;
- 2)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;
- 3)  $\text{MgO}$ ;
- 4)  $\text{K}_2\text{O}$ .

**A7.** Между какими ионами реакция пойдет до конца:

- 1)  $\text{Na}^+$  и  $\text{SiO}_3^{2-}$ ;
- 2)  $\text{K}^+$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ ;
- 3)  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Cl}^-$ ;
- 4)  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ .

**A8.** В реакцию с натрием вступит:

- 1) гидроксид калия;
- 2) оксид азота (V);
- 3) железо;
- 4) вода.

**A9.** С наименьшей скоростью при комнатной температуре протекает реакция:

- 1)  $\text{Fe}$  с  $\text{O}_2$ ;
- 2)  $\text{CaCO}_3$  с  $\text{HCl}_{(p-p)}$ ;
- 3)  $\text{CuSO}_{4(p-p)}$  с  $\text{NaOH}_{(p-p)}$ ;
- 4)  $\text{NaOH}_{(p-p)}$  с  $\text{H}_2\text{SO}_{4(p-p)}$ .

**A10.** В уравнении реакции между алюминием и кислородом коэффициент перед формулой оксида алюминия равен:

- 1) 1;
- 2) 2;
- 3) 3;
- 4) 4.

## Часть В

**B1.** В реакцию с оксидом магния вступит:

- 1) кислород;
- 2) оксид углерода (IV);
- 3) гидроксид калия;
- 4) серная кислота.

**B2.** Раствор гидроксида лития реагирует с каждым из веществ, указанных попарно:

- 1) хлоридом железа (III) и углекислым газом;
- 2) оксидом железа (II) и азотной кислотой;

- 3) серной кислотой и нитратом кальция;  
4) оксидом алюминия и хлоридом калия.

### Часть С

**С1.** Какова масса железа, полученного при взаимодействии 0,5 моль оксида железа (III) с водородом?

### Ответы

#### Часть А

A1	A2	A3	A4	A5	A6	A7	A8	A9	A10
1	2	4	2	4	3	4	4	1	2

#### Часть В

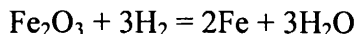
B1	B2
2, 4	1, 3

#### Часть С

**С1.** Какова масса железа, полученного при взаимодействии 0,5 моль оксида железа (III) с водородом?

Эталон ответа:

1. Составлено уравнение реакции:



2. Рассчитано количество вещества железа по уравнению реакции:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) : n(\text{Fe}) = 1 : 2$$

$$n(\text{Fe}) = 2 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 0,5 = 1 \text{ моль}$$

3. Определена масса железа:

$$m(\text{Fe}) = n \cdot M(\text{Fe}) = 1 \cdot 56 = 56 \text{ г}$$

Критерии оценки выполнения работы	Баллы
Ответ правильный и полный, включает все названные выше элементы	3
Правильно написаны два первых элемента из названных выше	2
Правильно написан один из названных выше элементов (1-й или 2-й)	1
Все элементы ответа записаны неверно	0



**Урок 53**  
**КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 3 ПО ТЕМЕ**  
**«МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ»**

**Цель:** повторить и проконтролировать знания и умения, полученные при изучении темы «Общие свойства металлов».

**В а р и а н т I**

**Часть А**

– К каждому из заданий А1–А10 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный. Номер этого ответа отметьте.

**А1.** Заряд ядра атома калия равен:

- 1) +12;            2) +19;            3) +21;            4) +29.

**А2.** Электронное строение атома алюминия:

- 1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ;            3)  $1s^2 2s^2 2p^3$ ;  
2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;            4)  $1s^2 2s^2$ .

**А3.** Металлические свойства в ряду  $Mg \rightarrow Ca \rightarrow Sr$  с ростом заряда ядра:

- 1) усиливаются;  
2) ослабевают;  
3) не изменяются;  
4) сначала усиливаются, а затем ослабевают.

**А4.** К металлам не относится ряд элементов:

- 1) Ca, Zn, Cu;            3) B, As, Te;  
2) Au, Hg, Pb;            4) Sc, Sr, Mg.

**А5.** Вид химической связи в оксиде кальция:

- 1) ковалентная полярная;  
2) ковалентная неполярная;  
3) металлическая;  
4) ионная.

**A6.** Какие элементы образуют амфотерные соединения:

- 1) B;                    2) Zn;                    3) Mg;                    4) Sr.

**A7.** С каким веществом железо не реагирует:

- 1) S;                    2) O<sub>2</sub>;                    3) Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>;                    4) KI.

**A8.** Металл, не реагирующий с концентрированной серной кислотой при обычных условиях:

- 1) серебро;                    3) железо;  
2) медь;                    4) ртуть.

**A9.** С наибольшей скоростью протекают реакции между веществами с типом химической связи:

- 1) ковалентной неполярной;                    3) ионной;  
2) ковалентной полярной;                    4) металлической.

**A10.** В уравнении реакции между натрием и кислородом коэффициент перед формулой натрия равен:

- 1) 1;                    2) 2;                    3) 3;                    4) 4.

### **Часть В**

– При выполнении заданий В1 и В2 выберите правильные ответы и выделите их.

**В1.** Химическая реакция возможна между:

- 1) MgO и HCl;                    3) NaOH и K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>;  
2) Zn и Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>;                    4) HCl и Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

**В2.** В ряду  $Mg \rightarrow Ca \rightarrow Sr$ :

- 1) уменьшается заряд ядер атомов;  
2) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое;  
3) уменьшается радиус атомов;  
4) усиливаются металлические свойства.

### Часть С

– При выполнении задания С1 используйте отдельный лист. Часть С содержит задание с развернутым ответом.

**С1.** Раствор хлорида железа (III) массой 200 г и с массовой долей 10 % нагрели с гидроксидом натрия. Какая масса осадка образовалась?

### Ответы

#### Вариант I

#### Часть А

A1	A2	A3	A4	A5	A6	A7	A8	A9	A10
2	1	1	3	4	2	4	3	3	4

#### Часть В

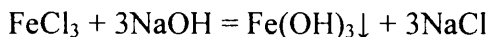
B1	B2
1, 3	2, 4

#### Часть С

**С1.** Раствор хлорида железа (III) массой 200 г и с массовой долей 10 % нагрели с гидроксидом натрия. Какая масса осадка образовалась?

Эталон ответа:

1. Составлено уравнение реакции:



2. Рассчитаны масса и количество вещества хлорида железа (III), содержащегося в растворе:

$$m(\text{FeCl}_3) = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega / 100 = 200 \cdot 10 / 100 = 20 \text{ г}$$

$$n(\text{FeCl}_3) = m(\text{FeCl}_3) / M(\text{FeCl}_3) = 20 / 162,5 = 0,123 \text{ моль}$$

3. Определена масса осадка по уравнению реакции:

$$n(\text{FeCl}_3) : n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,123 \text{ моль}$$

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = n \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,123 \text{ моль} \cdot 107 = 13,161 \text{ г}$$

Критерии оценки выполнения работы	Баллы
Ответ правильный и полный, включает все названные выше элементы	3
Правильно написаны два первых элемента из названных выше	2
Правильно написан один из названных выше элементов (1-й или 2-й)	1
Все элементы ответа записаны неверно	0

## В а р и а н т   П

### Часть А

– К каждому из заданий А1–А10 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный. Номер этого ответа отметьте.

**А1.** Заряд ядра атома алюминия равен:

- 1) +12;          2) +13;          3) +21;          4) +29.

**А2.** Электронное строение атома кальция:

- 1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ;          3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ;  
 2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;          4)  $1s^2 2s^2$ .

**А3.** Основные свойства в ряду  $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al}$  с ростом заряда ядра:

- 1) усиливаются;    3) не изменяются;  
 2) ослабевают;    4) сначала усиливаются, а затем ослабевают.

**А4.** Какой из перечисленных элементов проявляет наименее ярко выраженные металлические свойства:

- 1) кальций;    2) магний;    3) алюминий;    4) калий.

**А5.** Вид химической связи в оксиде натрия:

- 1) ковалентная полярная;          3) металлическая;  
 2) ковалентная неполярная;    4) ионная.

**А6.** Выберите формулу амфотерного оксида:

- 1)  $\text{CaO}$ ;          2)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;          3)  $\text{MgO}$ ;          4)  $\text{K}_2\text{O}$ .

**A7.** Алюминий в реакции  $2\text{Al} + 3\text{CuCl}_2 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Cu}$  является:

- 1) окислителем;
- 2) восстановителем;
- 3) и окислителем, и восстановителем.

**A8.** Гидроксид натрия и водород образуются при взаимодействии веществ:

- |   |                                |
|---|--------------------------------|
| 1) Na и $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;                 | 3) NaOH и HCl;                 |
| 2) $\text{Na}_2\text{O}$ и $\text{H}_2\text{O}$ ; | 4) Na и $\text{H}_2\text{O}$ . |

**A9.** В какой реакции растворение цинка будет протекать с наибольшей скоростью:

- 1)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ ;
- 2)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{ZnCO}_3 + \text{H}_2$ ;
- 3)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{S} = \text{ZnS} + \text{H}_2$ ;
- 4)  $\text{Zn} + 2\text{CH}_3\text{COOH} = \text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2$ .

**A10.** В уравнении реакции между цинком и кислородом коэффициент перед формулой цинка равен:

- 1) 1;    2) 2;    3) 3;    4) 4.

### Часть В

– При выполнении заданий В1 и В2 выберите правильные ответы и выделите их.

**В1.** Химическая реакция возможна между:

- |                               |                            |
|-------------------------------|----------------------------|
| 1) $\text{K}_2\text{O}$ и Zn; | 3) CuO и $\text{H}_2$ ;    |
| 2) CaO и NaOH;                | 4) Fe и $\text{Cu SO}_4$ . |

**В2.** В ряду  $\text{Rb} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Na}$ :

- 1) уменьшается заряд ядер атомов;
- 2) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое;
- 3) уменьшается радиус атомов;
- 4) усиливаются металлические свойства.

### Часть С

– При выполнении задания С1 используйте отдельный лист.  
Часть С содержит задание с развернутым ответом.

**С1.** Какая масса осадка образуется при взаимодействии избытка раствора нитрата бария с 34,8 г раствора сульфата калия с массовой долей растворенного вещества 5 %?

### Ответы

#### Вариант II

##### Часть А

A1	A2	A3	A4	A5	A6	A7	A8	A9	A10
2	3	2	3	4	2	2	4	1	1

##### Часть В

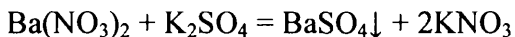
B1	B2
3, 4	1, 3

##### Часть С

**С1.** Какая масса осадка образуется при взаимодействии избытка раствора нитрата бария с 34,8 г раствора сульфата калия с массовой долей растворенного вещества 5 %?

Эталон ответа:

1. Составлено уравнение реакции:



2. Рассчитаны масса и количество вещества сульфата калия, содержащегося в растворе:

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega / 100 = 34,8 \cdot 5 / 100 = 1,74 \text{ г}$$

$$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = m(\text{K}_2\text{SO}_4) / M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 1,74 / 174 = 0,01 \text{ моль}$$

3. Определена масса осадка по уравнению реакции:

$$n(\text{K}_2\text{SO}_4) : n(\text{BaSO}_4) = 1 : 1$$

$$n(\text{BaSO}_4) = 0,01 \text{ моль}$$

$$m(\text{BaSO}_4) = n \cdot M(\text{BaSO}_4) = 0,01 \text{ моль} \cdot 233 = 2,33 \text{ г}$$

Критерии оценки выполнения работы	Баллы
Ответ правильный и полный, включает все названные выше элементы	3
Правильно написаны два первых элемента из названных выше	2
Правильно написан один из названных выше элементов (1-й или 2-й)	1
Все элементы ответа записаны неверно	0

## **Тема 6. ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ ОБ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВАХ. ВВЕДЕНИЕ В ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ (16 ч)**

### **Урок 54**

#### **ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ СВЕДЕНИЯ О СТРОЕНИИ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ А. М. БУТЛЕРОВА**

**Цели:** познакомить с предметом органическая химия, с особенностями строения органических веществ; раскрыть основные положения теории строения органических соединений А. М. Бутлерова; продолжить формирование логического мышления, умения сравнивать, выделять главное.

#### **Ход урока**

##### **I. Актуализация знаний и изучение нового материала.**

*При введении в органическую химию следует учитывать, что у учащихся пока отсутствуют системные предметные сведения об органических веществах. Учителю в этой ситуации следует опираться на знания, полученные при изучении других предметов и в повседневной жизни. Для их актуализации и систематизации целесообразно организовать беседу.*

1) На какие группы по происхождению можно разделить все известные вам соединения? *(На минеральные и органические.)*

*Ответ на данный вопрос желательно сопроводить составлением соответствующей классификационной схемы с ее последующим дополнением в ходе беседы. Кроме того, следует сообщить учащимся о том, что впервые термин «органические вещества» был применен шведским ученым Й. Берцелиусом в 1807 г.*

2) Какие органические соединения вам известны?

*Учащиеся назовут, а учитель выпишет на доску названия и формулы некоторых веществ: сахар  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , белки, жиры, углеводы, в том числе целлюлоза  $(C_6H_{10}O_5)_n$ , спирт  $C_2H_6O$ .*

Учитель. Как видите, в состав всех этих веществ в обязательном порядке входят углерод и водород.

3) Какой естественный процесс приводит к образованию в природе органических веществ из неорганических соединений? *(Фотосинтез.)*

4) В каких живых организмах он протекает и в чем его сущность? Составьте уравнение химической реакции, отражающее эту сущность. *(Фотосинтез – это процесс образования органических веществ (глюкозы) из неорганических (углекислого газа и воды) в хлоропластах зеленых частей растений на свету. Процесс сопровождается выделением кислорода.*

*Схема фотосинтеза:  $6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2$ )*

5) Какие биологические функции белков, жиров, углеводов и нуклеиновых кислот вам известны? *(Белки – основной строительный материал клетки, жиры – источник энергии для живых организмов, углеводы – легко усвояемый источник энергии и строительный материал оболочки клеток. Нуклеиновые кислоты – хранители и носители наследственной информации.)*



6) Каково значение нефти и природного газа в жизни человека? *(Это источник топлива и сырьё для получения множества веществ и материалов.)*

Учитель *(подводя итог обсуждению)*. Итак, у вас имеется представление об органических веществах как о разнообразной и очень многочисленной группе соединений углерода, ряд которых составляет основу всех живых организмов, обитающих на Земле. Можно ли на этой основе дать определение органической химии? Что является предметом ее изучения? *(Органическая химия – это химия соединений углерода, предмет органической химии – органические соединения, особенности их состава, строения, свойств и превращений.)* К органическим веществам относят не только соединения, образующиеся в живых организмах, но и огромное количество других природных и искусственных веществ, аналогичных по строению и свойствам природным соединениям.

7) В чем заключается особенность состава органических соединений? *(Это наличие в их составе углерода, элемента 4А-группы.)*

8) А какой ещё элемент входит в состав той же 4-й группы, главной подгруппы, что и углерод? *(Кремний.)*

9) Что объединяет углерод и кремний? *(Это элементы одной подгруппы, близкие по строению и свойствам, однако играют различную роль в природе.)*

Учитель. Углерод является самым распространенным и важнейшим элементом в живой природе. Кремний же занимает главенствующее положение в неживой природе (образует большинство горных пород и минералов земной коры).

Постановка учебной проблемы:

– Как объяснить различную роль в природе углерода и кремния – элементов одной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева?

*Учащиеся с помощью учителя делают вывод, что различная роль элементов углерода и кремния в природе определяется особенностями строения их атомов.*

Учитель. Для подтверждения этого вывода сравним строение и свойства атомов углерода и кремния: радиус атома углерода меньше радиуса атома кремния; меньший радиус и меньшая электронная плотность атома углерода позволяют ему образовывать прочные ковалентные связи с другими атомами углерода. Кремний такой способностью не обладает.

Изучение органических веществ в XIX веке столкнулось с рядом затруднений. Вот что писал Й. Берцелиус в своем письме к Ф. Вёлеру: «Органическая химия представляется мне дремучим лесом, полным удивительных вещей, куда не осмеливаешься проникнуть, а проникнув – не знаешь как выбраться». Что же так пугало великих химиков XIX века? Одна из «удивительных вещей» – непонятная валентность углерода. Так, например, в метане  $\text{CH}_4$  валентность углерода IV, в этилене  $\text{C}_2\text{H}_4$ , ацетилене  $\text{C}_2\text{H}_2$ , пропане  $\text{C}_3\text{H}_8$  – соответственно II, I и  $8/3$ . Полученные валентности маловероятны.

Другой вопрос, который волновал химиков, было то, что одной химической формуле соответствовали несколько веществ. Например, формуле  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  соответствовали два вещества: глюкоза и фруктоза.

Непонятно было и то, почему два химических элемента могут образовывать так много соединений. (К слову, на сегодня число известных органических веществ составляет около 25 млн.)

Ответы на все эти вопросы дала **теория строения органических соединений**, созданная русским ученым А. М. Бутлеровым.

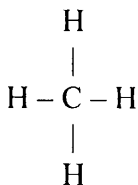
Познакомимся с основными положениями этой знаменитой теории.

**1. Атомы в молекулах соединены между собой в определенной последовательности.**

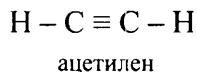
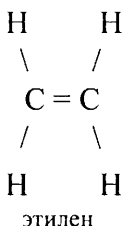
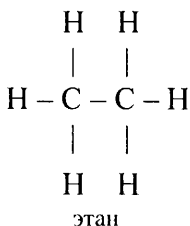
Порядок соединения атомов в молекуле и характер связей А. М. Бутлеров назвал химическим строением.

**2. Атомы соединяются в соответствии с их валентностями, при этом атомы углерода всегда четырехвалентны. Валентности всех атомов в молекулах взаимно насыщены. Свободных валентностей в молекулах нет.**

Для схематического изображения молекул пользуются структурными формулами. Черточка в структурной формуле обозначает одну связь. Учитывая, что валентность атома углерода в органических соединениях всегда равна четырем, а водорода – единице, можно построить структурную формулу молекулы метана  $\text{CH}_4$ :

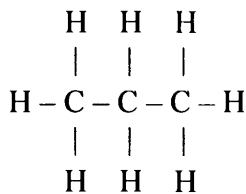


При составлении структурных формул нужно знать, что между атомами углерода в молекулах углеводов могут быть одинарные, двойные или тройные связи, например:

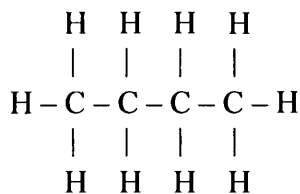


**3. Свойства веществ зависят от последовательности соединения атомов в молекулах. Наиболее сильно проявляется взаимное влияние тех атомов в молекулах, которые непосредственно связаны между собой. Поэтому вещества с одинаковыми группировками атомов обладают сходными свойствами.**

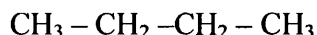
Атомы углерода обладают свойством соединяться между собой, образуя цепи (углеродный скелет молекулы). Полные и сокращенные структурные формулы пропана и бутана:



пропан  $\text{C}_3\text{H}_8$



бутан  $\text{C}_4\text{H}_{10}$



## II. Закрепление материала.

Беседа по вопросам:

– Что изучает органическая химия? Перечислите основные положения ТХС органических соединений.

– В чем особенность химического строения органических соединений?

**Домашнее задание:** § 48–49, словарь, упр. 1, 3, 4 (с. 163).

## Урок 55

### ИЗОМЕРИЯ. УПРОЩЕННАЯ КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цели:** сформировать представление об изомерии и изомерах; познакомить с упрощенной классификацией органических веществ; продолжать формирование умения составлять структурные формулы.

## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик – упр. № 1, с. 163.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Органическая химия – это химия соединений углерода. Оксид углерода (IV), оксид углерода (II), карбонаты  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,

$\text{CaCO}_3$ , карбиды ( $\text{Al}_4\text{C}_3$  и др.) действительно содержат углерод, но по характеру свойств относятся к неорганическим веществам.

2-й ученик – упр. № 3, с. 163.

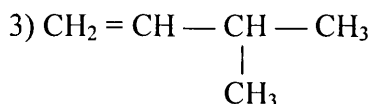
3-й ученик – упр. № 4, с. 163.

## II. Актуализация знаний и изучение нового материала.

### А) Изомерия.

Фронтальная работа с классом.

Учитель. Составим возможные структурные формулы веществ с молекулярной формулой  $\text{C}_5\text{H}_{10}$ :



Различная последовательность соединения атомов в молекулах – причина существования изомеров.

**Изомерия** – это явление, заключающееся в том, что одной и той же молекулярной формуле соответствует несколько веществ (изомеров), различающихся своим строением и свойствами.

### Б) Классификация.

Учитель. Чтобы разобраться в огромном многообразии органических соединений, необходимо их классифицировать. В основу современной классификации органических соединений положены два важнейших признака: строение углеродного скелета молекулы; наличие в молекуле функциональных групп.

**Функциональная группа** – это атом или группа атомов, от которых зависят свойства вещества. По функциональным группам определяют принадлежность данного соединения к тому или иному классу веществ.

Родоначальными соединениями в органической химии считаются углеводороды, то есть вещества, которые состоят только из углерода и водорода.

Работа с книгой (схема 19, с. 153). Беседа с классом:

1. Что положено в основу классификации органических соединений, показанных на этой схеме? (*Строение углеродного скелета молекулы.*)

2. Как называются соединения, в которых цепь атомов углерода незамкнутая? (*Ациклические.*)

3. Как называются соединения, в которых цепь атомов углерода замкнутая? (*Циклические.*)

4. На какие группы делятся ациклические соединения? Что положено в основу их классификации? (*На насыщенные, или предельные, и ненасыщенные, или непредельные. В основу классификации положено наличие кратных связей (одинарных, двойных, тройных).*)

5. На какие группы делятся циклические соединения? Что положено в основу их классификации? (*На карбоциклические и гетероциклические. Первые содержат атомы углерода, замкнутые в цикл. Вторые содержат кроме атомов углерода, замкнутых в цикл, еще один или несколько гетероатомов.*)

Работа с книгой (схема 20, с. 154). Беседа с классом:

1. Что положено в основу классификации органических соединений, показанных на этой схеме? (*В основу классификации положено наличие в органическом соединении различных функциональных групп.*)

2. Перечислите наиболее известные классы органических соединений. Назовите их функциональную группу.

Класс и название функциональной группы	Формула функциональной группы
Карбоновые кислоты (карбоксильная группа)	$-\text{COOH}$
Сульфокислоты (сульфогруппа)	$-\text{SO}_3\text{H}$
Нитрилы (цианогруппа)	$-\text{CN}$
Альдегиды (карбонильная группа)	$-\text{CHO}$
Кетоны	$-\text{CO}$
Спирты и фенолы (гидроксильная группа)	$-\text{OH}$
Амины (аминогруппа)	$-\text{NH}_2$
Простые эфиры (кислородный мостик)	$-\text{O}-\text{R}$
Алкилгалогениды (атом галогена)	F, Cl, Br, I

### III. Закрепление изученного материала.

Комментированное выполнение тестов:

1. Изомеры различаются:

- 1) качественным составом;
- 2) значением молярных масс;
- 3) химическим строением;
- 4) количественным составом.

*Пояснение:* изомеры – это вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, но отличающиеся порядком соединения атомов в молекуле.

2. Количество различных циклоалканов, соответствующих формуле  $\text{C}_5\text{H}_{10}$ :

- 1) 2;          2) 3;          3) 4;          4) 5.

*Пояснение:* из пяти атомов углерода можно построить один пятиугольник, один четырехугольник, один треугольник.

3. Установите соответствие между формулой вещества и его классом.

*Формула вещества:*

А)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$

Б)  $\text{ClCH}_2\text{COOH}$

*Класс веществ:*

1) сложный эфир

2) простой эфир

В)  $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$

3) альдегид

Г)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_3$

4) кислота

5) спирт

Ответ: в соответствии со схемой 20 на с. 154 находим соответствие: вещество *А* имеет карбонильную группу  $\Rightarrow$  это альдегид (3), вещество *Б* имеет карбоксильную группу  $\Rightarrow$  это кислота (4), вещество *В* имеет группу  $\text{COO}-$   $\Rightarrow$  это сложный эфир (1), вещество *Г* имеет кислородный мостик  $\Rightarrow$  это простой эфир (2).

<i>А</i>	<i>Б</i>	<i>В</i>	<i>Г</i>
3	4	1	2

Домашнее задание: § 49, 50, упр. 2, 5, 8 (с. 162); задача 1 (с. 163).

## Урок 56

### ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ. ПРЕДСТАВИТЕЛИ, ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА, ПРИМЕНЕНИЕ

**Цели:** дать понятие о предельных углеводородах, их строении, свойствах, применении; ознакомить с понятием гомологии.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

У доски:

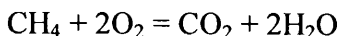
1-й ученик – упр. № 2, с. 163.

2-й ученик – упр. № 5, 8, с. 163.

3-й ученик – задача № 1, с. 163.

Предполагаемый ответ:

1) Составлено уравнение реакции:





2) Рассчитаны объём и количество вещества метана:

$$V(\text{CH}_4) = 150 \cdot 0,94 = 141 \text{ дм}^3$$

$$n(\text{CH}_4) = 141 : 22,4 = 6,29 \text{ моль}$$

3) Рассчитаны количество вещества и объём кислорода и объём воздуха:

$$n(\text{O}_2) = 2n(\text{CH}_4) = 6,29 \cdot 2 = 12,59 \text{ моль}$$

$$V(\text{O}_2) = 12,59 \cdot 22,4 = 282 \text{ дм}^3$$

$$V_{(\text{возд.})} = 282 \text{ дм}^3 : 0,2 = 1410 \text{ дм}^3$$

Фронтальная беседа с классом.

1. Что изучает органическая химия? (*Органическая химия изучает углеводороды и их производные.*)

2. Чем обусловлено многообразие органических веществ? (*Соединением атомов углерода в цепи разной длины; образованием атомами углерода простых, двойных, тройных связей с другими атомами и между собой; разным характером углеводородных цепочек: линейные, разветвленные, циклические; способностью к изомерии.*)

3. Почему атомы углерода образуют цепи?

4. Приведите классификацию органических соединений по функциональной группе. Как называются органические соединения, у которых нет функциональных групп? (*Углеводороды.*)

## II. Актуализация знаний и изучение нового материала.

Лекция.

– Вы уже знаете, что углеводороды – это простейшие органические соединения, не имеющие функциональных групп.

Углеводороды состоят из двух элементов – углерода и водорода. Таких соединений очень много. Сегодня мы изучим предельные углеводороды. *Алканы* – название предельных углеводородов по международной номенклатуре, *парафины* – исторически сохранившееся название предельных углеводородов

(от лат. *parrum affinis* – малоактивный). По сравнению с другими углеводородами они относительно менее активны.

Нам уже известно строение молекул углеводородов метана  $\text{CH}_4$ , пропана  $\text{C}_3\text{H}_8$ , бутана  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ . В молекулах этих соединений все валентные связи углерода и водорода полностью насыщены, отсюда еще одно название – **насыщенные**, или **предельные**. Связи С–С и С–Н обладают высокой прочностью.

Алканы – весьма обширная группа углеводородов, различных по строению углеродного скелета, а значит и по свойствам. Поэтому важно, чтобы каждое вещество имело индивидуальное название, позволяющее отличать его от других соединений этого же класса.

Тривиальные названия веществ связаны с историей их открытия, изучения свойств, нахождением в природе (например, метан – *рудничный*, или *болотный*, *газ*).

Международная номенклатурная система (IUPAC) – это система правил называния веществ, принятая Международным союзом теоретической и прикладной химии (уточнена в 1979 г.). Для класса алканов общая формула веществ  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ; при  $n > 5$  к корню греческого названия числительного добавляют суффикс «-ан» (например,  $\text{C}_5\text{H}_{12}$  – пентан («пент-» и «-ан»);  $\text{C}_6\text{H}_{14}$  – гексан («гекс-» и «-ан»)); при  $n$  от 1 до 4 используются исторически сложившиеся названия (например,  $\text{CH}_4$  – метан,  $\text{C}_2\text{H}_6$  – этан и др.).

Метан, этан, пропан называют гомологами; они входят в гомологический ряд предельных углеводородов (алканов). Прочитайте в учебнике определение гомологов и гомологического ряда на с. 155. (*Читают.*) Гомологический ряд алканов имеет общую формулу  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ . В общей формуле буква  $n$  – целое число, показывающее, сколько атомов углерода содержится в молекуле данного углеводорода. Так, например, в молекуле углеводорода *декана* содержится 10 атомов углерода. Его молекулярная формула  $\text{C}_{10}\text{H}_2 \cdot 10 + 2$ , то есть  $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ .

Простейшим представителем предельных углеводов является метан.

Читаем определение в книге на с. 156.

*Углеводороды с общей формулой  $C_nH_{2n+2}$ , которые не соединяют водород и другие элементы, называются предельными углеводородами, или алканами (парафинами).*

Работа с книгой, с. 154–155.

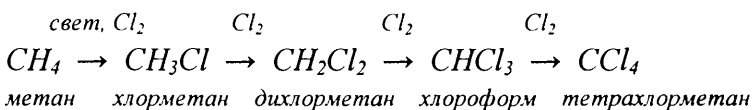
– Составьте развернутый план текста § 51. Ответьте на следующие вопросы:

1. Каковы физические свойства метана? (*Нерастворимый в воде, бесцветный горючий газ без запаха.*)

2. Нахождение метана в природе. (*Образуется в болотах в результате процесса брожения (отсюда название – болотный газ), накапливается в каменноугольных шахтах (рудничный газ).*)

3. Каковы химические свойства метана? (*Горит голубоватым пламенем, окисляется по радикальному механизму, взаимодействует с галогенами.*

*а) Реакции замещения:*



*б) Реакции окисления (горение):  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$*

*в) Реакции разложения (пиролиз):  $\text{CH}_4 \xrightarrow{\text{t}^\circ} \text{C} + 2\text{H}_2\uparrow$*

4. Как получают метан? (*Из природного газа (в природном газе метан составляет от 80 до 98 объемных процентов). Гидролизом карбида алюминия:  $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} = 3\text{CH}_4\uparrow + 4\text{Al}(\text{OH})_3$* )

5. Перечислите области применения метана. Для ответа воспользуйтесь рис. 37 на с. 156.

### III. Закрепление изученного материала.

1. Алканам соответствует общая формула:

- |                    |                    |
|--------------------|--------------------|
| 1) $C_nH_{2n}$ ;   | 2) $C_nH_{2n-6}$ ; |
| 3) $C_nH_{2n+2}$ ; | 4) $C_nH_{2n-2}$ . |

2. Алкан, молекула которого содержит 6 атомов углерода, имеет формулу:

- |                  |                  |
|------------------|------------------|
| 1) $C_6H_{14}$ ; | 2) $C_6H_{12}$ ; |
| 3) $C_6H_{10}$ ; | 4) $C_6H_6$ .    |

3. Углеводород с формулой  $CH_3-CH_3$  относится к классу:

- |             |             |
|-------------|-------------|
| 1) алканов; | 2) алкенов; |
| 3) алкинов; | 4) аренов.  |

4. Реакция метана с хлором является:

- 1) экзотермической;
- 2) реакцией присоединения;
- 3) реакцией, протекающей по свободнорадикальному механизму;
- 4) каталитической реакцией;
- 5) реакцией, протекающей на свету.

5. Метан взаимодействует с веществами:

- |                     |             |
|---------------------|-------------|
| 1) р-ром $KMnO_4$ ; | 4) $H_2O$ ; |
| 2) $Cl_2$ ;         | 5) $HCl$ ;  |
| 3) $O_2$ ;          | 6) $Br_2$ . |

6. К свойствам метана относятся:

- 1) хорошая растворимость в воде;
- 2) высокая температура кипения;
- 3) горючесть;
- 4) электропроводность;
- 5) взрывоопасность при смешивании с кислородом;
- 6) способность к термическому разложению при нагревании.

7. Метан:

- 1) не горюч;
- 2) реагирует с галогенами;
- 3) не обесцвечивает бромную воду;
- 4) не полимеризуется;
- 5) при сильном нагревании образует ацетилен и водород;
- 6) не имеет запаха.

Домашнее задание: § 51, упр. 6, 7.

Задача: вычислите массовую долю углерода и водорода в метане.

## Урок 57

### НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ.

#### ЭТИЛЕН: ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

**Цели:** познакомить со строением и общими свойствами непредельных углеводородов на примере этилена; дать понятие реакции полимеризации; продолжить формирование понятий «изомер», «гомолог»; формировать логическое мышление: умение сравнивать, выделять главное.

#### Ход урока

##### I. Проверка домашнего задания.

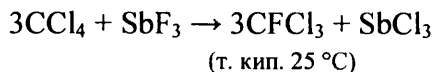
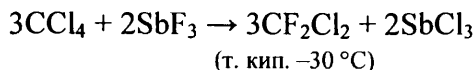
*У доски:*

1-й ученик – упр. № 6, с. 163.

*Предполагаемый ответ:* гомологами метана являются предельные углеводороды с общей формулой  $C_nH_{2n+2}$ . Такому требованию отвечает углеводород  $C_3H_8$ . Ответ: 2.

2-й ученик – упр. № 7, с. 163.

*Предполагаемый ответ:* фреоны образуются при обработке  $CCl_4$  трифторидом сурьмы (в присутствии следов  $SbCl_5$ ). Два атома хлора замещаются на фтор:



**Дополнение.** Дифтордихлорметан в смеси с фтортрихлорметаном под техническим названием «фреон» широко используется в качестве хладагента для холодильников и кондиционеров, а также в качестве распылителей для аэрозольных баллонов (кремы, лаки для волос, дезодоранты и т. д.). Фреоны нетоксичны, негорючи, не имеют запаха и практически не реакционноспособны. В последнее время установлено, что фреоны в верхних слоях атмосферы инициируют фотохимическое разложение озонового слоя (возникают «озоновые дыры»), что приводит к сильному возрастанию ультрафиолетового излучения на поверхности Земли. Последнее чревато серьезными последствиями для всех живых организмов. В связи с этим ряд передовых стран прекратил производство фреонов.

*3-й ученик – задача.*

Вычислите массовую долю углерода и водорода в метане.

*Предполагаемый ответ:*

Формула метана –  $\text{CH}_4$ :

$$\omega(\text{C}) = 12 : 16 = 0,75, \text{ или } 75 \%$$

$$\omega(\text{H}) = 4 : 16 = 0,25, \text{ или } 25 \%$$

*Класс выполняет тестовую работу:*

1. Гомологом этана является:

- |                             |  |
|-----------------------------|--|
| 1) $\text{C}_2\text{H}_4$ ; | 2) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ ; |
| 3) $\text{C}_3\text{H}_4$ ; | 4) $\text{C}_6\text{H}_{12}$ .                         |

2. Гомологом гексана является

- |                                |                                |
|--------------------------------|--------------------------------|
| 1) $\text{C}_6\text{H}_{12}$ ; | 2) $\text{C}_7\text{H}_{16}$ ; |
| 3) $\text{C}_6\text{H}_6$ ;    | 4) $\text{C}_7\text{H}_{14}$ . |

3. Гомологом  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH—CH}_3$  является:



- |                   |                  |
|-------------------|------------------|
| 1) 2-метилгексан; | 2) 2-метилбутен; |
| 3) пентан;        | 4) пентен.       |

4. Гомологом  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  является:

- |                   |                  |
|-------------------|------------------|
| 1) 2-метилгексан; | 2) 3-метилоктен; |
| 3) 3-метилгексан; | 4) октан.        |

5. Гомологами являются:

- |                        |                            |
|------------------------|----------------------------|
| 1) циклобутан и бутан; | 2) гексен и декан;         |
| 3) бутан и пентан;     | 4) 2-метилпентан и гексан. |

6. Вещество, для которого характерна реакция замещения:

- |           |                  |
|-----------|------------------|
| 1) бутан; | 2) бутен-1;      |
| 3) бутин; | 4) бутадиен-1,3. |

7. При полном сгорании 1 л газообразного углеводорода (н. у.) образовалось 2 л оксида углерода (IV). Углеводородом является:

- |            |           |
|------------|-----------|
| 1) бутан;  | 2) метан; |
| 3) пропан; | 4) этан.  |

8. При полном сгорании пропана  $\text{C}_3\text{H}_8$  образуются:

- |  |   |
|--|---|
| 1) $\text{C}$ и $\text{H}_2\text{O}$ ; | 2) $\text{CO}_2$ и $\text{H}_2\text{O}$ ; |
| 3) $\text{CO}$ и $\text{H}_2$ ;        | 4) $\text{CO}$ и $\text{H}_2\text{O}$ .   |

9. Молекулярная масса соединения, образующегося при полном хлорировании бутана  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , равна:

- |         |         |         |        |
|---------|---------|---------|--------|
| 1) 308; | 2) 403; | 3) 116; | 4) 58. |
|---------|---------|---------|--------|

10. Пропан взаимодействует:

- |                    |                              |
|--------------------|------------------------------|
| 1) с бромом;       | 3) водородом;                |
| 2) хлороводородом; | 4) гидроксидом натрия (p-p). |

11. При пиролизе (термическом разложении) метана образуется!

- |                         |                         |
|-------------------------|-------------------------|
| 1) этилен;              | 3) углерод и водород;   |
| 2) оксид углерода (II); | 4) оксид углерода (IV). |

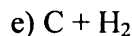
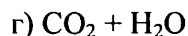
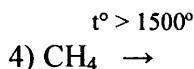
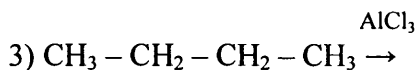
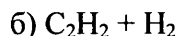
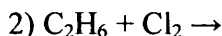
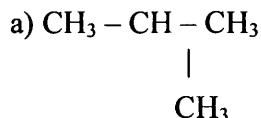
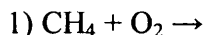
12. Метан взаимодействует с веществами:

- |                      |                              |
|----------------------|------------------------------|
| 1) I <sub>2</sub> ;  | 4) H <sub>2</sub> ;          |
| 2) O <sub>2</sub> ;  | 5) Cl <sub>2</sub> ;         |
| 3) H <sub>2</sub> O; | 6) р-ром KMnO <sub>4</sub> . |

13. Найдите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

*Исходные вещества:*

*Продукты реакции:*



Ответ:

1	2	3	4
г	в	а	е

## II. Актуализация знаний и изучение нового материала.

Постановка проблемного вопроса:

– Почему эти углеводороды называются непредельными (ненасыщенными)? (Учащиеся затрудняются ответить. Учитель напоминает о том, что один из методов определения



*состава и строения углеводородов – это исследование продуктов сгорания. Предлагается решить задачу.)*

**Задача.** При сгорании некоторого углеводорода было получено 44 г  $\text{CO}_2$  и 18 г  $\text{H}_2\text{O}$ . Плотность паров этого вещества по водороду равна 14. Определите молекулярную и структурную формулу соединения.

*Решение.*

1) Определим количество вещества углерода и водорода:

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 44 : 44 = 1 \text{ моль}$$

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 18 : 18 \cdot 2 = 2 \text{ моль}$$

2) Найдем соотношение числа атомов ( $n$ ) углерода и водорода в молекуле углеводорода и установим его простейшую формулу:

$n(\text{C}) : n(\text{H}) = 1 : 2 \Rightarrow$  простейшая формула  $\text{CH}_2$  с относительной молекулярной массой 14.

3) Определим истинную молекулярную массу и сравним с молекулярной массой по простейшей формуле:

$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{H}_2} \cdot 2 = 14 \cdot 2 = 28$$

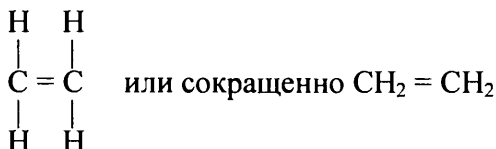
$$n = 28 : 14 = 2$$

4) Для вывода истинной формулы углеводорода число атомов углерода и водорода нужно удвоить:  $\text{CH}_2 \cdot 2 = \text{C}_2\text{H}_4$ . Молекулярная формула  $\text{C}_2\text{H}_4$ .

*Учащиеся определили молекулярную формулу, но затрудняются составить структурную. Наверняка у многих две связи останутся свободными.*

**Учитель.** Из этого положения существует два выхода: либо углерод трехвалентен, либо между атомами углерода существует двойная связь. Интересно отметить, что подобный вопрос возник и перед А. М. Бутлеровым, когда он синтезировал этилен и установил его качественный состав. Поскольку А. М. Бутлеров знал,

что углерод не может быть трехвалентным, он блестяще предположил, что атомы углерода связаны не одной, а двумя связями, и оказался прав! Составим структурную формулу этилена:



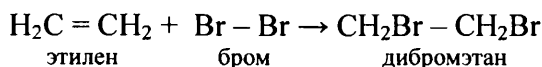
Рассказ учителя.

Подобно метану, этилен образует свой гомологический ряд и является его первым членом. Гомологи этилена содержат одну двойную связь в молекуле и называются *этиленовыми* углеводородами, или *олефинами*, или *алкенами*. Другое название таких углеводородов – *непредельные*, так как валентности углерода не насыщены до предела атомами водорода. Общая формула алкенов  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

Названия этиленовых углеводородов строятся путем замены суффикса *-ан* на *-ен* или *-илен*. Дайте названия нескольким гомологам этилена. (*Пропилен (пропен)*, *бутилен (бутен)* и т. д.)

*Физические свойства.* Этилен – газ, почти без запаха, плохо растворим в воде.

Особенности строения алкенов отражаются и на их *химических свойствах*. Их молекулы могут присоединять атомы по месту разрыва двойных связей:



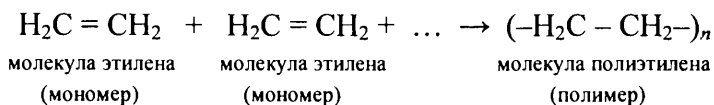
Демонстрационный опыт.

Нальем в пробирку немного рафинированного растительного масла и добавим бромную воду или р-р  $\text{KMnO}_4$ . Энергичное встряхивание приведет к обесцвечиванию окраски раствора.

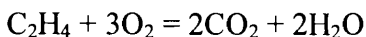
Обесцвечивание бромной воды и перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  – *качественная реакция на двойную связь.*

Другой разновидностью реакции присоединения по месту разрыва двойных связей является реакция полимеризации.

При особых условиях (в присутствии катализаторов  $\text{TiCl}_4$ ,  $\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$ ) молекулы этилена соединяются друг с другом, образуя огромные цепи – молекулы полиэтилена. Полиэтилен вам хорошо знаком из бытового применения: полиэтиленовые пакеты, мешки, сумки, пленки для теплиц и др.



Как и углеводороды предельного ряда, этиленовые углеводороды горят на воздухе:



*Применение этиленовых углеводородов:* в качестве исходных веществ для получения синтетических моющих средств, для ускоренного созревания плодов (этилен используют при строительстве теплиц), для получения пластмасс, синтетических волокон, каучуков, ядохимикатов, а также в качестве топлива.

### III. Закрепление материала.

Беседа по вопросам.

1. Какие углеводороды относят к алкенам? Какова общая формула гомологического ряда?
2. Назовите качественную реакцию на двойную связь. Какие реакции характерны для алкенов?

**Домашнее задание:** § 52 (с. 156–157), упр. 8–10, задача 2 (с. 163).

## Урок 58

### АЦЕТИЛЕН. ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ. ПОНЯТИЕ О ЦИКЛИЧЕСКИХ УГЛЕВОДОРОДАХ

**Цели:** углубить знания о непредельных углеводородах на примере ацетилена и бутадиена-1,3; познакомить с циклическими углеводородами.

#### Ход урока

##### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

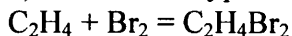
*1-й ученик – упр. № 9, с. 163.*

*2-й ученик – упр. № 10, с. 163.*

*3-й ученик – задача № 2, с. 163.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение реакции:



2) Определены количество вещества и масса брома:

$$n(\text{Br}_2) = n(\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2) = 80 : 188 = 0,425 \text{ моль}$$

$$m(\text{Br}_2) = 0,425 \cdot 160 = 68 \text{ г}$$

3) Вычислена масса раствора бромной воды с массовой долей брома 30 %:

$$m_{\text{р-ра}}(\text{Br}_2) = 68 : 0,3 = 227 \text{ г}$$

##### II. Актуализация знаний и изучение нового материала.

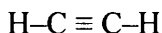
Работа с учебником, схема 19, с. 153.

– Обратите внимание на схему и скажите, какие еще, кроме уже изученных непредельных углеводородов, относятся к ненасыщенным углеводородам? (Ответ: ряд ацетилена. Эти углеводороды содержат тройную связь. Ряд диеновых, которые содержат две двойные связи.)

Рассказ учителя.

I. Рассмотрим ряд **ацетилена**.

Важнейший представитель ацетиленового ряда непредельных углеводородов (по Международной номенклатуре – **алкинов**) – ацетилен. Между атомами углерода в молекуле ацетилена имеется тройная связь:



Алкины образуют свой гомологический ряд с общей формулой  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ . Названия углеводородов ряда алкинов образуются от названий предельных углеводородов с заменой суффикса **-ан** на **-ин**. Например, *этан* – *этин* (ацетилен); *пропан* – *пропин* и т. д.

#### *Физические свойства.*

Ацетилен – бесцветный газ, в чистом виде почти без запаха.

Технический ацетилен имеет неприятный запах, издаваемый примесями, например аммиаком  $\text{NH}_3$ , фосфином  $\text{PH}_3$  или арсином  $\text{AsH}_3$ .

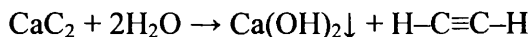
#### *Получение.*

В лаборатории и промышленности ацетилен получают из карбида кальция  $\text{CaC}_2$ .

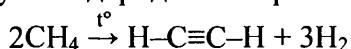
*Здесь нужно объяснить учащимся, что в карбиде кальция содержится уже готовая тройная связь. Учитель приводит структурную формулу карбида кальция:*



До 60-х гг. XX в. в нашей стране промышленный ацетилен получали взаимодействием карбида кальция с водой:



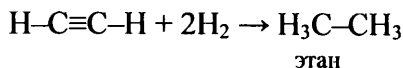
Начиная с 1970 г. ацетилен получают методом пиролиза из углеводородного сырья:



### *Химические свойства.*

– Предположите, какие реакции могут быть характерны для  $C_2H_2$ ?

Для ацетилена, как и для этилена, характерны реакции присоединения:



Ацетилен горит на воздухе сильно коптящим пламенем:

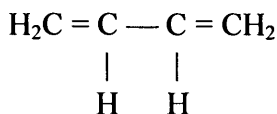


### *Применение.*

Ацетилен применяют в ацетиленокислородных горелках для сварки и резки металлов. У реакции горения ацетилена есть очень важная особенность: при вдувании в горелку кислорода температура пламени может достигнуть  $2800^\circ C$ .

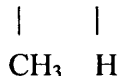
### II. Рассмотрим ряд *диеновых углеводородов*.

В молекулах диенов имеются две двойные связи. Общая формула такая же, как у алкинов,  $C_nH_{2n-2}$ . Типичным примером диеновых углеводородов (*алкадиенов*) является бутадиен-1,3:



В названии бутадиена-1,3 цифры указывают на то, что двойные связи находятся у первого и третьего атомов углерода.

Изопрен, или 2-метилбутадиен-1,3  $H_2C = C - C = CH_2$



является основой строения природного каучука.

Для диеновых характерны реакции присоединения по двойным связям; как и все углеводороды, диены горят с образованием углекислого газа и воды.

*Применение.* Диеновые углеводороды используют в основном для получения синтетических каучуков, которые имеют огромное значение в современном производстве автомобильных покрышек, камер и других резиновых изделий.

### III. Рассмотрим *циклические углеводороды*.

Работа с учебником, схема 19, с. 153.

– Обратите внимание на схему и скажите, какие углеводороды относятся к циклическим? (*На схеме 19 видно, что циклические углеводороды можно подразделить на циклопарафины и ароматические углеводороды.*)

1. *Циклопарафины (циклоалканы, нафтенy)* встречаются в природе как важные составные части нефти многих месторождений, отсюда их название.

Работа с учебником.

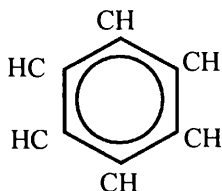
– Посмотрите на с. 160 и назовите типичных представителей циклоалканов. (*Ответы учащихся.*)

Учитель. По физическим свойствам циклопарафины напоминают предельные углеводороды. Однако нафтенy имеют более высокие температуры кипения и плавления, чем соответствующие предельные углеводороды. Циклопарафины химически малоактивны, их свойства схожи со свойствами предельных углеводородов.

2. *Ароматические углеводороды.* Наиболее характерным представителем ароматических углеводородов (аренов) является бензол  $C_6H_6$ . Общая формула аренов  $C_nH_{2n-6}$ . У бензола и первых известных представителей ароматических углеводородов оказался своеобразный приятный запах, потому этот ряд соединений и получил такое название. Это исторически сложившееся название.

В молекуле бензола шесть атомов углерода образуют замкнутое кольцо (цикл), в котором имеется шесть одинарных свя-

зей, обозначаемых в структурной формуле шестью черточками. Кроме того, все атомы углерода в этом цикле соединены между собой одной общей связью, которую в структурной формуле изображают в виде окружности внутри шестиугольника атомов углерода:



В молекулах всех ароматических углеводородов имеется такое бензольное кольцо, которое и придает им особые свойства:

1) в обычных условиях не вступают в реакции присоединения и окисления (то есть ведут себя как предельные углеводороды).

**Демонстрационный опыт:**

Смешиваем бензол с бромной водой и раствором  $\text{KMnO}_4$ . Вы видите, что бензол не вступает в реакции, характерные для непредельных углеводородов. Следовательно, бензол не обладает свойствами непредельных углеводородов;

2) в особых условиях (интенсивное освещение) ароматические углеводороды присоединяют хлор;

3) вступают в некоторые реакции замещения:

а) с бромом (при наличии катализатора);

б) с нитрогруппой ( $-\text{NO}_2$ ) (реагент – азотная кислота).

**Получение.** Арены получают при крекинге нефти и из каменноугольной смолы, образующейся при коксовании каменных углей, то есть при их нагревании до высоких температур без доступа воздуха.

**Применение.** Бензол – ценное сырье для производства красителей, лекарственных веществ, средств защиты растений, взрывчатых веществ и синтетических волокон. Бензол применяют как хороший растворитель органических веществ.



### III. Закрепление изученного материала.

– Выполните тесты:

1. В промышленности ацетилен получают:

- 1) из этилена реакцией дегидрирования;
- 2) из нефти перегонкой;
- 3) **из природного газа разложением метана;**
- 4) из галогеналканов реакцией дегидрогалогенирования.

2. Алкины по составу молекул изомерны:

- 1) этиленовым углеводородам;
- 2) предельным углеводородам;
- 3) циклоалканам;
- 4) **алкадиенам.**

3. Диеновые углеводороды имеют общую формулу:

- 1)  $C_nH_{2n-2}$ ;
- 2)  $C_nH_{2n+2}$ ;
- 3)  $C_nH_{2n-6}$ ;
- 4)  $C_nH_{2n}$ .

4. Алкадиены можно получить:

- 1) из природного газа (разложением метана);
- 2) **из предельных углеводородов реакцией дегидрирования;**
- 3) из нефти с помощью перегонки;
- 4) из этилена реакцией полимеризации.

**Домашнее задание:** § 52, 53, упр. 11–13, с. 163; задача 3 (с. 163). Подготовить доклады по темам: 1) «Природный газ»; 2) «Нефть»; 3) «Уголь»; 4) «Нетрадиционные источники энергии»; 5) «Грозит ли современной цивилизации энергетический кризис?».

### Урок 59

## **ПРИРОДНЫЕ ИСТОЧНИКИ УГЛЕВОДОРОДОВ, ИХ ЗНАЧИМОСТЬ. ЗАЩИТА АТМОСФЕРНОГО ВОЗДУХА ОТ ЗАГРЯЗНЕНИЙ**

**Цель:** познакомить с наиболее ценными источниками углеводородов как практически важного топлива и сырья для получения множества веществ и материалов.

## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

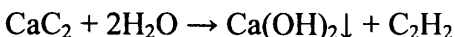
1-й ученик – упр. № 11, с. 163.

2-й ученик – упр. № 12, 13, с. 163.

3-й ученик – задача № 3, с. 163.

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение реакции:



2) Определены количество вещества и объем ацетилена:

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = n(\text{CaC}_2) = 160 \cdot 0,8 : 64 = 2 \text{ моль}$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \cdot 22,4 = 44,8 \text{ л}$$

*Класс выполняет тестовую работу:*

1. В названиях диеновых углеводородов используется суффикс:

1) -ан;      2) -ен;      3) -ил;      4) -диен.

2. Бутадиен-1,3 иначе называют:

1) изопрен;      2) хлоропрен;  
3) дивинил;      4) винилацетилен.

3. Для диеновых углеводородов наиболее типичными являются реакции:

1) замещения;      3) полимеризации;  
2) разложения;      4) присоединения.

4. Ароматическим углеводородам ряда бензола соответствует общая формула:

1)  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ;      2)  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ;      3)  $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ ;      4)  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

5. Источниками получения бензола и его гомологов являются:

1) природный и попутный нефтяной газы;  
2) этиленовые углеводороды;

3) нефть и каменный уголь;

4) диеновые углеводороды.

## II. Актуализация знаний и изучение нового материала (урок-семинар).

Вступительное слово учителя. Наиболее ценными источниками углеводородов как практически важного топлива и сырья для получения множества веществ и материалов являются нефть, природный и попутный газы, каменный уголь.

Тематические выступления учащихся.

1) «Природный газ: нахождение в природе, состав и применение».

Природный газ в основном состоит из метана. При его горении образуется почти чистый оксид углерода (IV) и пары воды. Теплотворная способность 1 м<sup>3</sup> природного газа равна приблизительно 35 600 кДж.

В химической промышленности из природного газа получают этилен и ацетилен, из которых, в свою очередь, производятся этиловый спирт, синтетический каучук, пластмассы, красители, медикаменты и др.

2) «Нефть: теория происхождения, основные месторождения, состав и физические свойства. Продукты ее переработки».

*Учащиеся слушают сообщение, работают с таблицей 34 на с. 161 учебника и коллекцией «Нефть и продукты ее переработки». На основании всего этого учащиеся делают вывод, что состав нефти разных месторождений имеет различия, однако во всех случаях нефть – это смесь углеводородов разных групп (предельных, непредельных, циклических, а также ароматических, молекулы которых – это замкнутые шестичленные циклы с одинарными и двойными связями).*

Ученик. При нагревании нефти сначала испаряются вещества с самой низкой температурой кипения, а затем – с более

высокой. Обычно получают три главные фракции, которые затем подвергаются дальнейшему разделению посредством перегонки. Нефть не используют как топливо для обогрева; ее целесообразнее перерабатывать, получая различные продукты, применяемые в промышленности как сырье для синтетических материалов, а также как высококалорийное топливо для автотранспорта, самолетов.

3) «Уголь. Нахождение в природе, состав и применение. Экологические проблемы, связанные с использованием угля».

*Учащиеся слушают сообщение, работают со схемой 21 на с. 162 учебника и коллекцией «Каменный уголь и продукты его переработки».*

Вывод: каменный уголь главным образом используют как топливо, однако если его подвергнуть коксованию – нагреванию без доступа воздуха при температуре 1000–1400 °С, то получают кокс (состоит в основном из углерода), коксовый газ (состоит в основном из водорода и метана) и другие продукты для нужд химической промышленности и металлургии.

4) «Перспективные направления современной энергетики – нетрадиционные источники энергии».

К ним относятся: солнечная энергия, энергия ветра, приливов, метан в виде газовых гидратов на дне морей, бытовые отходы, водородная энергетика, термоядерный синтез.

5) «Энергетический кризис. Прогнозы и перспективы».

*Можно обсудить с учащимися в о п р о с ы :*

- 1) Грозит ли современной цивилизации энергетический кризис?
- 2) Каким образом можно экономить энергию?
- 3) Каковы преимущества твердого, жидкого и газообразного топлива?

**Обобщение:** любой вид топлива характеризуется теплотой сгорания, то есть количеством теплоты, выделяющейся при

сгорании 1 кг топлива. Жидкое топливо более удобно в применении, чем твердое, и безопаснее газообразного. Теплота сгорания его выше, чем у твердого топлива. Газообразное топливо дешевле в сравнении с твердым и жидким топливом. Его теплота сгорания выше, чем твердого и жидкого топлива. Зато твердое топливо легче хранить, оно наиболее безопасное из всех видов.

При возрастающих масштабах переработки углеводородов большое значение приобретает проблема охраны окружающей среды от загрязнений: попадание нефти и нефтепродуктов в водоемы при их утечке в результате аварий или плохой очистки сточных вод; загрязнение воздуха продуктами сгорания на промышленных энергоустановках (особенно опасно попадание в воздух оксидов азота, серы).

С целью очистки нефтепродуктов от вредных примесей проводят нагревание их на катализаторе в присутствии водорода. В этом случае серосодержащие и азотсодержащие вещества разрушаются, образуя соединения с водородом – аммиак, сероводород, которые легко поглощаются водой и растворами. Полученные продукты используются для производства серы, серной кислоты, азотных удобрений.

### **III. Закрепление изученного материала.**

Беседа по вопросам:

- Назовите природные источники углеводородов.
- Что такое перегонка нефти?
- Какие фракции выделяют при перегонке нефти?
- Сравните твердое, жидкое, газообразное топливо.

**Домашнее задание:** § 54, упр. 14–16.

**Задача 1.** Какая масса сажи (чистый углерод) образуется при термическом разложении этана массой 90 г? Массовая доля выхода сажи составляет 80 %.

**Задача 2.** Вычислите массу этилена, необходимого для получения этилового спирта массой 92 г. Массовая доля выхода спирта составляет 80 %.

**Задача 3.** При взаимодействии карбида алюминия ( $\text{Al}_4\text{C}_3$ ) с водой образуются метан и гидроксид алюминия. Составьте уравнение этой реакции и рассчитайте массу карбида алюминия, которая необходима для получения метана объемом 11,2 л (н. у.).

**Задача 4.** Какой объем воздуха (н. у.) потребуется для сжигания смеси метана объемом 5 л с этаном объемом 2 л? Объемная доля кислорода в воздухе составляет 21 %.

**Задача 5.** Какой объем оксида углерода (IV) образуется при горении гексана массой 500 г, если массовая доля негорючих примесей в этом образце гексана составляет 8 %?

## **Урок 60**

### **ОДНОАТОМНЫЕ СПИРТЫ. МЕТАНОЛ И ЭТАНОЛ, ИХ СВОЙСТВА. ФИЗИОЛОГИЧЕСКОЕ ДЕЙСТВИЕ СПИРТОВ НА ОРГАНИЗМ ЧЕЛОВЕКА**

**Цели:** познакомить с классом спиртов как представителями классов кислородсодержащих соединений; рассмотреть реакцию этерификации; сформировать знания о губительном действии спиртов на организм человека.

## **Ход урока**

### **I. Проверка домашнего задания.**

*У доски:*

*1-й ученик – упр. № 14, с. 163.*

*2-й ученик – упр. № 15, с. 163.*

*3-й ученик – упр. № 17, с. 163.*

**Фронтальная беседа с классом по вопросам:**

1) Какие природные источники углеводов вы знаете?  
(Нефть, газ.)

2) Какие углеводороды входят в состав природного и попутного нефтяного газов? Где они используются? (98 % – метан, 2 % – этан, пропан, бутан, азот, гелий.)

3) Что представляет собой по составу нефть? Почему считают, что использование нефти в качестве топлива экономически невыгодно? (Нефть – это жидкие углеводороды (растворенные углеводородные газы ( $C_1$ – $C_4$ ), гетероатомные органические соединения, вода, растворы солей органических кислот, механические примеси (частицы песка, глины, известняка).)

## **II. Актуализация знаний и изучение нового материала.**

Работа с учебником (схема 20, с. 154) и составление конспекта урока.

– Ответьте на вопросы:

1) На какие классы веществ делятся органические соединения по наличию кислорода в функциональной группе? (На кислородсодержащие и все остальные.)

2) Какие вещества относят к кислородсодержащим? (Спирты, альдегиды, карбоновые кислоты, эфиры и др.)

**Формулируем определение:** *кислородсодержащие вещества – это органические вещества, в состав которых, кроме углерода и водорода, входит также кислород.*

– Сегодня мы знакомимся с производными углеводородов, содержащими в качестве функциональной группы гидроксигруппу –ОН. Эти соединения называются спиртами. Прочитайте определение спиртов в учебнике, с. 164. (Читают.)

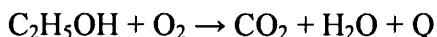
### **Одноатомные предельные спирты.**

*Беседа, в ходе которой учащиеся объясняют название класса. Учащиеся легко справляются с термином «предельные» – образованы от предельных углеводородов. Затруднение вызывает термин «одноатомные». Учитель объясняет, что эти соединения содержат одну гидроксигруппу.*

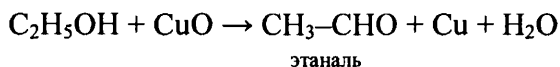
*Изучение состава, строения, физических и химических свойств спиртов учитель организует как самостоятельную работу с учебником, с. 164 и заполнение сравнительной таблицы:*

Признаки сравнения	Метанол, или метиловый спирт	Этанол, или этиловый спирт
Молекулярная формула		
Агрегатное состояние		
Цвет, запах		
Отношение к воде		
Воздействие на организм человека		
Получение		
Химические свойства (составляются уравнения реакций)		
	горение	окисление
<i>метанол</i>		
<i>этанол</i>		

Учитель. Горение (или полное окисление) приводит к образованию углекислого газа и воды:



Под действием различных окислителей (например, в присутствии медной проволоки) спирты образуют альдегиды. Этиловый спирт образует альдегид *этаналь*:



*Этиловый спирт* – наркотик, который быстро всасывается в кровь, действуя на мозг, нарушая координацию движений, ослабляя внимание и сообразительность. К спирту (алкоголю) организм может привыкнуть, и тогда возникают тяжелые, трудно-излечимые заболевания нервной системы, печени и других органов.



*Метиловый спирт* – вещество ядовитое. Он вызывает слепоту и даже смертельное отравление.

Спирты имеют большое значение как сырье для химической промышленности. На основе этилового спирта получают один из видов синтетического каучука.

### **III. Закрепление изученного материала.**

– Выполните упр. 2, 3, с. 173.

**Домашнее задание:** § 55, с. 164; задача 1, с. 173.

## **Урок 61**

### **МНОГОАТОМНЫЕ СПИРТЫ: ЭТИЛЕНГЛИКОЛЬ, ГЛИЦЕРИН**

**Цели:** познакомить со строением и общими свойствами многоатомных спиртов, их применением в промышленности; изучить качественную реакцию на многоатомные спирты.

### **Ход урока**

#### **I. Проверка домашнего задания.**

*У доски:*

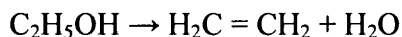
1-й ученик – рассказать о свойствах метанола.

2-й ученик – рассказать о свойствах этанола.

3-й ученик – задача 1, с. 173.

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение реакции:



2) Определены количество вещества и объем этилена:

$$n(\text{C}_2\text{H}_4) = n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 80 \cdot 0,96 : 46 = 1,67 \text{ моль}$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) = 1,67 \cdot 22,4 = 37,4 \text{ л}$$

*Класс выполняет тестовую работу:*

**1.** В названиях спиртов используют суффикс:

1) -ол;                      2) -ил;                      3) -ин;                      4) -ан.

2. Древесный спирт – это:

1) этанол; 2) пропанол; 3) изопропанол; 4) метанол.

3. Гидратацией этилена в присутствии катализатора получают:

1) этан; 2) этен; 3) этанол; 4) метанол.

4. Ядовитым наркотическим веществом является:

1) метанол; 2) этанол; 3) ацетилен; 4) этилен.

## II. Актуализация знаний и изучение нового материала.

1. Беседа, в результате которой выясняется, что означает термин «атомность спирта». Учащиеся приводят примеры одноатомных спиртов (этанол, метанол). Что означает термин «многоатомный спирт»? Учащиеся приходят к выводу, что это соединения, содержащие несколько гидроксогрупп.

2. Изучение состава, строения, физических и химических свойств многоатомных спиртов можно организовать как самостоятельную работу с учебником, с. 165 и заполнение сравнительной таблицы:

Признаки сравнения	Этиленгликоль	Глицерин
Сокращенная структурная формула		
Класс вещества		
Агрегатное состояние		
Цвет, запах		
Применение		

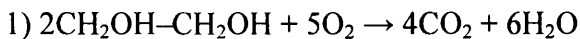
Учитель. Существует качественная реакция на многоатомные спирты.

Демонстрационный опыт.

К свежеприготовленному гидроксиду меди (II) в присутствии щелочи прильем глицерин. Смесь встряхнем. Получившийся осадок растворяется и образует раствор ярко-синего цвета – глицерат меди (II). (Схему реакции учащиеся не записывают.)

## III. Закрепление изученного материала.

– Напишите уравнения реакций горения: 1) этиленгликоля; 2) глицерина.



**Домашнее задание:** § 55.

## Урок 62

### КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ.

#### МУРАВЬИНАЯ И УКСУСНАЯ КИСЛОТЫ

**Цель:** познакомить со строением, применением и общими свойствами карбоновых кислот на примере муравьиной и уксусной кислот.

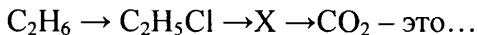
### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

*У доски:*

*1-й ученик:*

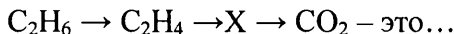
Вещество X в цепочке превращений



1) метанол; 2) этанол; 3) этиленгликоль; 4) глицерин.

*2-й ученик:*

Вещество X в цепочке превращений



1) метанол; 2) этанол; 3) этиленгликоль; 4) глицерин.

*3-й ученик:*

Многоатомные спирты можно обнаружить реакцией:

1) с металлами; 2) гидроксидом меди (II);  
3) хлоридом железа (III); 4) соляной кислотой.

**Фронтальная беседа с классом по вопросам.**

1) Какие органические вещества относят к кислородсодержащим? (*Спирты, альдегиды, карбоновые кислоты.*)

2) Какие вещества называют спиртами? (*Соединения, содержащие в своем составе одну или более гидроксильных групп.*)

3) Какие классы спиртов можно выделить в зависимости от числа функциональных групп? (*Одноатомные, двухатомные, трехатомные, многоатомные.*)

4) Как влияет на свойства спиртов увеличение числа их функциональных групп? (*Увеличивается молекулярная масса, вязкость веществ.*)

## **II. Актуализация знаний и изучение нового материала.**

### *1. Понятие о карбоновых кислотах.*

а) *Беседа, в ходе которой устанавливается, что сочетание двух функциональных групп – гидроксильной и карбонильной – приведет к появлению новых свойств и позволит образовать новый класс веществ – карбоновые кислоты.*

б) Работа с книгой, с. 165.

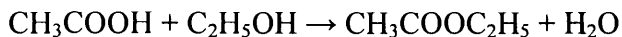
– Прочитайте определение карбоновых кислот. Какой состав имеет карбоксильная группа?

в) Беседа.

Учитель. Карбоновые кислоты обладают общими свойствами кислот. Перечислите эти свойства. (*Кислоты диссоциируют, изменяют окраску индикатора (синего лакмуса на красный), взаимодействуют с активными металлами, с основными оксидами, со щелочами, с солями более слабых кислот.*)

– Но карбоновые кислоты обладают и особыми свойствами: они взаимодействуют со спиртами, образуя новый класс кислородсодержащих соединений – *сложные эфиры*. Эта реакция называется *реакцией этерификации*.

Учитель на доске, а учащиеся в тетради записывают уравнения реакции этерификации:



г) Работа с учебником, с. 165.

– Прочитайте статью учебника «Муравьиная кислота» и ответьте на вопросы:

1) Какова структурная формула муравьиной кислоты? Назовите функциональную группу.

2) Где в природе встречается эта кислота? Объясните её название.

3) Перечислите области её применения.

д) Работа с учебником, с. 166.

– Прочитайте статью учебника «Уксусная кислота» и ответьте на вопросы:

1) Какова структурная формула уксусной кислоты? Назовите функциональную группу.

2) Где в природе встречается эта кислота? Объясните её название.

3) Перечислите области её применения.

Дополнение учителя.

*Уксусная кислота* встречается в клеточном соке растений, в выделениях животных, образуется при окислении органических веществ. Уксусная кислота находит широкое применение в пищевой промышленности – при консервировании, для улучшения вкусовых качеств пищи. Получаемые на основе уксусной и других кислот эфиры используют в качестве растворителей, душистых веществ в парфюмерии. На основе уксусной кислоты получают искусственное волокно – ацетатный шелк, производят лекарства, например аспирин, а также некоторые ядохимикаты для борьбы с сорняками.

Демонстрационные опыты.

– Покажем общие свойства кислот на примере уксусной кислоты. Проведем реакцию этой кислоты с активным металлом, например магнием или цинком, с основанием, например гидро-

ксидом натрия (в присутствии индикатора) или с нерастворимым гидроксидом меди (II).

### *Проведение опытов.*

– Познакомьтесь с природными карбоновыми кислотами: лимонной, молочной, щавелевой, прочитав текст на с. 167 учебника.

### **III. Закрепление изученного материала.**

– Запишите в тетрадь (*один ученик на доске*) уравнения реакций, характеризующие общие свойства карбоновых кислот, в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

– Выполните тесты:

**1. Карбоновые кислоты получают:**

- |                         |                           |
|-------------------------|---------------------------|
| 1) из нефти перегонкой; | 3) гидрированием алкинов; |
| 2) окислением спиртов;  | 4) гидратацией алкенов.   |

**2. Функциональная группа карбоновых кислот называется:**

- 1) гидроксил;    2) карбонил;    3) ацил;    **4) карбоксил.**

**Домашнее задание:** § 56, с. 165–167, упр. 4–5, задачи 2, 4 (с. 173).

**Домашнее исследование:** как приготовить невидимые чернила из... кислоты?!

Невидимые чернила можно приготовить из лимонного сока. Для этого выжмем сок лимона в пробирку и сделаем этой жидкостью какую-нибудь надпись. Когда лимонный сок высохнет, осторожно подержим лист над пламенем, так, чтобы бумага не загорелась. На бумаге возникнет четкая надпись. Вместо лимонного сока можно воспользоваться соком, выжатым из мелко нарезанной луковицы.

**Объяснение.** Органические вещества, в основном кислоты, содержащиеся в лимонном или луковом соке, при нагревании обугливаются, и таким образом невидимые чернила проявляются.

## Урок 63

### ВЫСШИЕ КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ. БИОЛОГИЧЕСКАЯ РОЛЬ ЖИРОВ

**Цели:** продолжить знакомство с кислородсодержащими веществами: высшими карбоновыми кислотами, сложными эфирами; сформировать представление о составе, строении, биологической роли жиров.

#### Ход урока

##### I. Проверка домашнего задания.

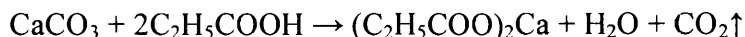
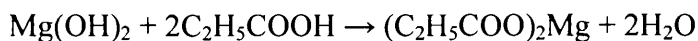
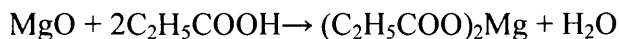
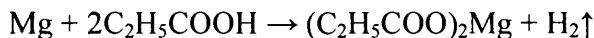
*У доски:*

*1-й ученик – упр. 4, с. 173.*

*2-й ученик – упр. 5, с. 173.*

*Предполагаемый ответ:*

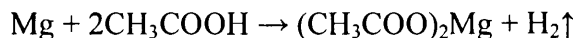
Химические реакции с участием пропионовой кислоты:



*3-й ученик – задача № 2, с. 173.*

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение реакции:



2) Определены количество вещества и масса ацетата магния:

$$n((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) = n(\text{Mg}) = 2 \text{ моль}$$

$$m((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) = 2 \cdot 142 = 284 \text{ г}$$

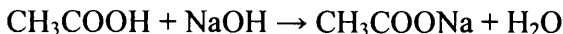
3) Вычислена массовая доля ацетата магния в растворе:

$$\omega((\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}) = 284 : 300 = 0,946, \text{ или } 94,6 \%$$

4-й ученик – задача № 4, с. 173.

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение реакции:



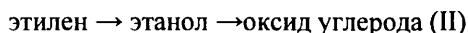
2) Определены количество вещества и масса уксусной кислоты:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH}) = 200 \cdot 0,3 : 40 = 1,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,5 \cdot 60 = 90 \text{ г}$$

*Класс выполняет задание.*

Осуществить превращения:



этилацетат

## **II. Актуализация знаний и изучение нового материала.**

### *I. Высшие карбоновые кислоты.*

*Учащиеся изучают высшие карбоновые кислоты по учебнику. Они знакомятся с пальмитиновой и стеариновой кислотами, читая статью учебника, с. 167. Данный раздел не содержит принципиально новых сведений и вполне посилен для самостоятельного изучения.*

*Если время позволяет, можно провести л/о «Изучение свойств высших карбоновых кислот».*

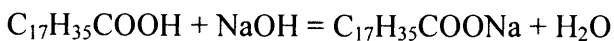
*На основании опытов важно выяснить, что сами кислоты, а также их кальциевые и магниевые соли в воде нерастворимы, соли же, образованные щелочными металлами, растворимы. Знание этих свойств необходимо для понимания моющего действия мыла и способов его получения.*

**Задания.**

1) Проверьте опытным путем, растворяется ли выданная кислота в воде (обнаруживается ли она в растворе индикатором). (Нет, индикатором не обнаруживается, значит не растворяется.)

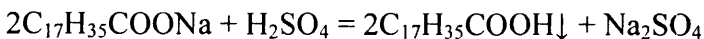


2) Нагрейте кислоту с раствором щелочи (*т/б при работе со щелочами*). Происходит ли растворение? (*Да.*) Составьте уравнение реакции.



– Что на основании опыта можно сказать о растворимости натриевой соли кислоты? (*Натриевая соль растворима.*)

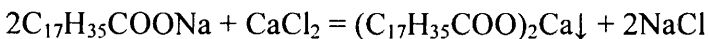
3) Подействуйте соляной или серной кислотой на раствор мыла. Составьте уравнение реакции.



– Что представляют собой выделившиеся хлопья? (*Хлопья – это выпавшая в осадок стеариновая кислота.*)

Вывод: в кислой воде мыло не будет обладать моющим действием, так как в этих условиях образуются кислоты, уходящие в осадок.

4) К раствору мыла прилейте раствор  $\text{CaCl}_2$  или  $\text{MgCl}_2$ . Составьте уравнение реакции.



– Что наблюдается? (*Наблюдаем выпадение осадка.*)

Вывод: мыло плохо мылится в жесткой воде, так как расходуется на образование нерастворимых кальциевых и магниевых солей.

Учащиеся часто путают формулы пальмитиновой и стеариновой кислот, для запоминания им можно дать такое мнемоническое правило: название кислоты начинается с той же буквы, что и число атомов углерода в радикале ее молекулы (пальмитиновая – пятнадцать атомов, стеариновая – семнадцать атомов).

Учитель. Запомните, что числа 15 и 17 относятся не ко всем атомам углерода в молекуле, а только к находящимся в углеводо-

родном радикале. Молекулы кислот, встречающихся в природе, содержат, как правило, четное число углеродных атомов (в пальмитиновой в общей сложности 16 атомов, в стеариновой – 18). Это объясняется тем, что образование кислот в организмах (из углеводов) идет через стадию уксусной кислоты, а она содержит два атома углерода.

## *II. Сложные эфиры и жиры.*

Беседа с учащимися.

Вывод: сложные эфиры образуются в результате реакции этерификации: взаимодействия карбоновых кислот и спиртов.

Работа с учебником, с. 168.

– Выпишите уравнение реакции уксусной кислоты с этиловым спиртом. Как называется продукт реакции? (*Этилацетат.*)

– К какому классу относится этилацетат? (*К сложным эфирам.*)

Работа с учебником, с. 168.

– Выпишите общую формулу жиров. К какому классу соединений относят жиры? (*К сложным эфирам.*)

– Как классифицируют жиры и по какому признаку? (*На твердые и жидкие, в зависимости от состава входящей в них кислоты. В состав твердых жиров входят углеводородные остатки высших предельных кислот, в состав жидких – остатки высших непредельных кислот.*)

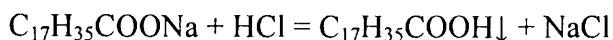
– Какова биологическая роль жиров? (*Служат источником энергии, хорошие растворители витаминов.*)

## **III. Закрепление изученного материала.**

Выполнение упр. 6, 7, с. 173.

**Домашнее задание:** § 56 (до конца), задача 3 (с. 173).

**Задача.** Хорошее мыло имеет приятный запах за счет введенных в него парфюмерных добавок – отдушек. Кроме того, в состав туалетных сортов мыла добавляют наполнители (например, диоксид титана  $\text{TiO}_2$ ) и красители. Специальные сорта мыла включают также антисептики и биологически активные вещества. Существует множество сортов мыла, но главные компоненты любого мыла одни и те же – это натриевые и калиевые соли жирных кислот (стеариновой, пальмитиновой и др.). При взаимодействии этих солей в водной среде с сильными кислотами выпадает осадок малорастворимых жирных кислот, например стеариновой:



Рассчитайте массу осадка стеариновой кислоты, который выделится при кислотной обработке 2 л 4,5%-ного водного раствора мыла, содержащего 95 % стеарата натрия. Плотность раствора мыла равна плотности воды. (*Ответ:  $m = 79,37$  г.*)

**Домашнее исследование:** почему нельзя мыть машины вблизи водоемов?

Налейте в блюдечко с водой немного растительного масла. Вода и масло плохо смешиваются друг с другом, масло разливается на поверхности воды тонкой радужной пленкой. Такая же пленка образуется при попадании машинного масла в водоем. Она препятствует доступу воздуха ко всем водным обитателям, существенно уменьшает проникновение солнечного света, необходимого водным растениям, а значит, ухудшает жизнь всего водоема. Поэтому нельзя мыть автомашины и канистры на берегах водоемов.

## **Урок 64**

### **УГЛЕВОДЫ: ГЛЮКОЗА, САХАРОЗА, КРАХМАЛ И ЦЕЛЛЮЛОЗА. НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ. БИОЛОГИЧЕСКАЯ РОЛЬ**

**Цель:** сформировать представление о составе, строении, биологической роли углеводов.

## Ход урока

### I. Проверка домашнего задания.

У доски:

1-й ученик:

– Каким способом можно превратить жидкие жиры в твердые? (*Жидкие жиры отличаются по составу от твердых жиров наличием двойных связей. Значит, для превращения двойных связей в обычные, одинарные, надо провести реакцию гидрирования.*)

2-й ученик:

– Заполните пропуски:

а) Жиры как пищевой продукт являются ... (*источником энергии*).

б) Жиры как ... (*сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот*) используют в производстве глицерина.

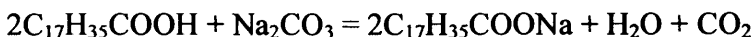
в) Жиры являются растворителем биологически активных веществ – ... (*витаминов*).

г) Гидрирование жидких жиров – ... (*превращение жидких жиров в твердые (маргарин)*).

3-й ученик – задача № 3, с. 173.

Предполагаемый ответ:

1) Составлено уравнение реакции:



2) Определены количество вещества и масса стеарата натрия:

$$n(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}) = n(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}) = 28,4 : 284 = 0,1 \text{ моль}$$
$$m(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}) = 0,1 \cdot 306 = 30,6 \text{ г}$$

3) Вычислена массовая доля стеарата натрия в растворе:

$$\omega(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}) = 30,6 : 50 = 0,612, \text{ или } 61,2 \%$$

Фронтальная беседа с классом:

1) Сформулируйте определение жиров.

- 2) Как отличаются по составу жидкие и твердые жиры?
- 3) Приведите названия нескольких высших карбоновых кислот.
- 4) Как жидкие жиры превратить в твердые?
- 5) Что собой представляет мыло с химической точки зрения?
- 6) Какие химические реакции характерны для жиров?

## **II. Актуализация знаний и изучение нового материала.**

### **Беседа.**

– Что вам известно об углеводах – о названии класса, об их составе, физических свойствах, биологическом значении?

– Как вы думаете, что означает слово «углеводы»?

*Учащиеся нередко предполагают, что углеводами называются вещества, состоящие из угля и воды. Такой ответ может стать поводом для уточнения понятий простого вещества и элемента.*

– В углеводах нет угля как простого вещества, есть химический элемент углерод. Точно так же в них нет готовых молекул воды, как в кристаллогидратах. Поэтому название данного класса несколько не выражает его специфики и осталось в химии по традиции.

*На уроке проводят межпредметную связь, характеризуя сущность фотосинтеза, известного учащимся из курса биологии. Схема фотосинтеза приведена в учебнике, с. 168. Учащиеся вспоминают формулу глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ , повторяют материал об изомерах (глюкозе и фруктозе, имеющих одинаковую формулу), знакомятся с моносахаридами.*

*Для знакомства с глюкозой можно провести л/о.*

### **Задания:**

1) Ознакомьтесь с физическими свойствами глюкозы – с ее внешним видом, растворимостью в воде. Результаты запишите в тетрадь.

2) Прочитайте по учебнику раздел «Глюкоза и фруктоза». Опишите данные вещества в таком порядке: состав, нахождение в природе, получение, применение.

## **Полисахариды.**

*Физические свойства и нахождение крахмала в природе могут охарактеризовать сами учащиеся на основе жизненного опыта и того, что им известно из биологических дисциплин и учебника (с. 169).*

*Для знакомства с крахмалом можно провести л/о.*

### **Задания:**

1) Познакомьтесь с внешним видом крахмала. (*Аморфный порошок, имеет характерный хруст (у картофельного крахмала).*)

2) Испытайте растворимость крахмала в воде при комнатной температуре.

3) Получите крахмальный клейстер, вливая медленно, при помешивании, суспензию крахмала в кипящую воду. При клейстеризации зерна крахмала сильно набухают, оболочки их разрываются, образуется коллоидный раствор.

Опишите свойства крахмала в сравнении с целлюлозой в таком порядке: состав, нахождение в природе, получение, применение.

4) На основе проведенных опытов и информации, полученной из учебника, сформулируйте выводы.

### **Выводы:**

1. Углеводы весьма распространены в природе и играют важную роль в жизни человека.

2. Одни из них, например крахмал, глюкоза, фруктоза, относятся к питательным веществам; другие (целлюлоза, или клетчатка) идут на производство ткани, искусственного волокна.

## **III. Закрепление материала.**

– Ответьте на вопросы 8, 9, 10, с. 173.

**Домашнее задание:** § 57, упр. 7, задача 5 (с. 173).

**Домашнее исследование:**

1) Как получить «черный» хлеб из белого? Возьмите кусочек белого хлеба и накапайте на него несколько капель настойки йода. Он мгновенно станет черным. Кусочек белого хлеба превратился в «черный хлеб», но только есть его уже нельзя.

*Объяснение.* Настойка йода позволяет по сине-черной окраске узнать о присутствии в продуктах крахмала. Это характерная, или *качественная реакция на крахмал*. Значит, в белом хлебе содержится крахмал.

## 2) Горит ли сахар?

Попробуйте это проверить. Возьмите пинцетом кусочек сахара и подержите его в пламени. Сахар потемнеет, начнет плавиться и капать, как воск, но гореть не будет. А теперь насыпьте на этот кусочек сахара пепел от сигареты и опять поместите в пламя спиртовки. Сахар загорается ярким пламенем и сгорает дотла, как смоченное бензином дерево.

*Объяснение.* Пепел сигареты в этом случае является катализатором, который во много раз ускоряет реакцию горения сахара.

## Урок 65

### БЕЛКИ. СОСТАВ И БИОЛОГИЧЕСКАЯ РОЛЬ

**Цели:** познакомить с азотсодержащими органическими веществами на примере аминокислот и белков, с их составом и некоторыми свойствами; рассмотреть биологическую роль белков.

### Ход урока

#### I. Проверка домашнего задания.

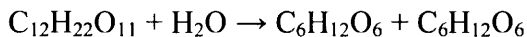
*У доски:*

1-й ученик – упр. 7, с. 173.

2-й ученик – задача 5, с. 173.

*Предполагаемый ответ:*

1) Составлено уравнение реакции гидролиза сахарозы, с учетом того, что при этом образуются два вещества – глюкоза и фруктоза – с одинаковой формулой  $C_6H_{12}O_6$ :



2) Определены количество вещества и масса сахарозы:

$$n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 7,2 : 180 = 0,04 \text{ моль}$$

$$m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 0,04 \cdot 342 = 13,7 \text{ г}$$

3) Вычислена масса раствора сахарозы:

$$m \text{ р-ра}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 13,7 : 0,2 = 68,5 \text{ г}$$

*Класс выполняет самостоятельную тестовую работу:*

1. Моносахаридом является:

- |                   |               |
|-------------------|---------------|
| 1) лактоза;       | 3) целлюлоза; |
| 2) <b>рибоза;</b> | 4) сахароза.  |

2. И фруктоза, и сахароза проявляют свойства:

- |                                 |                        |
|---------------------------------|------------------------|
| 1) <b>многоатомного спирта;</b> | 3) карбоновой кислоты; |
| 2) альдегида;                   | 4) амина.              |

3. Не подвергается гидролизу:

- |             |                     |
|-------------|---------------------|
| 1) крахмал; | 3) <b>фруктоза;</b> |
| 2) лактоза; | 4) целлюлоза.       |

4. На какие группы подразделяют углеводы по числу атомов углерода в молекуле:

- 1) **пентозы и гексозы;**
- 2) моносахариды и полисахариды;
- 3) альдозы и триозы;
- 4) глюкозы и фруктозы.

5. Какой пищевой продукт не содержит углеводов:

- |          |            |         |                 |
|----------|------------|---------|-----------------|
| 1) хлеб; | 2) молоко; | 3) сыр; | 4) <b>кофе.</b> |
|----------|------------|---------|-----------------|

6. Какой из эфиров целлюлозы используется в производстве пороха:

- |                   |                           |
|-------------------|---------------------------|
| 1) монометиловый; | 3) <b>нитроклетчатка;</b> |
| 2) диэтиловый;    | 4) триацетат.             |

## **II. Актуализация знаний и изучение нового материала.**

Учитель. На этом уроке мы будем изучать органические соединения, в состав которых входят не только *C*, *H*, *O*, но и *N*.



Это бифункциональные соединения – аминокислоты. Обращаемся к учебнику, с. 170.

1. Прочитайте определение аминокислот. Какие функциональные группы содержат аминокислоты? (*Карбоксильную –COOH и аминогруппу –NH<sub>2</sub>.*)

2. Как получают аминокислоты? (*Расщеплением белков или из карбоновых кислот, вводя в них аминогруппы.*)

3. Опишите физические свойства аминокислот. (*Бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимы в воде, имеют сладкий вкус.*)

4. Приведите классификацию природных аминокислот. (*Заменяемые и незаменимые аминокислоты.*)

5. Что такое заменимые аминокислоты? (*Могут синтезироваться в организме человека. К ним относятся: глицин, аланин, серин, цистеин, тирозин, аспарагиновая и глутаминовая кислоты.*)

6. Что такое незаменимые аминокислоты? (*Не могут синтезироваться в организме человека, должны поступать в организм в составе белков пищи. Это фенилаланин, валин, лизин и другие.*)

*С белками учащиеся познакомились в курсе биологии, поэтому следует опираться на эти знания и развивать их в химическом аспекте. Учащиеся перечисляют нахождение белков в природе, основные функции белков.*

– Обратимся к учебнику и выясним, что представляют собой белки с точки зрения химических соединений. Читаем определение на с. 171. (*Читают.*) Акцентируем внимание: состав белков был установлен в результате изучения продуктов их гидролиза. При гидролизе белков образуется смесь аминокислот.

Белки (и нуклеиновые кислоты) – самые сложные по составу и строению органические вещества. Например, белок крови – гемоглобин – это сложный белок (протеид), макромолекула которого состоит из четырех полипептидных цепей, соединенных с четырьмя небелковыми образованиями – гемами. В каждом геме содержится один атом железа, который может присоеди-

нять одну молекулу кислорода. Эмпирическая формула гемоглобина:  $(C_{738}H_{1166}O_{208}N_{203}S_2Fe)_4$ .

Природные белки выполняют в организме различные функции и в соответствии с этим обладают разными свойствами: существуют жидкие и твердые белки, растворимые и нерастворимые в воде. Белки не имеют температуры плавления и температуры кипения, так как большинство из них при нагревании сворачиваются. При высокой температуре все белки сгорают.

Из белков построены клетки всех живых организмов, к ним относятся также ферменты и гормоны.

В настоящее время остро стоит проблема синтеза белка. Установление аминокислотного состава осуществляется легче всего, это делается сейчас биотехнологическими методами.

Особенные трудности встречаются при синтезе первичной структуры, так как при этом необходимо соблюсти строгую последовательность аминокислотных звеньев в полипептидной цепи. Например, если в белке эритроцитов (гемоглобине) вместо одного звена (глутаминовой кислоты) встанет остаток валина, то образуется белок с другими свойствами, что является причиной тяжелого заболевания – серповидной анемии.

Кроме того, большие трудности возникают из-за наличия в аминокислотах (в их радикалах) разнообразных функциональных групп, так как в процессе синтеза они могут претерпевать различные изменения, а это уже ведет к отклонению от заданного белка. Чтобы сохранить функциональные группы, их превращают на период синтеза в другие, химически более устойчивые, а затем вновь восстанавливают в прежнем виде. Это заставляет проводить очень много разнообразных реакций. Так, при синтезе инсулина потребовалось осуществить более 220 реакций.

### **III. Закрепление изученного материала.**

Выполнение упр. 11, 12, 13, с. 173.

**Домашнее задание:** § 58.

**Домашнее исследование:**

1) Почему шерстяные вещи нельзя стирать в горячей воде?

Белок в пробирке разбавьте вчетверо водой и хорошенько встряхните. Прозрачный белковый раствор нагрейте, но только в верхней части пробирки, с тем чтобы появившееся изменение можно было сравнить с ненагретым белком. Нагретая часть жидкости скоро мутнеет, что свидетельствует о способности белка свертываться при нагревании. Теперь вы можете объяснить, почему шерстяные вещи нельзя стирать в очень горячей воде. *(Шерсть содержит разнообразные белки.)*

2) Исследуйте перья и волосы.

Подержите на огне птичье перо или свой волос, почувствуйте знакомый запах жженого рога. Это говорит о том, что перо и волосы содержат белки. Из яиц курица выводит цыплят. В тканях живого цыпленка (в том числе в перьях) так же, как и в яйце, из которого он вылупился, содержится много белка.

## Урок 66

### ПОЛИМЕРЫ. ПОЛИЭТИЛЕН, ПОЛИПРОПИЛЕН, ПОЛИВИНИЛХЛОРИД. ХИМИЯ И ЗДОРОВЬЕ. ЛЕКАРСТВА

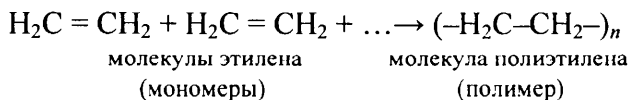
**Цель:** обобщить и повторить сведения о синтетических и природных полимерах, их строении, свойствах, применении.

#### Ход урока

#### I. Обобщение и повторение изученного материала.

Фронтальная беседа по вопросам:

– Как называется реакция получения полиэтилена? *(Реакция полимеризации.)* Составим уравнение реакции полимеризации этилена *(учитель пишет на доске, учащиеся – в тетрадях):*

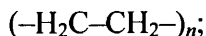


– Полиэтилен вам хорошо знаком: полиэтиленовые пакеты, мешки, сумки, пленки для теплиц и др.

В структуре полимера различают:

1) *мономер* (от греч. «моно» – один) – исходное вещество (в приведенной реакции этилен);

2) *элементарное звено* – одинаковые, много раз повторяющиеся группы атомов. В полиэтилене элементарное звено –



3) степень полимеризации ( $n$ ), показывающую число молекул мономера, объединившихся в молекулу полимера. Чем больше число  $n$ , тем больше молекулярная масса полимера.

Работа с книгой, с. 172.

– Прочитайте информацию в учебнике о поливинилхлориде. Составьте уравнение реакции полимеризации. Обозначьте мономер, структурное звено, степень полимеризации. Где применяют поливинилхлорид?

Работа с книгой, с. 159.

– Прочитайте информацию в учебнике о природном и синтетическом каучуке. Составьте уравнение реакции полимеризации изопрена. Обозначьте мономер, структурное звено, степень полимеризации. Где применяют синтетический каучук?

– На основе изученного материала составьте классификацию полимеров.

*О т в е т :*

Природные (биополимеры)	Каучук, крахмал, целлюлоза, белки, силикаты, сера (пластическая)
Синтетические	Пластмассы, волокна, синтетические каучуки

– В чем отличие искусственных и синтетических волокон? *(Искусственные волокна изготавливают из природных полимеров, в основном из целлюлозы, – это вискоза, ацетатный шелк, а синтетические волокна вырабатывают из синтетических полимеров – это капрон, нейлон, лавсан.)*

Работа с книгой, с. 175.

– Прочитайте информацию в учебнике о лекарствах и ответьте на вопросы:

1) Чем занимается наука биотехнология? (*Разработкой новых лекарственных препаратов.*)

2) Приведите классификацию лекарств. (*Медицинские препараты и гомеопатические.*)

3) Дайте характеристику анальгетикам. Чем опасны наркотические анальгетики? (*Анальгетики – вещества природного и синтетического происхождения для снятия боли. Наркотические анальгетики вызывают привыкание.*)

4) В чем польза и вред снотворных препаратов? (*Польза снотворных препаратов в том, что они помогают человеку уснуть. Отрицательно то, что они вызывают привыкание и человек потом не может самостоятельно уснуть.*)

5) Объясните происхождение термина «антибиотик». (*От греч. «анти» – против, «биос» – жизнь.*)

6) Охарактеризуйте аллергические реакции. Как снять аллергию?

7) Какие проблемы могут возникнуть в связи с применением лекарственных препаратов?

### III. Закрепление изученного материала.

Комментированное чтение: табл. 35, с. 174.

Домашнее задание: § 59.

## Урок 67

### Контрольная работа № 4

### ПО ТЕМЕ «ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ»

**Цель:** повторить и проконтролировать уровень усвоения изученного материала.

### Ход урока

№ п/п	Текст задания	Варианты ответов
1	2	3
A1	Алканам соответствует общая формула	1) $C_nH_{2n}$ ; 3) $C_nH_{2n+2}$ ; 2) $C_nH_{2n-6}$ ; 4) $C_nH_{2n-2}$

1	2	3
A2	Вещества с формулой $C_nH_{2n}$ относятся к классу	1) алканов; 3) алкенов; 2) алкинов; 4) аренов
A3	Гомологом этана является	1) $C_2H_4$ ; 2) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ ; 3) $C_3H_4$ ; 4) $C_6H_{12}$
A4	В уравнении реакции полного сгорания пентана коэффициент перед формулой кислорода равен	1) 5; 2) 6; 3) 8; 4) 9
A5	При полном сгорании пропана $C_3H_8$ образуются	1) C и $H_2O$ ; 3) CO и $H_2$ ; 2) $CO_2$ и $H_2O$ ; 4) CO и $H_2O$
A6	Общая формула алкенов	1) $C_nH_{2n+2}$ ; 3) $C_nH_{2n-2}$ ; 2) $C_nH_{2n}$ ; 4) $C_nH_{2n-6}$
A7	Число атомов водорода в молекуле этанола равно	1) 6; 2) 2; 3) 3; 4) 4
A8	В реакцию с хлороводородом вступает	1) этан; 2) метан; 3) этилен; 4) уксусная кислота
A9	В реакцию присоединения водород вступает	1) с $CH_4$ ; 3) $C_2H_2$ ; 2) $C_2H_6$ ; 4) $CH_3OH$
A10	Реакция этерификации – это реакция между	1) алкеном и водой; 2) щелочью и спиртом; 3) спиртом и карбоновой кислотой; 4) алканом и галогеном
A11	Функциональной группой является	1) $-CH_3$ ; 3) $N_2$ ; 2) $-COOH$ ; 4) $CO_2$
A12	Массовая доля углерода в пропане равна	1) 0,3; 3) 0,28; 2) 1,8; 4) 0,82
A13	Объем (н. у.) воздуха, необходимый для полного сгорания 20 л (н. у.) бутана, равен ... л. (Запишите число с точностью до целых)	1) 65; 3) 650; 2) 56; 4) 0,65
B1	Установите соответствие между названием соединения и классом, к которому оно принадлежит.	Класс соединений А) алкены; В) алканы; Б) альдегиды; Г) спирты.

1	2	3
	Название вещества: 1) гексен;      3) этилен; 2) этан;        4) этанол	Образец ответа: 1Б 2Г 3А 4В
В2	При сжигании 1,8 г углеводорода образовалось 5,28 г оксида углерода (IV) и 3,24 г воды. Плотность газа по водороду равна 15. Молекулярная формула углеводорода	1) $C_3H_6$ ;      3) $CH_4$ ; 2) $C_2H_6$ ;      4) $C_2H_2$
В3	Массовая доля углерода в углеводороде составляет 83,33 %. Плотность паров углеводорода по водороду равна 36. Формула углеводорода	1) $C_3H_6$ ;      3) $CH_4$ ; 2) $C_2H_2$ ;      4) $C_5H_{12}$
В4	При бромировании алкана образовалось 64,8 г его дибромпроизводного и выделился газ, при пропускании которого через избыток нитрата серебра выпало 112,8 г светло-желтого осадка. Определите формулу алкана	1) $CH_4$ ;        3) $C_5H_{12}$ ; 2) $C_3H_6$ ;      4) $C_4H_{10}$
С1	Веществом X в цепочке превращений $C \rightarrow CH_4 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow X \rightarrow C_2H_5Cl$ <div style="text-align: center;"> <math>\downarrow</math>  <math>C_2H_5OH</math> </div> является	1) $CH_4$ ; 2) $C_2H_5Cl$ ; 3) $C_2H_4$ ; 4) $CH_3COOH$
С2	Из 4,2 г пропена при пропускании через избыток раствора бромной воды был получен дибромпропан массой 16,0 г. Выход дибромпропана составил	1) 0,79;      3) 0,7; 2) 0,97;      4) 0,9

## Ответы:

A1	A2	A3	A4	A5	A6	A7	A8	A9	A10	A11	A12	A13	B1	B2	B3	B4	C1	C2
3	3	2	3	2	2	1	3	3	3	2	4	3	1А 2В 3А 4Г	2	4	4	3	1

**Уроки 68–69**  
**ИТОГОВАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА**  
**ЗА КУРС 9 КЛАССА**

**Цель:** проконтролировать знания учащихся за курс неполной средней школы.

**Ход урока**

**Часть А**

**А1.** Атомы химических элементов бора и алюминия имеют одинаковое число:

- 1) заполненных электронных слоев;
- 2) протонов;
- 3) электронов во внешнем электронном слое;
- 4) нейтронов.

**А2.** Изменение свойств от металлических к неметаллическим происходит в ряду:

- |  |  |
|--|--|
| 1) $\text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$ ; | 3) $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca}$ ; |
| 2) $\text{C} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{Li}$ ;   | 4) $\text{P} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Al}$ .  |

**А3.** Какое из указанных веществ имеет ионную химическую связь:

- |                   |                 |
|-------------------|-----------------|
| 1) оксид кремния; | 3) магний;      |
| 2) бромид калия;  | 4) сероводород. |

**А4.** Какую формулу имеет соединение, в котором степени окисления химических элементов равны  $-3$  и  $+1$ :

- |                    |                    |                             |                      |
|--------------------|--------------------|-----------------------------|----------------------|
| 1) $\text{NF}_3$ ; | 2) $\text{PH}_3$ ; | 3) $\text{N}_2\text{O}_3$ ; | 4) $\text{AlCl}_3$ . |
|--------------------|--------------------|-----------------------------|----------------------|

**А5.** К кислотным оксидам относится:

- |                  |                         |
|------------------|-------------------------|
| 1) оксид натрия; | 3) оксид углерода (II); |
| 2) оксид цинка;  | 4) оксид серы (VI).     |

**А6.** Сумма коэффициентов в уравнении реакции между оксидом натрия и оксидом фосфора (V) равна:

- |       |       |       |        |
|-------|-------|-------|--------|
| 1) 6; | 2) 7; | 3) 9; | 4) 10. |
|-------|-------|-------|--------|



**A7.** Какая из перечисленных реакций является окислительно-восстановительной:

- 1)  $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ ;
- 2)  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ ;
- 3)  $\text{NaOH} + \text{HI} = \text{NaI} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ .

**A8.** К неэлектролитам относится:

- 1) расплав карбоната натрия;
- 2) раствор этилового спирта;
- 3) раствор бромоводорода;
- 4) расплав хлорида калия.

**A9.** С образованием катионов металла и анионов кислотного остатка диссоциирует:

- |                      |                     |
|----------------------|---------------------|
| 1) хлорид аммония;   | 3) бромид алюминия; |
| 2) гидроксид натрия; | 4) азотная кислота. |

**A10.** Реакции между нитратом бария и серной кислотой соответствует сокращенное ионное уравнение:

- 1)  $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ ;
- 2)  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ ;
- 3)  $\text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{HNO}_3$ ;
- 4)  $\text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^- = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .

**A11.** С каким из перечисленных веществ кислород реагирует при обычных условиях:

- |              |                           |
|--------------|---------------------------|
| 1) с азотом; | 3) оксидом алюминия;      |
| 2) натрием;  | 4) оксидом углерода (IV). |

**A12.** Оксид меди (II) взаимодействует при обычных условиях:

- |                             |                              |                     |                               |
|-----------------------------|------------------------------|---------------------|-------------------------------|
| 1) с $\text{H}_2\text{O}$ ; | 2) $\text{K}_2\text{CO}_3$ ; | 3) $\text{HNO}_3$ ; | 4) $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . |
|-----------------------------|------------------------------|---------------------|-------------------------------|

**A13.** С раствором гидроксида калия реагирует каждое из двух веществ:

- 1) оксид магния и гидроксид цинка;
- 2) оксид серы (VI) и азотная кислота;

- 3) сероводород и углерод;
- 4) хлороводородная кислота и водород.

**A14.** С каждым из веществ, формулы которых  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{CuO}$ , будет взаимодействовать:

- 1) соляная кислота;
- 2) кремниевая кислота;
- 3) азотная кислота;
- 4) серная кислота.

**A15.** С раствором нитрата меди (II) может взаимодействовать:

- 1) цинк;
- 2) гидроксид железа (III);
- 3) оксид кремния (IV);
- 4) углерод.

**A16.** Число связей  $\text{C-H}$  в молекуле этана равно:

- 1) 5;
- 2) 2;
- 3) 3;
- 4) 6.

**A17.** Верны ли следующие суждения о чистых веществах и смесях:

А) Молоко является чистым веществом.

Б) Гранит является смесью веществ.

- 1) Верно только А;
- 2) верно только Б;
- 3) верны оба суждения;
- 4) оба суждения неверны.

**A18.** Ученик обнаружил на кухне две одинаковые банки. В одной из них находится поваренная соль ( $\text{NaCl}$ ), а в другой – питьевая сода ( $\text{NaHCO}_3$ ). Каким из предложенных способов ему следует воспользоваться, чтобы распознать содержимое банок:

- 1) исследовать запахи веществ;
- 2) растворить вещества в воде;
- 3) добавить в вещества раствор уксусной кислоты;
- 4) добавить в вещества раствор йода.

**A19.** Массовая доля кислорода в силикате магния равна:

- 1) 16 %;
- 2) 24 %;
- 3) 36 %;
- 4) 48 %.

### Часть В

– При выполнении заданий В1–В4 выберите один или несколько правильных ответов и обведите их номера. Обведенные цифры запишите в указанном месте.

**В1.** В ряду химических элементов Na – Mg – Al:

- 1) уменьшается заряд ядер атомов;
- 2) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое;
- 3) уменьшается электроотрицательность;
- 4) уменьшается радиус атомов;
- 5) усиливаются металлические свойства.

О т в е т :

**В2.** С оксидом цинка могут взаимодействовать:

- 1) серная кислота;
- 2) хлорид меди (II);
- 3) гидроксид железа (III);
- 4) медь;
- 5) оксид натрия.

О т в е т :

**В3.** С раствором сульфата меди (II) реагируют:

- 1) соляная кислота;
- 2) водород;
- 3) алюминий;
- 4) гидроксид бария;
- 5) оксид кремния.

О т в е т :

**В4.** В каких из представленных схем реакций сера является восстановителем?

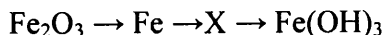
- 1)  $S + O_2 \rightarrow SO_2$ ;
- 2)  $S + Ca \rightarrow CaS$ ;
- 3)  $SO_3 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_4$ ;
- 4)  $H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$ ;
- 5)  $H_2SO_4 + C \rightarrow SO_2 + CO_2 + H_2O$ .

О т в е т :

### Часть С

– Для ответов на задания С1–С2 используйте отдельный подписанный лист. Запишите сначала номер задания (С1 или С2), а затем ответ к нему.

**С1.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



**C2.** К 200 г раствора серной кислоты с массовой долей 12,25 % прилили избыток раствора нитрата бария. Определите массу выпавшего осадка.

Ответы к контрольной работе.

### Часть А

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
A1	3	A11	2
A2	1	A12	3
A3	2	A13	2
A4	2	A14	4
A5	4	A15	1
A6	1	A16	4
A7	4	A17	2
A8	2	A18	3
A9	3	A19	4
A10	1		

### Часть В

Задание с кратким ответом из части В считается выполненным верно, если правильно выбраны два варианта ответа. За полный правильный ответ (правильно названы оба варианта) ставится 2 балла, за неполный (правильно назван 1 из 2 ответов) – 1 балл, за неверный ответ (или при его отсутствии) – 0 баллов.

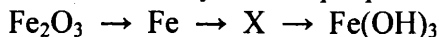
№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
B1	2, 4	B3	3, 4
B2	1, 5	B4	1, 4

### Часть С

Задания этой части оцениваются в зависимости от полноты и правильности ответа.

#### C1.

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



Ответ:

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысл)	Баллы
<p>Элементы ответа:</p> <p>Написаны уравнения реакций, соответствующие схеме превращений:</p> <p>1) <math>\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}</math> (В качестве восстановителя могут быть использованы <i>CO, Al и др.</i>)</p> <p>2) <math>2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3</math> (при нагревании)</p> <p>3) <math>\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}</math></p>	
Ответ правильный и полный, включает все названные выше элементы	3
Правильно записаны два уравнения реакций	2
Правильно записано одно уравнение реакции	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
Максимальный балл	3

C2.

К 200 г 12,25 %-ного раствора серной кислоты прилили избыток раствора нитрата бария. Определите массу выпавшего осадка.

Ответ:

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысл)	Баллы
1	2
<p>Элементы ответа:</p> <p>1) Составлено уравнение реакции:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$ <p>2) Рассчитаны масса и количество вещества серной кислоты, содержащейся в растворе:</p> $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 200 \cdot 0,1225 = 24,5 \text{ г}$ $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 24,5/98 = 0,25 \text{ моль}$ <p>3) Определена масса вещества, выпавшего в осадок:</p> <p>По уравнению реакции <math>n(\text{BaSO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,25 \text{ моль}</math></p> $m(\text{BaSO}_4) = 0,25 \cdot 233 = 58,25 \text{ г}$	
Ответ правильный и полный, включает все названные выше элементы	3
Правильно записаны два первых элемента из названных выше	2

1	2
Правильно записан один из названных выше элементов (1-й или 2-й)	1
Все элементы ответа записаны неверно	0
Максимальный балл	3

**Урок 70 (из резерва)**  
**АНАЛИЗ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ**  
**ЗА КУРС 9 КЛАССА**

**Цель:** выявить наиболее слабо усвоенные темы, разобрать, устранить недочеты.

**Ход урока**

	Проверяемые элементы содержания	Число выполнивших задания (%)
1	2	3
A1	Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д. И. Менделеева	
A2	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	
A3	Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая	
A4	Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов	
A5	Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений	
A6	Химическая реакция. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях	

1	2	3
A7	Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии	
A8	Электролиты и неэлектролиты. Катионы и анионы	
A9	Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)	
A10	Реакции ионного обмена и условия их осуществления	
A11	Химические свойства простых веществ: металлов и неметаллов	
A12	Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных	
A13	Химические свойства оснований	
A14	Химические свойства кислот	
A15	Химические свойства солей (средних)	
A16	Первоначальные сведения об органических веществах: предельных и непредельных углеводородах (метане, этане, этилене, ацетилене) и кислородсодержащих веществах: спиртах (метаноле, этаноле, глицерине), карбоновых кислотах (уксусной и стеариновой)	
A17	Чистые вещества и смеси. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Разделение смесей и очистка веществ. Приготовление растворов	
A18	Определение характера среды раствора кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы). Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак). Получение газообразных веществ	

1	2	3
A19	Вычисление массовой доли химического элемента в веществе	
B1	Периодический закон Д. И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе химических элементов	
B2	Химические свойства простых веществ и оксидов	
B3	Химические свойства кислот, оснований и солей	
B4	Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель	
C1	Взаимосвязь различных классов неорганических веществ	
C2	Вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе. Вычисление количества вещества, массы или объема по количеству вещества, массе или объему одного из реагентов или продуктов реакции	



## ЛИТЕРАТУРА

1. *Азимов, А.* Краткая история химии / А. Азимов. – М., 1983.
2. *Аликберова, Л. Ю.* Полезная химия: задачи и истории / Л. Ю. Аликберова. – М. : Дрофа, 2008.
3. *Боровских, Т. А.* Дидактические карточки-задания по химии. 8 класс / Т. А. Боровских. – М. : Экзамен, 2004.
4. *Девяткин, В. В.* Химия для любознательных, или О чем не узнаешь на уроке / В. В. Девяткин [и др.]. – Ярославль : Академия развития : Академия К° : Академия Холдинг, 2000.
5. *Егоров, А. С.* Химия : экспресс-репетитор для подготовки к ЕГЭ / А. С. Егоров [и др.]. – Ростов н/Д. : Феникс, 2009.
6. *Ковалевская, Н. Б.* Химия в таблицах и схемах. 9 класс / Н. Б. Ковалевская. – М. : Издат-школа XXI век, 2003.
7. *Кузьменко, Н. Е.* Химия. Тесты для школьников и поступающих в вузы / Н. Е. Кузьменко. – М. : Экзамен, 2006.
8. *Пичугина, Г. В.* Химия и повседневная жизнь человека / Г. В. Пичугина. – М. : Дрофа, 2004.
9. *Рыбников, А. В.* Опорные конспекты по неорганической химии за курс средней школы : справочное пособие / А. В. Рыбников. – М. : АРКТИ, 2002.
10. *Рябов, М. А.* Тесты по химии. 8 класс / М. А. Рябов [и др.]. – М. : Экзамен, 2004.
11. *Степин, Б. Д.* Книга по химии для домашнего чтения / Б. Д. Степин [и др.]. – М. : Химия, 1994.
12. *Тесты по химии для 8–11 классов / сост. Г. А. Савин.* – Волгоград : Учитель, 2005.
13. *Тикунова, И. В.* Школьный справочник по химии / И. В. Тикунова [и др.]. – М. : АРКТИ, 2002.
14. *Тикунова, И. В.* Химия : учебное пособие для учащихся общеобразовательных школ и классов с углубленным изучением химии / И. В. Тикунова [и др.]. – Белгород : Квант, 1993.

15. *Чередник, Е. А.* Химия: задания типа А Единого государственного экзамена : рабочая тетрадь для учащихся общеобразовательных учреждений / Е. А. Чередник. – М. : Вентана-Граф, 2006.

16. *Химия.* Система подготовки к итоговому экзаменационному тестированию (разбор типичных заданий, тематические и итоговые тесты). 9 класс / авт.-сост. В. Г. Денисова. – Волгоград : Учитель, 2007.

17. *Химия:* ЕГЭ-2010 : самые новые реальные задания / авт.-сост. А. С. Корощенко [и др.]. – М. : АСТ : Астрель, 2010.

18. *Химия* : сборник тестовых заданий для подготовки к итоговой аттестации (варианты и ответы, решение расчетных задач). 9 класс (базовый уровень) / авт.-сост. Н. В. Ширшина. – Волгоград : Учитель, 2005.

19. *Чунихина, Л. Л.* 600 тестов по химии (с пояснениями). 9 класс / Л. Л. Чунихина. – М. : Издат-школа XXI век, 2000.

20. *Шаталов, М. А.* Обучение химии. Решение интегративных учебных проблем: 8–9 классы / Шаталов М. А. [и др.]. – М. : Вентана-Граф, 2006.

21. *Штремплер, Г. И.* Дидактические игры при обучении химии / Г. И. Штремплер. – М. : Дрофа, 2005.

22. *Юный химик, или Занимательные опыты с веществами вокруг нас* / авт.-сост. Н. В. Груздева [и др.]. – СПб. : Крисмас+, 2006.

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение .....	3
<b>Ядро образовательного стандарта второго поколения по химии .....</b>	<b>4</b>
Календарно-тематическое планирование .....	10
<b>Конспекты уроков.....</b>	<b>30</b>
<b>Повторение основных вопросов курса 8 класса (3 часа).....</b>	<b>30</b>
Урок 1. Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева в свете теории строения атома.....	30
Урок 2. Строение атома. Химическая связь. Кристаллические решётки .....	34
Урок 3. Химические свойства веществ различных классов неорганических соединений .....	40
<b>Тема 1. Теория электролитической диссоциации (10 час) ....</b>	<b>44</b>
Урок 4. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация.....	44
Урок 5. Диссоциация кислот, щелочей и солей .....	49
Урок 6. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.....	53
Урок 7. Реакции ионного обмена и условия их протекания.....	56
Урок 8. Реакции ионного обмена и условия их протекания.....	61
Урок 9. Окислительно-восстановительные реакции. Окисление и восстановление.....	64
Урок 10. Окислительно-восстановительные реакции. Окисление и восстановление.....	68
Урок 11. Гидролиз .....	71
Урок 12. Практическая работа № 1: решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация».....	74
Урок 13. Контрольная работа № 1 по теме «Электролитическая диссоциация» .....	77

<b>Тема 2. Кислород и сера (9 ч)</b> .....	<b>79</b>
Урок 14. Положение кислорода и серы в ПСХЭ, строение их атомов. Аллотропные модификации кислорода и серы (урок изучения нового материала) .....	79
Урок 15. Сера. Свойства и применение.....	82
Урок 16. Сероводород. Сульфиды .....	83
Урок 17. Сернистый газ. Сернистая кислота и её соли .....	87
Урок 18. Оксид серы (VI). Серная кислота и её соли .....	91
Урок 19. Окислительные свойства концентрированной серной кислоты .....	95
Урок 20. Практическая работа № 2: решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода».....	99
Урок 21. Понятие о скорости химической реакции. Катализаторы. Химическое равновесие .....	100
Урок 22. Вычисления по химическим уравнениям .....	104
<b>Тема 3. Азот и фосфор (10 ч)</b> .....	<b>108</b>
Урок 23. Положение азота и фосфора в ПСХЭ, строение их атомов. Азот как химический элемент и простое вещество (урок изучения нового материала).....	108
Урок 24. Аммиак: физические и химические свойства. Получение и применение .....	112
Урок 25. Соли аммония.....	118
Урок 26. Практическая работа № 3: получение аммиака и изучение его свойств .....	122
Урок 27. Азотная кислота. Строение молекулы и получение (урок изучения нового материала) .....	122
Урок 28. Окислительные свойства азотной кислоты .....	125
Урок 29. Соли азотной кислоты .....	130
Урок 30. Фосфор. Аллотропия и свойства.....	132
Урок 31. Оксид фосфора (V). Ортофосфорная кислота и её соли. Минеральные удобрения.....	136

Урок 32. Практическая работа № 4: определение минеральных удобрений .....	141
<b>Тема 4. Углерод и кремний (8 ч) .....</b>	<b>142</b>
Урок 33. Положение углерода и кремния в ПСХЭ, строение их атомов. Аллотропные модификации углерода (урок изучения нового материала) .....	142
Урок 34. Химические свойства углерода .....	146
Урок 35. Угарный газ: свойства и физиологическое действие на организм человека .....	150
Урок 36. Углекислый газ. Угольная кислота и её соли.....	154
Урок 37. Кремний и его соединения. Стекло. Цемент .....	163
Урок 38. Практическая работа № 5: получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов. ....	168
Урок 39. Повторение и обобщение материала по темам «Кислород и сера», «Азот и фосфор», «Углерод и кремний». Подготовка к контрольной работе .....	171
Урок 40. Контрольная работа № 2 по теме «Неметаллы 4–6-й А-групп» .....	174
<b>Тема 5. Общие свойства металлов (13 ч).....</b>	<b>178</b>
Урок 41. Анализ контрольной работы № 2. Положение металлов в ПСХЭ. Металлическая связь. Физические свойства металлов (урок изучения нового материала) .....	178
Урок 42. Химические свойства металлов. Ряд напряжений металлов .....	182
Урок 43. Щелочные металлы. Нахождение в природе, свойства и применение .....	188
Урок 44. Кальций и его соединения .....	194
Урок 45. Жесткость воды и способы её устранения .....	200
Урок 46. Алюминий: физические и химические свойства. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия .....	205
Урок 47. Железо: нахождение в природе и свойства.....	212

Урок 48. Оксиды, гидроксиды и соли железа (II) и железа (III) ....	220
Урок 49. Понятие о металлургии. Способы получения металлов. Проблемы безотходного производства в металлургии и охрана окружающей среды .....	226
Урок 50. Сплавы, их применение .....	230
Урок 51. Практическая работа № 6: решение экспериментальных задач по теме «Металлы и их соединения» .....	234
Урок 52. Повторение и обобщение материала по теме «Общие свойства металлов». Подготовка к контрольной работе № 3 .....	237
Урок 53. Контрольная работа № 3 по теме «Металлы и их соединения» .....	240
<b>Тема 6. Первоначальные представления об органических веществах. Введение в органическую химию (16 ч).....</b>	<b>246</b>
Урок 54. Первоначальные сведения о строении органических веществ. Основные положения теории органических соединений А. М. Бутлерова .....	246
Урок 55. Изомерия. Упрощенная классификация органических соединений.....	251
Урок 56. Предельные углеводороды. Представители, физические и химические свойства, применение .....	255
Урок 57. Непредельные углеводороды. Этилен: физические и химические свойства .....	260
Урок 58. Ацетилен. Диеновые углеводороды. Понятие о циклических углеводородах.....	267
Урок 59. Природные источники углеводов, их значимость. Защита атмосферного воздуха от загрязнений.....	272
Урок 60. Одноатомные спирты. Метанол и этанол, их свойства. Физиологическое действие спиртов на организм человека ....	277
Урок 61. Многоатомные спирты: этиленгликоль, глицерин.....	280
Урок 62. Карбоновые кислоты. Муравьиная и уксусная кислоты .....	282

Урок 63. Высшие карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры. Биологическая роль жиров .....	286
Урок 64. Углеводы: глюкоза, сахароза, крахмал и целлюлоза. Нахождение в природе. Биологическая роль .....	290
Урок 65. Белки. Состав и биологическая роль .....	294
Урок 66. Полимеры. Полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид. Химия и здоровье. Лекарства .....	298
Урок 67. Контрольная работа № 4 по теме «Органические соединения» .....	300
Уроки 68–69. Итоговая контрольная работа за курс 9 класса.....	303
Урок 70 (из резерва). Анализ контрольной работы за курс 9 класса.....	309
Литература.....	312

**Рецензия на пособие «Поурочные разработки по химии  
к учебнику Г. Е. Рудзитиса и Ф. Г. Фельдмана, 9 класс»  
(автор Князева М. В.)**

Данное пособие содержит готовые подробные разработки уроков по химии для 9 класса. Поурочное планирование рассчитано на два часа в неделю и соответствует программе курса химии для 9 класса общеобразовательной школы.

Автор собрала большой материал, необходимый для проведения уроков по химии в 9 классе общеобразовательной школы. Оно может быть использовано как учителями химии, имеющими большой опыт преподавания в общеобразовательной школе, так и молодыми учителями.

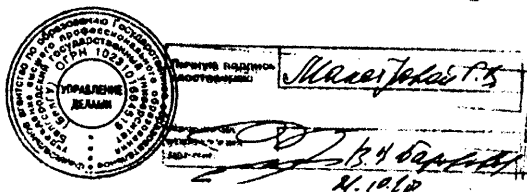
Методическая разработка уроков стандартная, успешно апробированная учителями. Она включает тему урока, цель урока. Далее подробно описывается ход урока, включая опрос, проверку домашнего задания, актуализацию знаний и изложение нового материала. Урок завершается закреплением и домашним заданием. Автор строго придерживается этой схемы, излагая материал на достаточно высоком профессиональном уровне.

Большое внимание уделяется тренировочным тестовым заданиям, контрольным и самостоятельным работам, составленным по образцу Единого государственного экзамена, и детальному разбору типовых задач, представленному в соответствии с критериями оценки ГИА и ЕГЭ. Приведена схема анализа контрольных работ, что позволит учителю правильно сделать выводы об усвоении учащимися темы и квалифицированно провести разбор ошибок и работу над ними. Автор предлагает систему интересных и вполне безопасных домашних опытов и простых увлекательных исследовательских работ, которые может выполнить самостоятельно каждый ученик; домашние задачи даны в виде маленьких увлекательных рассказов по химии, призванных поддержать интерес к химической науке как науке о веществах и их превращениях.

Пособие «Поурочные разработки по химии к учебнику Г. Е. Рудзитиса и Ф. Г. Фельдмана, 9 класс» может быть рекомендовано к печати.

Доцент кафедры педагогики БелГУ, к. п. н.

 **Макотрова Г. В.**





*Охраняется законом об авторском праве. Воспроизведение всего пособия или любой его части, а также реализация тиража запрещаются без письменного разрешения издателя. Любые попытки нарушения закона будут преследоваться в судебном порядке.*

**Приглашаем к сотрудничеству**  
учителей, методистов и других специалистов в области образования для поиска и рекомендации к публикации интересных материалов, разработок, проектов по учебной и воспитательной работе. Издательство «Учитель» выплачивает вознаграждение за работу по поиску материала. Издательство также приглашает к сотрудничеству авторов и гарантирует им выплату гонораров за предоставленные работы.

**E-mail: [met@uchitel-izd.ru](mailto:met@uchitel-izd.ru)**

**Телефон: (8442) 42-17-71; 42-23-41; 42-23-52**

**Подробности см. на сайте издательства «Учитель»: [www.uchitel-izd.ru](http://www.uchitel-izd.ru)**

## **ХИМИЯ**

### **9 класс**

**Поурочные планы по учебнику  
Г. Е. Рудзитиса, Ф. Г. Фельдмана**

**Автор-составитель  
Марина Викторовна Князева,  
учитель высшей квалификационной категории**

**Ответственные за выпуск  
Л. Е. Гринин, А. В. Перепёлкина  
Выпускающий редактор Н. Е. Волкова-Алексеева  
Редактор-методист Г. П. Попова  
Технический редактор Н. М. Болдырева  
Редактор-корректор Н. И. Березнева  
Компьютерная верстка Е. П. Фёдоровой, М. И. Кухаревой**

**Издательство «Учитель»  
400079, г. Волгоград, ул. Кирова, 143**

Если Вы напишете по адресу: 400079, г. Волгоград, ул. Кирова, 143, издательство «Учитель» или позвоните по телефону: **(8442) 42-24-79, 42-20-63, 8-800-1000-299** (звонок по России бесплатный), Вам будет выслан полный каталог пособий и книг издательства «Учитель».

**Адрес электронной почты (E-mail): [manager@uchitel-izd.ru](mailto:manager@uchitel-izd.ru)**

**По вопросам оптовых поставок обращаться по тел.:  
42-03-92, 42-40-12, 42-25-58.**

---

**Подписано в печать 20.08.13. Формат 60 × 84/16.  
Бумага газетная. Гарнитура Тип Таймс. Печать офсетная.  
Усл. печ. л. 18,60. Тираж 6000 экз. (2-й з-д 2 001–4 000). Заказ № 1135.**

**Отпечатано с оригинал-макета в ОАО «Калачевская типография».  
404507, Волгоградская обл., г. Калач-на-Дону, ул. Кравченко, 7.**