

Национальный институт образования

ХИМИЯ

ФАКУЛЬТАТИВНЫЕ ЗАНЯТИЯ



Е.Я. Аршанский, Л.А. Конорович

В СТРАНЕ ЧУДЕСНОЙ ХИМИИ

7 КЛАСС

Пособие для учителей

Национальный институт образования

ХИМИЯ

ФАКУЛЬТАТИВНЫЕ ЗАНЯТИЯ

Е.Я. Аршанский, Л.А. Конович

В стране чудесной химии

7 КЛАСС

Пособие для учителей
общеобразовательных учреждений
с белорусским и русским языками обучения

*Рекомендовано
Научно-методическим учреждением
«Национальный институт образования»
Министерства образования Республики Беларусь*

Минск
«Адукацыя і выхаванне»
2010

УЧЕБНАЯ ПРОГРАММА

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Факультативные занятия «В стране чудесной химии» имеют чётко выраженную предметную и социокультурную направленность. Они призваны поддерживать и сопровождать основной систематический курс химии VII класса средней общеобразовательной школы, расширяя и углубляя его содержание. В единстве с основным школьным курсом химии факультативные занятия «В стране чудесной химии» будут обеспечивать сознательное усвоение учащимися важнейших химических понятий, законов, теорий, фактов, методов химической науки с опорой на межпредметные связи и на этой основе формировать естественно-научное мировоззрение и восприятие учащимися химического образования как элемента общечеловеческой культуры. Обращение к трудам и страницам жизненного пути выдающихся учёных является важным фактором гуманизации и гуманитаризации школьного химического образования, которое будет способствовать формированию у школьников целостных представлений об основных этапах становления и развития химии в контексте истории развития общества, науки и культуры. Предлагаемые факультативные занятия носят занимательный характер, способствуя формированию у учащихся познавательного интереса и мотивации к изучению химии.

Объём факультативных занятий 35 ч (1 ч в неделю и 1 ч — резервное время).

Ведущие идеи факультативных занятий:

- сопровождение и поддержка изучения основного курса химии для средней общеобразовательной школы;
- пропедевтика изучения отдельных теоретических вопросов школьного курса химии в рамках реализации идеи опережающего обучения;
- включение элементов занимательности, способствующих возникновению у школьников познавательного интереса к изучению химии.

Цели и задачи программы факультативных занятий

Основная цель заключается в расширении и углублении знаний школьников, полученных при изучении основного школьного курса химии, развитии общекультурной компетентности учащихся, формировании у них устойчивого интереса и мотивации к изучению основ химической науки.

Задачи:

- Формирование в сознании учащихся понимания того, что химическое образование является обязательным элементом культуры, необходимым каждому человеку.

- Создание условий для углубления и расширения знаний школьников по химии, развития мышления, формирования интеллектуальных умений и опыта творческой учебно-познавательной деятельности.

- Формирование у школьников ценностного отношения к химическому знанию как к важнейшему компоненту естественно-научной картины мира.

- Обеспечение сознательного усвоения учащимися важнейших химических законов, теорий, понятий, знакомство с методами химической науки и развитие у них экспериментальных умений.

- Развитие общекультурной компетентности учащихся на основе внутри- и межпредметной интеграции химии с другими учебными предметами естественно-научного и гуманитарного циклов.

Формирование у школьников представлений об основных этапах истории химической науки и вкладе выдающихся учёных-химиков в её становление и развитие.

Структура и содержание факультативных занятий

В соответствии с поставленными задачами структура факультативных занятий «В стране чудесной химии» включает 7 основных тем.

- Химия — наука о веществах.
- «Кирпичики» мироздания.

- События в мире веществ — химические реакции.
- Кислород и его «потомки».
- Водород и его «потомки».
- Удивительное вещество — вода.
- Родословная семьи неорганических веществ.

Каждая тема занятий предполагает проведение демонстрационного и ученического экспериментов. Программа занятий создаёт условия для организации учебно-исследовательской деятельности школьников на основе выполнения лабораторных опытов и практических работ. Кроме того, уделяется внимание решению расчётных и экспериментальных задач по химии.

Ожидаемые педагогические результаты изучения

1. Развитие у школьников ценностного отношения и познавательного интереса к науке химии.
2. Совершенствование и расширение предметных знаний и умений по химии.
3. Приобретение знаний о выдающихся учёных-химиках и учёных-энциклопедистах, о роли личности в развитии науки.
4. Развитие общекультурной компетентности школьников.
5. Ориентация на выбор естественно-научного образования в дальнейшем.

Содержание программы

(1 ч в неделю; всего 35 ч, из них 1 ч — резервное время)

Тема 1. Химия — наука о веществах (8 ч)

Химия в ряду естественных наук. Возникновение слова «химия». Из глубины веков...: историческая ретроспектива становления и развития химической науки. Достижения современной химии на службе человека.

Методы исследований, используемых в химии: наблюдение, эксперимент, моделирование. Простейшие химические

приборы и посуда. Понятие о методах очистки и разделении веществ: перегонка, хроматография.

Демонстрации

1. Портреты учёных-химиков.
2. Занимательные опыты (2—3 на выбор учителя).
- 3*. Разложение воды электрическим током.
4. Перегонка воды.

Лабораторные опыты

1. Разделение цветных жидкостей (раствора перманганата калия; бриллиантового зелёного...) методом бумажной хроматографии.

Практические работы

1. Основные приёмы лабораторных работ: измельчение, растворение, нагревание, выпаривание.
2. Измерения в химии: определение массы на рычажных весах; определение плотности жидкости ареометром; объёма жидкости с помощью мензурки или мерного цилиндра, определение температуры жидкости.
3. Способы очистки веществ: перекристаллизация сульфата меди (II).

Т е м а 2. «Кирпичики» мироздания (4 ч)

Атомы и молекулы — составляющие вещества. Химический элемент как определённый вид атомов. Первые «имена» веществ. Символы химических элементов. Современный химический язык и его создатель Й. Я. Берцелиус.

Дж. Дальтон — скромный учитель математики и основоположник атомной теории строения вещества. Закон кратных отношений.

Состав вещества. Спор Ж. Л. Пруста и К. Л. Бертолле о постоянстве состава вещества и ограниченность его применения.

Атомно-молекулярное учение. Основные положения атомно-молекулярного учения. Роль М. В. Ломоносова и Дж. Дальтона в создании основ атомно-молекулярного учения.

* Опыты для школ, имеющих специальное оборудование.

Расчётные задачи

1. Вычисление массы вещества на основе закона постоянства состава.

Демонстрации

1. Изучение и сравнение физических свойств веществ: варенной соли, сахара, алюминия, цинка, железа, меди, воды, порошка серы.

2. Набор моделей атомов.

3. Соединения серы с железом.

Тема 3. События в мире веществ — химические реакции (6 ч)

Признаки и условия протекания химических реакций.

Изменение энергии — одна из важнейших причин протекания реакций. Понятие об энергии активации. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения.

Простейшие первоначальные представления о скорости химической реакции и возможностях её изменения.

Теория флогистона Г. Штала и её подтверждение в опытах Р. Бойля. Удар М. В. Ломоносова по теории флогистона. Закон сохранения массы веществ при химических реакциях. М. В. Ломоносов — выдающийся учёный-энциклопедист и его роль в развитии химической науки.

Расчётные задачи

2. Расчёты по термохимическим уравнениям.

Демонстрации

1. Опыты, иллюстрирующие признаки химических реакций: взаимодействие перманганата калия с лимонным соком; взаимодействие пищевой соды со столовым уксусом; взаимодействие раствора медного купороса со щёлочью.

2. Опыт, подтверждающий изменение запаса энергии при протекании химической реакции: разложение малахита.

3. Опыты, иллюстрирующие различную скорость химической реакции: действие кристаллического, а затем разбавленного водой медного купороса на железный гвоздь.

4. Взаимодействие алюминия с йодом.

5. Опыты, иллюстрирующие закон сохранения массы веществ при химических реакциях (2 по выбору учителя).

6. Опыты, иллюстрирующие химические реакции с различным тепловым эффектом (2—3 по выбору учителя).

Лабораторные опыты

2. Замещение меди из раствора хлорида меди (II) железом.

Практические работы

4. Типы химических реакций.

Тема 4. Кислород и его «потомки» (4 ч)

Кислород как химический элемент и простое вещество. История открытия и способы получения кислорода: опыты К. Шееле и Дж. Пристли. Кислородная теория горения и её создатель А. Л. Лавуазье.

А. Л. Лавуазье — один из основоположников научной химии, финансист, общественный деятель Франции. Изучение А. Л. Лавуазье проблемы горения и дыхания.

Озон — родственник кислорода. Понятие об аллотропии.

Углекислый газ — «лесной воздух» из сгоревшей золы: история открытия углекислого газа И. Б. ван Гельмонтом.

Оксиды — «дети» кислорода и других элементов.

Расчётные задачи

3. Вычисление относительной плотности газов.

Демонстрации

1. Количественное определение содержания кислорода в воздухе (опыт Лавуазье).

2. Получение кислорода разложением пероксида водорода с использованием катализатора оксида марганца (IV).

3. Обнаружение углекислого газа с помощью известковой воды.

Лабораторные опыты

3. Ферментативное разложение пероксида водорода под действием каталазы, содержащейся в картофеле.

Тема 5. Водород и его «потомки» (4 ч)

Водород как химический элемент и простое вещество. Водород — самый лёгкий газ. История открытия водорода. Г. Кавендиш — самый богатый учёный и самый умный из бо-

гачей. Жизнь под девизом: «Всё определяется мерой, числом и весом».

Индикаторы — вещества-«хамелеоны». Природные индикаторы: сок капусты, свёклы и ягод.

Кислоты и соли, их роль в природе и хозяйственной деятельности человека.

Демонстрации

1. Наполнение водородом мыльных пузырей.

Лабораторные опыты

4. Действие кислот на природные индикаторы.

Практические работы

5. Получение сульфата меди(II) взаимодействием оксида меди(II) с серной кислотой.

Тема 6. Удивительное вещество — вода (3 ч)

Характеристика воды как сложного вещества. Роль воды в природе и жизнедеятельности живых организмов. Проблема охраны водоёмов от загрязнения. Беларусь — край голубых озёр.

Химический смысл слова «основания». Основания на службе химической науки и в хозяйственной деятельности человека.

Демонстрации

1. Образцы твёрдых оснований и их растворов.

Лабораторные опыты

5. Действие растворов щелочей на природные индикаторы.

Тема 7. Родословная классов неорганических веществ (5 ч)

Оксиды — «потомки» кислорода. Кислотные, основные и амфотерные оксиды — «родители» гидроксидов.

Гидроксиды — «потомки» оксидов. Кислоты — «потомки» кислотных оксидов. Основания — «потомки» основных оксидов.

Соли — «потомки» кислот и оснований.

Взаимные превращения различных классов неорганических веществ.

Практические работы

6. Решение экспериментальных задач.

Литература

1. *Малышкина, В.* Занимательная химия / В. Малышкина. — СПб. : Тригон, 1998. — 576 с.
2. Мир химии. Занимательные рассказы о химии / сост. Ю. И. Смирнов. — СПб.—М. : Экспресс, 1995. — 160 с.
3. *Полосин, В. С.* Школьный эксперимент по неорганической химии: пособие для учителей / В. С. Полосин. — М. : Учпедгиз, 1959. — 302 с.
4. *Савенков, А. И.* Обучение детей умениям и навыкам проведения экспериментов / А. И. Савенков // Одарённый ребенок. — 2003. — № 5. — С. 64—75.
5. *Савенков, А. И.* Теоретические, эмпирические и фантастические темы в домашнем обучении / А. И. Савенков // Исследовательская работа школьников. — 2002. — № 2. — С. 73—78.
6. *Стёпин, Б. Д.* Занимательные задания и эффектные опыты по химии / Б. Д. Стёпин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Дрофа, 2002. — 432 с.
7. *Хвалюк, В. Н.* Сборник задач по химии: учеб. пособие для 8-го кл. учреждений, обеспечивающих получение общ. сред. образования, с рус. яз. обучения / В. Н. Хвалюк, В. И. Резяпкин; под ред. В. Н. Хвалюк. — Минск : Народная асвета, 2006. — 142 с.
8. Химия: учеб. пособие для 8-го кл. учреждений, обеспечивающих получение общ. сред. образования с рус. яз. обучения с 12-летним сроком обучения / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И. Е. Шимановича. — Минск : Народная асвета, 2005. — 191 с.
9. *Чернобильская, Г. М.* Введение в химию: Мир глазами химика: 7 класс: учеб. пособие для учащихся общеобразоват. учеб. заведений / Г. М. Чернобильская, А. И. Дементьев. — М. : Гуманит. изд. центр ВЛАДОС, 2003. — 256 с.

ПОСОБИЕ ДЛЯ УЧИТЕЛЕЙ

I. ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ ФАКУЛЬТАТИВНОГО КУРСА

№ п/п	Название разделов и тем курса	Эксперимент		Рас- чёт- ные зада- чи	Всего часов
		демон- стра- цион- ный	лабора- торные опыты		
1	2	3	4	5	6
1	Тема 1. Химия — наука о веществах Химия в ряду естественных наук. Версии происхождения слова «химия». Из глубины веков ... Достижения современной химии на службе человека	Д.о. 1 Д.о. 2			8
2	Методы исследований, используемые в химии: наблюдение, эксперимент, моделирование. Простейшие химические приборы и посуда				
3— 4	Понятие о методах очистки и разделения веществ: перегонка, хроматография	Д.о. 3 Д.о. 4	Л.о.1		
5	Практическая работа 1. Основные приёмы лабораторных работ: измельчение, растворение, нагревание, выпаривание				
6— 7	Практическая работа 2. Измерения в химии: определение массы на рычажных весах; определение плотности жидкости ареометром; объёма жидкости с помощью мерного стакана или мензурки, определение температуры жидкости				

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
8	Практическая работа 3. Способы очистки веществ: перекристаллизация сульфата меди (II)				
1	Тема 2. «Кирпичики» мироздания Атомы и молекулы — составляющие вещества. Химический элемент как определённый вид атомов. Первые «имена» веществ. Символы химических элементов. Современный химический язык и его создатель Й. Я. Берцелиус	Д.о. 1			4
2	Дж. Дальтон — скромный учитель математики и основоположник атомной теории строения вещества. Закон кратных отношений	Д.о. 2			
3	Состав вещества. Спор Ж. Л. Пруста и К. Л. Бертолле о постоянстве состава вещества и ограниченность его применения. Вычисление массы вещества на основе закона постоянства состава			Р.з. 1	
4	Атомно-молекулярное учение. Основные положения атомно-молекулярного учения. Роль М. В. Ломоносова и Дж. Дальтона в создании основ атомно-молекулярного учения				
1	Тема 3. События в мире веществ — химические реакции Признаки и условия протекания химических реакций	Д.о. 1 Д.о. 4	Л.о.2		6
2	Изменение энергии — одна из важнейших причин протекания реакций. Понятие об энергии	Д.о. 2 Д.о. 6			

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
	активации. Тепловой эффект химической реакции				
3	Термохимические уравнения. Расчёты по термохимическим уравнениям			Р.з. 2	
4	Простейшие первоначальные представления о скорости химической реакции и возможностях её изменения	Д.о. 3			
5	Теория флогистона Г. Штала и её подтверждение в опытах Р. Бойля. Удар М. В. Ломоносова по теории флогистона. Закон сохранения массы веществ при химических реакциях. М. В. Ломоносов — выдающийся учёный-энциклопедист и его роль в развитии химической науки	Д.о. 5			
6	Практическая работа 4. Типы химических реакций				
1	Тема 4. Кислород и его «потомки» История открытия и способы получения кислорода: опыты К. Шееле и Дж. Пристли. Кислородная теория горения и её создатель А. Л. Лавуазье. А. Л. Лавуазье — один из основоположников научной химии, финансист, общественный деятель Франции	Д.о. 1 Д.о. 2	Л.о. 3		4
2	Углекислый газ — «лесной воздух» из сгоревшей золы: история открытия углекислого газа И. Б. ван Гельмонтом. Обнаружение углекислого газа с помощью известковой воды	Д.о. 3			

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6
3	Озон — родственник кислорода. Понятие об аллотропии (на примере кислорода и озона). Вычисление относительной плотности газов			Р.з. 3	
4	Оксиды — «дети» кислорода и других элементов				
1	Тема 5. Водород и его «потомки» Водород — самый лёгкий газ. История открытия водорода. Г. Кавендиш — самый богатый учёный и самый умный из богачей. Жизнь под девизом: «Всё определяется мерой, числом и весом»	Д.о. 1			4
2	Индикаторы — вещества-«хамелеоны». Природные индикаторы: сок капусты, свёклы и ягод				
3	Кислоты и соли, их роль в природе и хозяйственной деятельности человека		Л.о. 4		
4	Практическая работа 5. Получение сульфата меди (II) взаимодействием оксида меди (II) с серной кислотой				
1	Тема 6. Удивительное вещество — вода Роль воды в природе и жизнедеятельности живых организмов. Проблемы охраны водоёмов от загрязнения. Беларусь — край голубых озёр				4
2	Химический смысл слова «основания». Нерастворимые в воде основания и щёлочи. Действие растворов щелочей на природные индикаторы		Л.о. 5		

Окончание таблицы

1	2	3	4	5	6
3	Основания на службе химической науки и в хозяйственной деятельности человека	Д.о. 1			
1	Тема 7. Родословная классов неорганических веществ. Оксиды — «потомки» кислорода. Кислотные, основные и амфотерные — «родители» гидроксидов				5
2	Кислоты — «потомки» кислотных оксидов. Основания — «потомки» основных оксидов				
3	Соли — «потомки» кислот и оснований				
4	Взаимные превращения различных классов неорганических веществ				
5	Практическая работа 6. Решение экспериментальных задач				

II. ТЕХНИКА И МЕТОДИКА ПРОВЕДЕНИЯ ДЕМОНСТРАЦИОННОГО ХИМИЧЕСКОГО ЭКСПЕРИМЕНТА НА ФАКУЛЬТАТИВНЫХ ЗАНЯТИЯХ

Тема 1. Химия — наука о веществах

1. Занимательные опыты

Опыт 1. *«Несгораемый платок»*. Платок пропитывают раствором силиката натрия, сушат и аккуратно складывают. В присутствии учеников смачивают его этиловым спиртом и поджигают. Спирт сгорает, платок остаётся невредимым.

Опыт 2. *«Вулкан»*. На кольцо штатива помещают огнезащитную пластинку, на неё насыпают небольшой горсткой дихромат аммония. Снизу пластинку нагревают. Соль разлагается и наблюдается «извержение вулкана».

Опыт 3. *«Дым без огня»*. Пословицу «нет дыма без огня» опровергают признаки химической реакции образования хлорида аммония. Если две стеклянные палочки аккуратно обернуть ватой, а затем одну смочить раствором аммиака, другую раствором соляной кислоты и палочки соединить, то сейчас же появится густой белый дым. Он представляет собой мельчайшие кристаллики хлорида аммония.

Опыт 4. *«Тайная надпись»*. На белом листе бумаги сделайте надпись раствором серной кислоты. Лист высушите. Надпись исчезнет. Затем возьмите этот лист бумаги и подержите его над спиртовкой на расстоянии 15—18 см от пламени (на более близком расстоянии бумага может загореться). Через некоторое время на бумаге появляется надпись чёрного цвета. Это происходит в результате обугливания органического вещества (бумаги) серной кислотой.

2*. Разложение воды под действием электрического тока

Разложение воды проводят в приборе Гофмана (рис. 1). Прибор Гофмана заполняют водой, подкисленной серной кислотой (на 10 объёмов воды берут один объём серной кислоты с массовой долей кислоты 98 % и с плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$). Для этого открывают краны прибора и наливают раствор доверху. Если раствор попадает в трубки над кранами, то его следует удалить кусочком свёрнутой фильтровальной бумаги, так как капельки раствора могут помешать испытанию на водород и кислород (погасят пламя). К верхним отросткам прибора с помощью резиновых муфт присоединяют изогнутую с оттянутым концом резиновую и хлоркальциевую трубку для испытания кислорода. Прибор подключают к аккумулятору или через выпрямитель к осветительной сети. Когда наберётся достаточное количество водорода и кислорода, открывают кран трубки, где выделяется водород (катод), и поджигают его, а к трубке, соединённой с анодом, подносят тлеющую

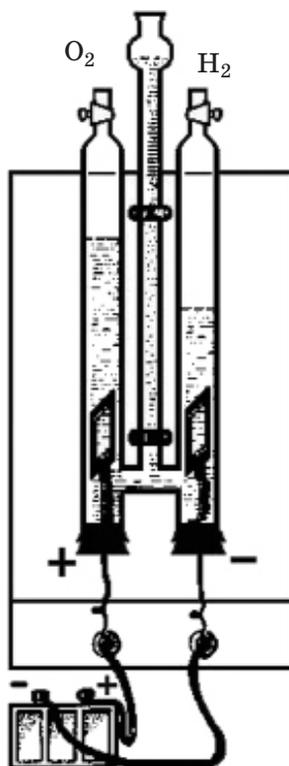


Рис. 1

лучинку — она разгорается, что указывает на наличие кислорода. Обращают внимание учащихся на то, что по объёму водорода выделяется в 2 раза больше, чем кислорода.

При работе с прибором Гофмана следует обратить внимание на то, что не всегда получается точно два объёма водорода и один объём кислорода. Это объясняется следующими причинами:

* Опыты для школ, имеющих специальное оборудование.

1. У кислорода растворимость в воде больше, чем у водорода (при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ в воде объёмом 1 дм^3 растворяется водород объёмом 18 см^3 и кислород объёмом 31 см^3). Чтобы избежать ошибок, перед демонстрацией раствор следует насытить водородом и кислородом. Для этого открывают краны и включают прибор на 10 минут.

2. Объём выделяющегося кислорода несколько меньше за счёт образования надсерной кислоты.

3. Если электролитом служит подкисленная вода, то при электролизе часть кислорода расходуется на образование пероксида водорода.

Иногда наливают в прибор дистиллированную воду, забывая, что она практически не проводит электрический ток. Нельзя при испытании газов резко открывать краны. В этом случае из трубок вылетает жидкость.

Необходимо помнить, что после демонстрации опытов из прибора надо вылить жидкость и хорошо его промыть чистой водой (дистиллированной или прокипячённой два раза), так как части прибора могут разрушаться.

Самодельный прибор Гофмана. Его можно изготовить из двух бюреток, соединённых с помощью резиновых муфт с тремя стеклянными тройниками (рис. 2). Средний тройник соединён резиновой трубкой с воронкой, через которую эвдиометр заполняется жидкостью, два других — с бюретками. Для электродов можно взять железную проволоку в виде спирали. Жидкостью служит 10%-ный раствор гидроксида натрия. Прибор действует не хуже настоящего.

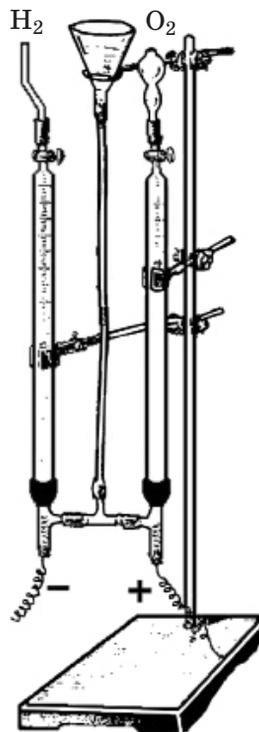


Рис. 2

3. Перегонка воды

Опыт 1. Очистка веществ перегонкой.

Для этого нужно собрать прибор (рис. 3). Предварительно следует подобрать пробки (рис. 3, а) к колбе и холодильнику, укрепить на штативах колбу и холодильник. Надеть аллонж (рис. 3, б) на холодильник и опустить его конец в колбу (рис. 3, в).

Нижняя резиновая трубка присоединяется к водопроводному крану, верхняя отводится в раковину. Когда прибор собран, нагревают колбу с жидкостью. Воду в колбе можно подкрасить чернилами или перманганатом калия. Перегнанная вода совершенно бесцветна и прозрачна.

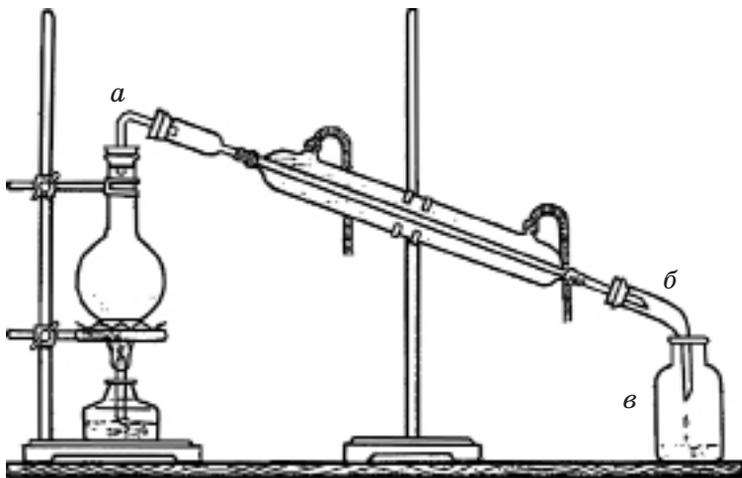


Рис. 3

Опыт 2. Очистку веществ перегонкой можно показать на простой установке (рис. 4). В этой установке вода поступает из большой банки или ведра (рис. 4, а). Для пуска прибора в действие следует засосать с помощью резиновой груши или ртом воздух из трубки до появления воды в холодильнике. Скорость поступления воды можно регулиро-

вать с помощью зажима (рис. 4, б). В случае необходимости можно перелить воду из нижней банки в верхнюю и продолжать опыт.

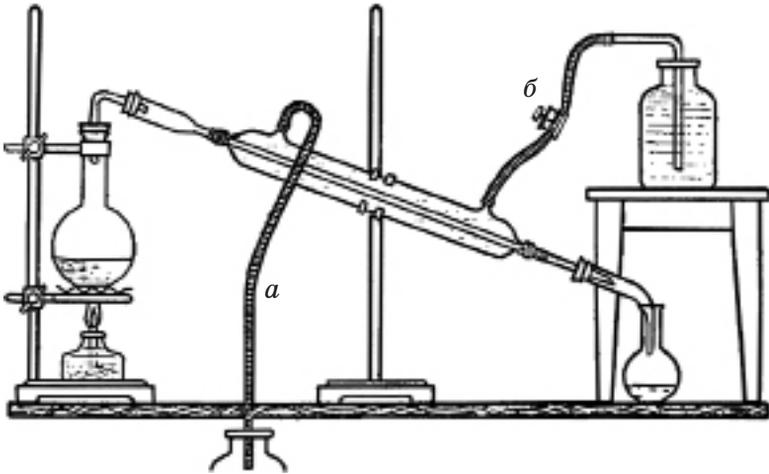


Рис. 4

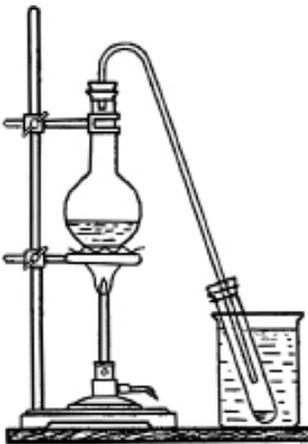


Рис. 5

Опыт 3. Если нужно очистить небольшое количество воды, то собирают следующий прибор (рис. 5). В штативе закрепляют кольцо и лапку. На кольцо помещают нерасеивающую пластинку. В колбу помещают подкрашенную воду. Плотнo закрывают колбу пробкой с газоотводной трубкой. Трубку помещают в демонстрационную пробирку, а последнюю — в стакан с водой. Когда прибор полностью собран, нагревают колбу с подкрашенной водой. В пробирке-приёмнике собирается чистая вода.

Тема 2. «Кирпичики мироздания»

1. Изучение и сравнение физических свойств веществ: варенной соли, сахара, алюминия, цинка, железа, меди, воды, порошка серы.

План изучения свойств веществ:

1. Агрегатное состояние вещества.
2. Цвет, блеск вещества.
3. Запах вещества.

При выяснении запаха нельзя подносить вещество близко к носу, так как газы или пары вещества могут вызвать раздражение дыхательных путей. Чтобы ознакомиться с запахом вещества, нужно ладонью сделать несколько движений к носу от отверстия сосуда, в котором находится исследуемое вещество.

4. Растворимость в воде.

Растворение вещества ускоряется при перемешивании. Для этого возьмите пробирку тремя пальцами левой руки около отверстия (большим, указательным и средним), а указательным пальцем правой руки осторожно ударяйте по нижней части пробирки. Ни в коем случае нельзя закрывать пробирку пальцем и сильно встряхивать жидкость, которая может повредить кожу. Перемешивание жидкости в химическом стакане проводят стеклянной палочкой, опущенной в стакан концом с резиновым наконечником.

5. Относительная плотность.

Очень часто определяют плотность жидких нерастворимых веществ по отношению к воде. Для этого в стакан или пробирку с водой прилейте несколько капель растительного масла и определите, легче оно или тяжелее воды.

6. Сведения о других физических свойствах вещества: температуре кипения, температуре плавления, твёрдости, плотности, электрической проводимости, теплопроводности — находят в специальных справочниках.

2. Соединение серы и железа

Опыт 1. Перемешать порошок серы массой 2 г и восстановленное железо массой 3,5 г. Полученную смесь высыпать в

сухую пробирку. Закрепить пробирку в лапке штатива слегка наклонно. Под пробирку положить асбестированную сетку, так как пробирка во время опыта иногда трескается, и её содержимое рассыпается по поверхности стола.

Дно пробирки сильно нагреть. Как только содержимое пробирки начинает раскаляться, нагревание прекратить. Железо и сера реагируют с выделением большого количества теплоты: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS} + Q$.

Когда пробирка остынет, её следует разбить пестиком и вынуть несколько кусочков образовавшегося сульфида железа (II). Теперь нужно доказать, что полученное вещество не является механической смесью, а соединением серы с железом. Для этого сульфид железа (II) растирают в ступке и бросают в воду, он тонет. Подносим к сульфиду железа (II) магнит, он к нему не притягивается. Зажимаем кусочек сульфида железа (II) тигельными щипцами и вносим в пламя. Оно не горит.

Опыт 2. Демонстрационный опыт взаимодействия серы с железом можно проводить иначе (не в пробирке). Для этого заранее приготовленную смесь насыпают на асбестированную сетку или на кусочек жести. Затем поджигают лучинку. Когда она сильно разгорится, её гасят и тлеющим угольком додрагиваются до смеси. Сразу же начинается реакция.

Такой приём имеет преимущество: у учащихся не остаётся сомнения в том, что данная реакция сопровождается выделением теплоты.

Слабая сторона данного опыта в том, что реакцию проводят на воздухе. У учащихся может возникнуть сомнение, не произошла ли реакция за счёт взаимодействия смеси с воздухом.

В постановке опыта возможны неудачи. Причины их кроются в следующем:

1. Для опыта надо брать только восстановленное железо. При использовании обычных опилок реакция не идёт, так как каждая крупинка покрыта тончайшей плёнкой оксидов железа, которая препятствует соприкосновению железа с серой.

2. Реакция не пойдёт или будут наблюдаться отдельные вспышки, если смесь плохо перемешана и нет хорошего контакта серы с железом.

3. Реакция не пойдёт, если кусочки железа велики и поверхность соприкосновения его с серой мала.

Тема 3. «События в мире веществ — химические реакции»

1. опыты, иллюстрирующие признаки химических реакций

Опыт 1. Взаимодействие перманганата калия с лимонным соком.

Приготовим слабый раствор перманганата калия: нальём в химический стакан воду объёмом 100—150 см³ и добавим в неё кристаллик перманганата калия. Раствор приобретает розовый цвет. Приготовленный раствор перманганата калия объёмом 10—15 см³ нальём в пробирку и с помощью пипетки добавим в него 1—2 капли свежего лимонного сока. Раствор обесцвечивается. Изменение окраски раствора перманганата калия — признак химической реакции.

Опыт 2. Взаимодействие пищевой соды со столовым уксусом.

Поместим в пробирку щепотку пищевой соды, добавим 5% -ный раствор столового уксуса объёмом 10—15 см³. Наблюдаем бурное выделение газа («вскипание раствора»). Образование нового газообразного вещества — признак химической реакции.

Опыт 3. Взаимодействие медного купороса с раствором щёлочи.

Приготовим голубой прозрачный раствор сульфата меди (II): в пробирку нальём воду на 1/3 её объёма и добавим 1—2 кристаллика медного купороса. Осторожно перемешаем. Добавим в приготовленный раствор прозрачный раствор гидроксида натрия. Мгновенно образуется осадок голубого цвета — студенистое голубое вещество, которое не растворяется в воде. Образование осадка — признак протекания химической реакции.

2. Опыт, подтверждающий изменение запаса энергии при протекании химической энергии: разложение малахита

Пробирку на 1/4 её объёма заполняем малахитом (основным карбонатом меди — $\text{CuCO}_3\text{Cu}(\text{OH})_2$). Собираем прибор: в штативе закрепляем пробирку с малахитом наклонно (дно пробирки с порошком малахита должно быть немного поднято вверх), закрываем пробирку пробкой с газоотводной трубкой (рис. 6). Конец трубки опускаем в стакан с известковой водой. Нагреваем пробирку с малахитом: вначале прогреваем всю пробирку, а затем нагреваем в том месте, где находится порошок. Акцентируем внимание учащихся на происходящих изменениях

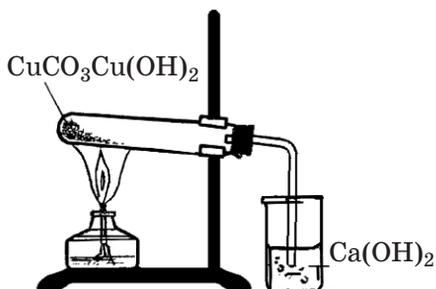


Рис. 5

в пробирке с малахитом и в стакане с известковой водой. Малахит чернеет — образуется оксид меди (II). На стенках пробирки образуются капельки воды. Известковая вода мутнеет, что указывает на образование углекислого газа. Завершаем опыт: продолжая нагревание, быстро убираем стакан с известковой водой, после чего гасим спиртовку.

Далее анализируем с учащимися результаты опыта: образовавшийся чёрный порошок оксида меди (II), капельки воды, углекислый газ — продукты химической реакции разложения малахита. На протяжении всей реакции мы осуществляли нагревание, значит, реакция разложения малахита протекает с затратой энергии (потребление теплоты). Химические реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются эндотермическими в отличие от экзотермических реакций, например, реакции горения магния.

3. Опыты, иллюстрирующие различную скорость химической реакции: действие кристаллического, а затем разбавленного водой медного купороса на железный гвоздь

В сухую чистую пробирку поместим немного кристаллов медного купороса. Очистим наждачной бумагой железный гвоздь, закрепим его на шёлковую нить и опустим в пробирку с кристаллами медного купороса. Никаких признаков химической реакции не наблюдаем.

Изменяем опыт: растворяем медный купорос в воде, получаем голубой раствор сульфата меди (II) и опускаем в него гвоздь на шёлковой нити. Наблюдаем, как гвоздь постепенно покрывается красным налётом. Это медь выделяется из раствора и оседает на гвозде. Интенсивность цвета раствора изменяется, он светлеет. Анализируя результаты своих наблюдений, школьники приходят к выводу, что в водном растворе скорость изучаемой реакции возрастает.

4. Взаимодействие алюминия с йодом

Возьмём керамическую плитку, поместим на неё ложечку (3—5 г) алюминиевой пыли (можно использовать порошок, предназначенный для приготовления алюминиевой краски), добавим к ней столько же порошка йода и перемешаем стеклянной палочкой. Предварительно кусочки йода тщательно разотрём в ступке пестиком. Плитку со смесью алюминия и йода помещаем на кольцо штатива, размещённого в вытяжном шкафу. Никаких видимых изменений нет. С помощью пипетки добавляем к смеси 1—2 капли воды. Через несколько секунд начинается бурная реакция. Появляются языки фиолетового пламени и густой фиолетовый дым. По окончании реакции на керамической плитке остается твёрдый порошок (йодид калия). Катализатором в этой реакции является вода.

5. Опыты, иллюстрирующие закон сохранения массы веществ при химических реакциях

Опыт 1. На весах уравниваем два стакана с растворами, при сливании которых образуется осадок или окрашенная жидкость. При этом не должен выделяться газ, так как опыт проводится в открытых сосудах. Например, на одну чашку ставим стакан с раствором хлорида бария и сульфата натрия, на другую — разновесы. Когда весы уравновешены, из одного стакана переливаем раствор в другой, образуется осадок — признак того, что произошла химическая реакция, а равновесие весов не нарушилось.

Опыт 2. В колбу наливаем раствор щёлочи. Внутри помещаем пробирку с раствором фенолфталеина. Колбу закрываем пробкой и уравниваем на весах. Затем осторожно поворачиваем колбу, чтобы раствор из пробирки вылился в колбу. В результате раствор в колбе окрашивается в малиновый цвет. Масса остаётся той же.

6. Опыты, иллюстрирующие химические реакции с различным тепловым эффектом

Опыт 1. В тигельных щипцах закрепляем магниевую ленту. Поджигаем. Лента горит ярким пламенем, разбрызгивая искры с выделением большого количества теплоты. Это можно доказать. Поднесём к искрам бумажную ленточку, она загорается. Данная реакция — экзотермическая.

Опыт 2. В один химический стакан поместим раствор серной кислоты, в другой — раствор гидроксида натрия. Водным термометром измеряем температуру каждого раствора. Сливаем содержимое обоих стаканов в один стакан. На ощупь определяем температуру в стакане с продуктами реакции. Стакан нагрелся. Для убедительности измеряем температуру полученного раствора, она увеличилась. Эта реакция — экзотермическая.

Пример эндотермической реакции описан выше в опыте «Разложение малахита».

Тема 4. Кислород и его «потомки»

1. Количественное определение содержания кислорода в воздухе (опыт Лавуазье)

Количественное определение содержания кислорода в воздухе проводят в приборе, состоящем из большого стеклянного колокола, отверстие которого закрыто резиновой пробкой. Этот колокол опускаем в кристаллизатор с водой. От уровня воды и до самого верха колокол разделён рисками (чёрточками) на 5 равных частей. Под колокол на поверхность воды помещаем пробковую пластинку, на которую ставим фарфоровый тигель с порошком красного фосфора. Раскаляем в пламени горелки длинную стеклянную палочку, открываем резиновую пробку и аккуратно поджигаем красный фосфор в тигле. Пробку закрываем. Некоторое время фосфор горит, образуя белый дым, а затем гаснет, так как закончился кислород. Дым быстро оседает. Видим, что уровень воды под колпаком поднялся на $1/5$ его свободного объёма (определяем по меткам). Вывод: этот объём до реакции занимал кислород.

Доказываем, что кислорода под колпаком нет. Для этого носим тлеющую лучинку в колпак через отверстие. Лучинка тухнет. Внимание! Прежде чем внести тлеющую лучинку под колпак, доведём уровень воды в кристаллизаторе до уровня воды под колпаком, так как, если этого не сделать, то при открывании пробки вода из кристаллизатора пойдёт под колпак, а через отверстие в колпаке — воздух и мы ничего доказать не сможем. Вывод: в воздухе $1/5$ часть по объёму занимает кислород.

Опыт можно упростить, используя вместо тигля с фосфором свечу (1—1,5 см), прикреплённую к пластинке из пенопласта, за счёт которого она удерживается на поверхности воды. В остальном опыт проводится аналогично.

2. Получение кислорода разложением пероксида водорода с использованием катализатора оксида марганца (IV)

В пробирку нальём 3%-ный раствор пероксида водорода объёмом около 5 см^3 и поднесём к её отверстию тлеющую

лучинку, она тухнет. Опустим в пробирку 2 гранулы оксида марганца (IV) и снова поднесём тлеющую лучинку. Она разгорается. Вывод: полученный газ — кислород.

Для более наглядного проведения опыта можно использовать прибор (рис. 7), состоящий из колбы Вюрца (в неё помещаем 1—2 ложечки оксида марганца (IV)), закрытой пробкой со вставленной в неё капельной воронкой, через которую будем медленно прокапывать раствор пероксида водорода. Образующийся кислород собираем в колбу и доказываем его наличие с помощью тлеющей лучинки.

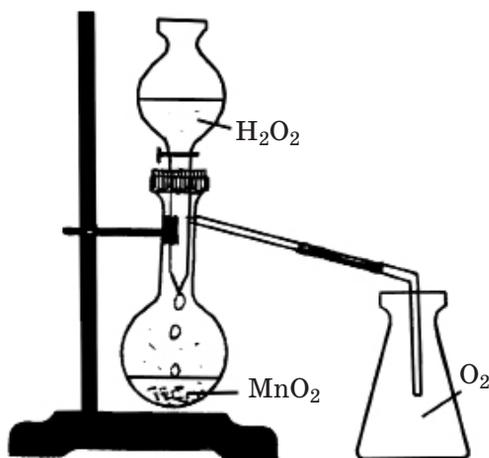


Рис. 7

Используемый в опыте оксид марганца(IV) можно предварительно поместить в полотняный мешочек и завязать ниткой, на которой опустить его на дно колбы, зажав конец нитки пробкой. В этом случае после завершения опыта его легко можно извлечь из колбы Вюрца.

3. Обнаружение углекислого газа с помощью известковой воды

Поместим в пробирку несколько кусочков (2—3) мрамора или мела, прильём к ним разбавленную соляную кислоту

объёмом 2—3 см³. Закроем пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Опустим конец трубки в пробирку со свежеприготовленным раствором гидроксида кальция (известковой водой). Наблюдаем помутнение известковой воды.

Тема 5. Водород и его «потомки»

1. Наполнение водородом мыльных пузырей

Для выполнения опыта необходимо получить водород в аппарате Киппа или демонстрационном (большого размера) приборе для получения газов («аппарате Кирюшкина»). Стекланную трубку, соединённую с прибором, в котором получаем водород, опускаем в мыльный раствор. Как только пузырь начнёт надуваться, трубку извлекаем из мыльного раствора. После достижения желаемого размера, слегка встряхнув трубку, отделяем пузырь. Пускаемые один за другим пузыри легко поднимаются к потолку. По пути их можно поджечь.

Для приготовления мыльного раствора необходимо натереть на крупной тёрке немного детского мыла, растворить его в небольшом количестве тёплой воды. Хорошие мыльные пузыри получаются при использовании моющих средств типа «Ферри». Чтобы получить более прочные пузыри, в мыльный раствор необходимо добавить немного глицерина.

III. ТИПЫ РАСЧЁТНЫХ ЗАДАЧ

Тема 2. «Кирпичики» мироздания

1. Вычисление массы вещества на основе закона постоянства состава

1.1. Вычисление массовых отношений химических элементов в сложном веществе.

Пример 1. Вычислите массовые отношения химических элементов в азотной кислоте, химическая формула которой HNO_3 .

Решение. Зная относительные атомные массы элементов и число атомов, входящих в состав химического соединения, можно определить массовые отношения этих элементов:

$$m(\text{H}) : m(\text{N}) : m(\text{O}) = 1 : 14 : 48,$$

$$m(\text{HNO}_3) = m(\text{H}) + m(\text{N}) + m(\text{O}) = 1 + 14 + 48 = 63.$$

Это означает, что в 63 массовых частях азотной кислоты содержится 1 мас. ч. водорода, 14 мас. ч. азота и 48 мас. ч. кислорода. Массовые части можно выразить с помощью единиц массы (г; кг). Так, азотная кислота массой 63 г содержит водород массой 1 г, азот массой 14 г и кислород массой 48 г.

1.2. Нахождение химической формулы по отношению масс элементов, входящих в состав данного вещества.

Пример 2. Найдите химическую формулу вещества, в состав которого входит 9 массовых частей алюминия и 8 массовых частей кислорода.

Решение. $A_r(\text{Al}) = 27$; $A_r(\text{O}) = 16$.

Находим отношение числа атомов:

$$N(\text{Al}) : N(\text{O}) = \frac{9}{27} : \frac{8}{16} = 0,33 : 0,5 = 0,99 : 1,5 \approx 2 : 3.$$

Ответ: химическая формула вещества Al_2O_3 .

1.3. Вычисление массы вещества на основе закона постоянства состава.

Пример 3. Определите массу серы, реагирующей без остатка с магниевой стружкой массой 12 г, если в данном случае химические элементы магний и сера соединяются в массовых отношениях 3 : 4.

<p>Дано:</p> $m(\text{Mg}) = 12 \text{ г}$ $m(\text{Mg}) : m(\text{S}) = 3 : 4$	<p>Решение. Магний массой 3 г реагирует с серой массой 4 г, а магний массой 12 г — с серой, массой x г:</p> $\frac{3}{12} = \frac{4}{x}; x = \frac{12 \cdot 4}{3} = 16 \text{ (г)}.$ <p>$m(\text{S}) = 16 \text{ г}.$</p>
<p>Найти: $m(\text{S})$ — ?</p>	<p>Ответ: масса прореагировавшей серы 16 г.</p>

Пример 4. Смешали порошкообразную медь массой 8 г и порошкообразную серу массой 4 г. Смесь нагрели. Рассчитайте массу полученного вещества (сульфида меди(II)), если известно, что медь с серой соединяются в массовых отношениях 2 : 1.

<p>Дано:</p> $m(\text{Cu}) = 8 \text{ г}$ $m(\text{S}) = 4 \text{ г}$ $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 2 : 1$	<p>Решение. $\text{Cu} + \text{S} = \text{CuS}.$ $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 8 \text{ г} : 4 \text{ г} = 2 : 1.$ $m(\text{CuS}) = m(\text{Cu}) + m(\text{S}) = 8 \text{ г} + 4 \text{ г} = 12 \text{ г}.$ Рассуждаем, так как медь с серой реагируют в массовых отношениях 2 : 1, то это значит, что медь массой 8 г соединяется с серой массой 4 г и получится сульфид меди(II) массой 12 г.</p>
<p>Найти:</p> $m(\text{CuS})$ — ?	<p>Ответ: масса полученного сульфида меди(II) 12 г.</p>

Пример 5. Смешали серу массой 8 г с магнием массой 7 г. Смесь нагрели до начала реакции. Рассчитайте массу полученного вещества (сульфида магния), если известно, что сера с магнием реагируют в массовых отношениях 4 : 3. Какое вещество не полностью вступило в реакцию, какова его масса?

Дано: $m(\text{S}) = 8 \text{ г}$ $m(\text{Mg}) = 7 \text{ г}$ $m(\text{S}) : m(\text{Mg}) = 4 : 3$	Решение. $\text{Mg} + \text{S} = \text{MgS}$. Рассуждаем, если сера с магнием реагируют в массовых отношениях $4 : 3$, то это значит, что сера массой 4 г реагирует с магнием массой 3 г , а сера массой 8 г — с магнием массой $x \text{ г}$:
Найти: $m(\text{MgS})$ — ? $m(\text{остатка})$ — ?	$\frac{4}{8} = \frac{3}{x}; x = \frac{8 \cdot 3}{4} = 6 \text{ (г)}.$

Итак, $m_{\text{прореагир}}(\text{Mg}) = 6 \text{ г}$,

$$m_{\text{непрореагир}}(\text{Mg}) = m(\text{Mg}) - m_{\text{прореагир}}(\text{Mg}) = 7 - 6 = 1 \text{ (г)},$$

$$m(\text{MgS}) = m(\text{S}) + m_{\text{прореагир}}(\text{Mg}) = 8 + 6 = 14 \text{ (г)}.$$

О т в е т: образовался сульфид магния массой 14 г , и при этом остался непрореагировавший магнии массой 1 г .

Примеры задач

1. Определите химическую формулу вещества, в состав которого входит 3 мас. ч. магния и 2 мас. ч. кислорода. О т в е т: MgO .

2. Найдите химическую формулу вещества, в состав которого входит 7 мас. ч. азота и 20 мас. ч. кислорода. О т в е т: N_2O_5 .

3. Каково массовое отношение элементов в следующих соединениях меди: а) оксид меди(II), б) оксид меди(I). О т в е т: а) $4 : 1$; б) $8 : 1$.

4. Каковы массовые отношения элементов в сульфиде железа (II) FeS и в пирите FeS_2 ? Какое из этих соединений богаче железом? О т в е т: $7 : 4$ и $7 : 8$.

5. Каково массовое отношение элементов в следующих природных соединениях меди: а) в медном блеске Cu_2S ; б) малахите $\text{Cu}_2\text{CH}_2\text{O}_5$? О т в е т: а) $4 : 1$; б) $32 : 6 : 1 : 40$.

Тема 3. События в мире веществ — химические реакции

Расчёты по термохимическим уравнениям

1. Вычисление количества выделяющейся (или поглощающейся) теплоты по массе участвующего в реакции вещества.

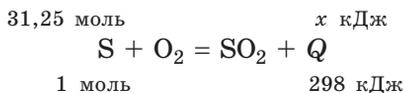
Пример 1. Вычислите количество теплоты, которая выделится при сжигании серы массой 1 кг, зная, что теплота образования оксида серы(IV) из серы и кислорода равна 298 кДж.

Дано:
 $m(\text{S}) = 1 \text{ кг} =$
 $= 1000 \text{ г}$

Найти: Q — ?

Решение.

1. Составляем термохимическое уравнение реакции горения серы:



2. Находим количество вещества сгоревшей серы:

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{1000 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 31,25 \text{ моль.}$$

3. Находим выделившееся количество теплоты.

При сгорании серы количеством вещества 1 моль выделяется 298 кДж теплоты, следовательно, при сгорании серы количеством вещества 31,25 моль выделяется Q кДж теплоты:

$$x = \frac{31,25 \text{ моль} \cdot 298 \text{ кДж}}{1 \text{ моль}} = 9312,5 \text{ кДж.}$$

Ответ: выделилось 9312,5 кДж.

2. Вычисление массы вещества, участвующего в реакции, по количеству выделившейся теплоты.

Пример 2. Какая масса железа превратилась в оксид железа(II, III), если в результате реакции горения выделилось 112 кДж, а теплота образования оксида равна 1120 кДж?

Дано: $Q = 112$ кДж	Решение. 1. Составляем термохимическое уравнение реакции горения железа:
Найти: $m(\text{Fe})$ — ?	$ \begin{array}{rcl} x \text{ моль} & & 112 \text{ кДж} \\ 3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4 + Q \\ 3 \text{ моль} & & 1120 \text{ кДж} \end{array} $

2. Находим количество вещества сгоревшего железа.

При сгорании железа количеством вещества 3 моль выделяется 1120 кДж теплоты, следовательно, при сгорании железа количеством вещества x моль выделяется 112 кДж теплоты:

$$n(\text{Fe}) = \frac{3 \text{ моль} \cdot 112 \text{ кДж}}{1120 \text{ моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

3. Находим массу сгоревшего железа:

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,3 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 16,8 \text{ г.}$$

О т в е т: масса железа 16,8 г.

Примеры задач

1. При соединении железа массой 2,1 г с серой выделилось 3,58 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования сульфида железа(II). О т в е т: 95,45 кДж.

2. При взаимодействии алюминия массой 9 г с кислородом выделилось 274,44 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования оксида алюминия. О т в е т: 1646,67 кДж.

3. Вычислите теплоту образования оксида меди(II), зная, что при восстановлении 1 моль его углем (с образованием CO) поглощается 46,47 кДж. О т в е т: 157 кДж.

4. Составьте термохимическое уравнение реакции горения алюминия, если при этом образуется оксид алюминия и выделяется 1583 кДж теплоты на 1 моль оксида алюминия. О т в е т: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3164 \text{ кДж.}$

5. Составьте термохимическое уравнение реакции горения серы в кислороде, если при этом образуется оксид серы(IV). В этой реакции в расчёте на 1 моль образовавшегося оксида серы(IV) выделяется 297 кДж теплоты. О т в е т: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 + 297 \text{ кДж.}$

Тема 4. Кислород и его «потомки»

Вычисление относительной плотности газов

Вспоминаем с учащимися, что плотность любого вещества ρ — это отношение массы этого вещества к его объёму: $\rho = \frac{m}{V}$.

Если мы возьмём 1 моль любого газа, его масса равна молярной массе M , а объём равен молярному объёму V_m . Тогда плотность газа можно рассчитать по формуле

$$\rho_{\text{газа}} = \frac{M_{\text{газа}}}{V_m}.$$

Если взять два газа и обозначить плотность и молярную массу первого газа соответственно ρ_1 и M_1 , а второго газа — ρ_2 и M_2 , тогда $\rho_1 = \frac{M_1}{V_m}$; $\rho_2 = \frac{M_2}{V_m}$. Отношение плотностей этих газов $\frac{\rho_1}{\rho_2}$ называется относительной плотностью первого газа по второму газу и обозначается D .

$$\text{Отсюда следует, что } D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1 \cdot V_m}{M_2 \cdot V_m} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Таким образом, относительная плотность одного газа по другому газу равна отношению их молярных масс или относительных молекулярных масс (так как M численно равна M_r). Отсюда следует, что $D = \frac{M_1}{M_2} = \frac{M_{r_1}}{M_{r_2}}$.

Часто плотность различных газов рассчитывают по водороду или воздуху. Относительная плотность любого газа (А) по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(\text{А}) = \frac{M_r(\text{А})}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{M_r(\text{А})}{2}.$$

Воздух — это смесь газов, средняя относительная молекулярная масса воздуха равна 29. Относительная плотность любого газа (А) по воздуху:

$$D_{\text{в}}(\text{А}) = \frac{M_r(\text{А})}{M_r(\text{в})} = \frac{M_r(\text{А})}{29}.$$

Относительная плотность газа — величина безразмерная.

Зная относительные плотности газов по другому газу, можно определять относительные молекулярные (молярные) массы газов:

$$M_r(A) = D_X(A) \cdot M_r(X)$$

Пример 1. Вычислите молярную массу газа, относительная плотность которого по водороду равна 32. Рассчитайте относительную плотность этого газа по воздуху.

Дано:

$$D_{H_2(\text{газа})} = 32$$

$$M_{(\text{возд})} \approx 29 \text{ г/моль}$$

Найти:

$$M(\text{газа}) — ?$$

$$D_{\text{возд}}(\text{газа}) — ?$$

Решение

1. Для решения используем форму-

$$\text{лу: } D_y(x) = \frac{M(x)}{M(y)}.$$

2. Вычисляем молярную массу газа:

$$\begin{aligned} M_{\text{газа}} &= D_{H_2, \text{газа}} \cdot M(H_2) = \\ &= 32 \cdot 2 \text{ г/моль} = 64 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

3. Определяем относительную плотность газа по воздуху:

$$D_{\text{возд}}(\text{газа}) = \frac{M_{\text{газа}}}{M_{\text{возд}}} = \frac{64 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 2,207.$$

Ответ: молярная масса газа — 64 г/моль, относительная плотность этого газа по воздуху — 2,207.

Пример 2. Определите относительную плотность газовой смеси по воздуху, состоящей из азота объёмом 44,8 дм³ и кислорода объёмом 11,2 дм³ (при н.у.)

Дано:

$$V(N_2) = 44,8 \text{ дм}^3$$

$$V(O_2) = 11,2 \text{ дм}^3$$

$$M_{\text{возд}} \approx 29 \text{ г/моль}$$

Найти:

$$D_{\text{возд}}(\text{смеси}) — ?$$

Решение.

1. Вычисляем количества веществ газов в смеси по формуле $n = \frac{V}{V_m}$:

$$n(N_2) = \frac{V(N_2)}{V_m} = \frac{44,8 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль}} = 2 \text{ моль};$$

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{11,2 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

2. Определяем массы газов в смеси по формуле $m = n \cdot M$:

$$m(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 2 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 56 \text{ г}$$

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0,5 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 16 \text{ г}.$$

3. Вычисляем молярную массу смеси газов по формуле

$$M_{\text{смеси}} = \frac{m(\text{N}_2) + m(\text{O}_2)}{n(\text{N}_2) + n(\text{O}_2)};$$

$$M_{\text{смеси}} = \frac{56 \text{ г} + 16 \text{ г}}{2 \text{ моль} + 0,5 \text{ моль}} = 28,8 \text{ г/моль}.$$

4. Определяем относительную плотность газовой смеси по воздуху:

$$D_{\text{возд}}(\text{смеси}) = \frac{M_{(\text{смеси})}}{M_{(\text{возд})}} = \frac{28,8 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 0,993.$$

О т в е т: относительная плотность газовой смеси по воздуху 0,993.

Примеры задач

1. Определите относительные плотности сероводорода (H_2S): а) по водороду; б) по воздуху. О т в е т: а) 17; б) 1,17.

2. Рассчитайте относительные плотности хлороводорода (HCl): а) по гелию; б) по кислороду. О т в е т: а) 9,125; б) 1,14.

3. Относительная плотность газа по воздуху равна 1,52. Рассчитайте молярную массу этого газа. О т в е т: 44 г/моль.

4. Какие из перечисленных газов легче воздуха: оксид углерода (II), оксид углерода (IV), метан (CH_4)? Ответ подтвердите расчётами. О т в е т: оксид углерода (II) и метан.

5. Определите относительную плотность по водороду газовой смеси, состоящей из водорода объёмом 28 дм^3 и азота объёмом 56 дм^3 (при н. у.). О т в е т: 9,67.

IV. СЦЕНАРИИ ПРОВЕДЕНИЯ ОТДЕЛЬНЫХ ФАКУЛЬТАТИВНЫХ ЗАНЯТИЙ

Тема 2. «Кирпичики» мироздания

Тема факультативного занятия: Состав веществ. Закон постоянства состава веществ.

Задачи факультативного занятия:

- сформировать у учащихся осознанное представление о веществах молекулярного и немолекулярного строения;
- способствовать усвоению школьниками закона постоянства состава веществ и ограниченности его применения;
- познакомиться с историей открытия закона постоянства состава.

Ход факультативного занятия

Мотивация и целеполагание, постановка проблемы. Небольшой рассказ о жизни и деятельности Ж. Л. Пруста и его споре с К. Л. Бертолле о постоянстве состава вещества.

Учитель задаёт вопрос: «Действительно ли все вещества имеют постоянный состав?» В результате возникает ситуация неопределённости, ученики затрудняются ответить на поставленный проблемный вопрос.

Решение заданной проблемы. Для выдвижения гипотезы учитель углубляет знания учащихся о веществах молекулярного и немолекулярного строения. С этой целью учитель проводит беседу.

Вопросы:

1. На какие группы по особенностям строения делятся вещества?
2. Какие частицы являются структурными единицами строения молекулярных веществ?
3. Является ли состав молекулы постоянным?
4. Какие из известных вам частиц могут быть структурными единицами веществ немолекулярного строения?

5. Всегда ли постоянно количество атомов в формульной единице вещества немолекулярного строения?

При обсуждении ответов на вопросы ученики выдвигают предположение, что только вещества молекулярного строения имеют постоянный состав.

Подтверждая справедливость высказанной учащимися гипотезы, учитель развивает их представления о веществах постоянного и переменного состава.

Изучение нового материала.

1. Формирование представлений о существовании веществ молекулярного и немолекулярного строения.

С помощью моделей кристаллических решёток хлорида натрия, углекислого газа, графита и алмаза учитель разъясняет, что далеко не все вещества состоят из молекул, напротив, большая часть веществ в узлах кристаллических решёток имеет не молекулы, а атомы или образованные ими частицы (формульные единицы — ФЕ). Учащиеся делают обобщение о веществах молекулярного и немолекулярного строения. Приводят по 2—3 примера веществ молекулярного и немолекулярного строения и приходят к выводу, что веществ немолекулярного строения больше.

2. Изучение закона постоянства состава вещества.

П л а н изучения закона.

1. История и дата открытия.
2. Формулировка.
3. Опыты, подтверждающие справедливость закона.
4. Значение.
5. Области применения.

Изучение закона постоянства состава начинаем с демонстрации двух-трёх опытов получения углекислого газа. При этом учитель комментирует происходящие с веществами изменения и предлагает учащимся доказать известными им способами образование в каждом случае углекислого газа (из курса биологии школьники знают, что в атмосфере углекислого газа горящая лучинка гаснет, а при пропускании газа через известковую воду раствор мутнеет).

В ходе беседы учащиеся делают вывод о том, что все проделанные опыты являются различными способами получения одного и того же вещества — углекислого газа.

Учитель рассказывает об исследованиях Жозефа Луи Пруста и его споре с Клодом Луи Бертолле о постоянстве состава вещества. При этом важно показать, что оба учёных были правы. Впоследствии вещества постоянного состава были названы дальтоноидами (в честь английского химика Дальтона), а вещества переменного состава — бертоллоидами (в память о французском химике Бертолле).

3. Проводим беседу по следующим вопросам:

1. Следствия из законов очень часто имеют огромное значение. Как вы думаете, какое очень важное следствие вытекает из закона постоянства состава?

2. Какое содержание следует вложить в понятие «состав вещества»?

3. Что следует понимать под качественным составом вещества?

4. Охарактеризуйте качественный состав вещества на примере молекулы углекислого газа.

5. Что следует понимать под количественным составом вещества?

6. Установите количественный состав вещества на примере молекулы углекислого газа.

Учитель демонстрирует или, пользуясь рисунком, описывает опыт разложения воды под действием электрического тока. Сообщает, что результаты этого опыта имели огромное значение для развития количественных отношений в химии. Были выяснены массовые соотношения кислорода и водорода, которые помогли установить количественный состав воды, а следовательно, — определить её химическую формулу.

Вновь обращаемся к моделям кристаллических решёток. Предлагаем учащимся сравнить кристаллические решётки хлорида натрия и углекислого газа. В ходе анализа учащиеся делают вывод: в узлах кристаллической решётки веществ молекулярного строения находятся молекулы, а в узлах кристаллической решётки веществ немолекулярного строения находятся атомы или другие частицы, но не молекулы.

Закон постоянства состава имеет ограниченное применение. Ему подчиняются только вещества молекулярного строения. Однако мы выводим формулы и для веществ не-

молекулярного строения. В этом случае формулы отражают соотношение атомов в кристаллической решётке.

Закрепление. Результаты работы на занятии предлагаем учащимся обобщить в виде схемы или таблицы (по выбору учителя).

Рефлексия.

1. Всё ли изучаемое на факультативном занятии вам было понятно?

2. Что вы узнали нового?

3. Чувствовали ли вы себя исследователем?

Покажите своё отношение к проведённому факультативному занятию, положив в химический стакан соответствующие карточки:

красная — мало что понял,

жёлтая — было интересно, но ещё нужно дома работать,

зелёная — считаю, что материал занятия понял и усвоил.

Тема 4. Кислород и его «потомки»

Тема факультативного занятия: «Кислород: горение и окисление».

Задачи факультативного занятия:

- углубить знания учащихся о свойствах кислорода, его роли в природе и жизни людей;

- на материале данной темы раскрыть межпредметные связи химии с другими предметами и её значимость для представителей разных профессий;

- способствовать расширению кругозора школьников и развитию у них интереса к химической науке.

Форма проведения факультативного занятия — деловая игра.

Игровая ситуация (имитационная модель): пресс-конференция учёных-землян на планете Марс.

Действующие лица (участники пресс-конференции):

- ведущий пресс-конференции (учитель);
- группа журналистов с планеты Марс (учащиеся);
- группа учёных-землян (учащиеся).

Подготовка к факультативному занятию: познакомить учащихся с формой его проведения; подобрать участников космической экспедиции; дать задание нарисовать рисунки на тему занятия, придумать эмблемы для обитателей Марса, а также для других участников пресс-конференции.

Ход факультативного занятия

Столы в кабинете стоят полукругом. У марсиан на груди — эмблемы их планеты, на голове — короны необычной формы с химической эмблемой, у девочек необычно заплетены волосы. У всех участников — тетради и ручки. У журналистов на груди приколоты визитные карточки. Участники космической научной экспедиции сидят впереди, на столе перед каждым из них — табличка с указанием его роли (историк, географ и т. д.).

Ведущий (учитель). Внимание! Космическая экспедиция землян, прилетевших на нашу планету, познакомит нас, марсиан, с веществом под названием «кислород».

В состав космической экспедиции входят следующие специалисты: историк (Ф.И.О.), химик (Ф.И.О.), физик (Ф.И.О.), биолог (Ф.И.О.), медик (Ф.И.О.), географ (Ф.И.О.), экспериментатор (Ф.И.О.), эколог (Ф.И.О.), литератор (Ф.И.О.).

На этой встрече присутствуют журналисты с других планет и аборигены. Земляне заранее прислали нам много научной литературы о своей планете. Поэтому мы уже немного знакомы с веществом, которое они называют «кислород». Все инопланетяне во время работы ведут дневники. По ним в конце нашей игры мы отметим самый лучший рассказ. Итак, начинаем нашу пресс-конференцию.

Корреспондент газеты «Марсианские новости». Когда и кем был открыт кислород на Земле?

Историк. На этот вопрос отвечаю я. Ещё в начале XVII в. газ, позднее названный кислородом, был выделен изобретателем подводной лодки К. Дреббелем, который установил его способность поддерживать дыхание. Однако результаты этих исследований были засекречены из-за их военной направленности, и поэтому они не были известны современникам.

В 1750 г. М. В. Ломоносов на основании своих опытов доказал, что в состав воздуха входит вещество, окисляющее металл.

В 1771 г. это вещество было получено различными способами выдающимся шведским химиком Карлом Вильгельмом Шееле.

В 1774 г. английский химик и философ Джозеф Пристли нагревал красный оксид ртути (II) HgO , направляя на него солнечные лучи с помощью увеличительного стекла. При этом он получал газ, который считал воздухом. Дж. Пристли писал: «Этот воздух не поглощался водой. Каково же было моё изумление, когда я обнаружил, что свеча горит в этом воздухе необычайно ярким пламенем».

Во время опыта учёный поместил двух мышей, одну — в сосуд с обыкновенным воздухом, а другую — в такой же сосуд с полученным им газом. Первая мышь быстро задохнулась, а вторая в это время ещё чувствовала себя хорошо и активно двигалась. Учёный и сам пробовал дышать полученным газом и нашёл, что им дышится особенно легко и приятно. Открытый Дж. Пристли газ и был кислород.

И всё-таки главная фигура в истории открытия кислорода — не Шееле и не Пристли, а великий французский химик Антуан Лоран Лавуазье, объяснивший смысл опытов, проведённых этими учёными. В 1775 г. он установил, что кислород входит в состав воздуха и содержится во многих веществах.

К о р р е с п о н д е н т журнала «Природа Марса». Я прочитал в одной книге такое четверостишие:

...Он всюду и везде:
В камне, в воздухе, в воде.
Он и в утренней росе,
И в небес голубизне...

Где же на Земле встречается кислород?

Географ. Кислород — наиболее распространённый на Земле химический элемент. Литосфера на 47 % по массе состоит из кислорода, входящего в состав оксидов и солей. В атмосфере содержится по массе ≈ 23 % (≈ 21 % по объёму) свободного кислорода. Гидросфера содержит 85,5 % кислорода, основная доля которого приходится на воду. Кислород

входит в состав растений ($\approx 40\%$), животных ($\approx 20\%$), минералов, оснований, большинства солей и кислот, органических веществ. Тело человека примерно на 65% состоит из этого элемента.

Корреспондент газеты «Марсианские новости». Атмосфера Марса на 95% состоит из углекислого газа. Каков состав атмосферы вашей планеты?

Географ. Атмосфера Земли представляет собой смесь газов. Сухой воздух вблизи поверхности Земли, если удалить из него влагу и частицы пыли, по объёму содержит: $78,09\%$ — азота; $20,94\%$ — кислорода; $0,93\%$ — аргона; $0,03\%$ — углекислого газа и всего лишь $0,01\%$ приходится на долю всех остальных газов — водорода, гелия, неона, криптона, ксенона, радона, оксидов азота и др. Масса атмосферы $\approx 5,27 \cdot 10^{15}$ т. На долю кислорода в газовой оболочке Земли приходится около $1\,200\,000$ млрд т. Состав атмосферы до высоты 80 км существенно не меняется. Выше 80 км под действием солнечной радиации молекулы газов диссоциируют на атомы (выше 80 км — диссоциируют CO_2 и H_2 , выше 150 км — O_2 , выше 300 км — N_2).

Корреспондент журнала «Новости науки». Способен ли меняться состав атмосферы Земли?

Физик. Если говорить кратко, то атмосфера Земли загрязняется как по естественным причинам (извержение вулканов, пыльные бури и т. д.), так и из-за хозяйственной деятельности человека. Её состав при этом изменяется. Атмосфера содержит много пыли, которая попадает туда с поверхности Земли и частично из космоса. При сильных волнениях ветры подхватывают капли воды из морей и океанов. Вместе с водными каплями в атмосферу попадают и частицы солей. В результате извержения вулканов, лесных пожаров и других природных явлений воздух загрязняется продуктами сгорания. Больше всего пыли и других примесей содержится в приземном слое воздуха. Все эти мельчайшие примеси влияют на цвет неба. Молекулы газов рассеивают фиолетовые и синие лучи, поэтому днём небо голубого цвета. А частицы примесей рассеивают световые лучи почти всех длин волн. Поэтому, когда воздух запылён или в нём содержатся капель-

ки воды, небо становится белесоватым. На больших высотах небо тёмно-фиолетовое и даже чёрное.

К о р р е с п о н д е н т журнала «Природа Марса». Что является основным источником загрязнения атмосферы?

Э к о л о г. Основным источником загрязнения атмосферного воздуха в промышленных странах являются автомобили и другие виды транспорта, а также тепловые электростанции. Углекислый, угарный и сернистый газы — самые распространённые газообразные загрязнители, делающие атмосферу неблагоприятной для жизни человека и животных. Ежегодно в атмосферу выбрасывается 200—250 млн т золы и ≈ 60 млн т сернистого газа. В результате сжигания на тепловых электростанциях угля и нефти в воздушный бассейн выбрасывается 74 % всех поступающих в атмосферу оксидов серы и около половины оксидов азота.

К о р р е с п о н д е н т того же журнала. Как же на Земле решается проблема чистоты атмосферы?

Э к о л о г. Проблема охраны окружающей среды стоит перед землянами очень остро. Её можно решить только путём международного сотрудничества в области охраны воздуха: правильное сжигание топлива, строительство очистных сооружений, совершенствование технологии (особенно в металлургической и химической промышленности), модернизация транспорта, расширение площадей зелёных насаждений.

К о р р е с п о н д е н т журнала «Новости науки». Что вы ещё можете сказать о свойствах кислорода? Известно, что кислород — газ без цвета, вкуса и запаха.

Ф и з и к. Кислород объёмом 1 дм^3 имеет массу 1,43 г, т. е. он тяжелее воздуха. Кислород плохо растворяется в воде. В воде объёмом 100 дм^3 при давлении 1 атм. и температуре $0 \text{ }^\circ\text{C}$ растворяется кислород объёмом 5 дм^3 . При температуре $-183 \text{ }^\circ\text{C}$ он превращается в голубоватую, очень подвижную жидкость, при дальнейшем охлаждении (до $-219 \text{ }^\circ\text{C}$) — в замерзающую тёмно-голубую массу, притягивающуюся магнитом.

Л и т е р а т о р. А вот как описаны свойства жидкого кислорода в повести Александра Беляева «Продавец воздуха»: «Твёрдый спирт не горит, взрывается от удара, эфир замёрза-

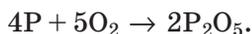
ет в кристаллическую массу. Каучуковая трубка от действия жидкого воздуха становится твёрдой и хрупкой и может быть превращена в куски и порошок, живые цветы приобретают вид фарфоровых изделий, и фетровую шляпу можно разбить на куски, как фарфор».

К о р р е с п о н д е н т журнала «Юный химик Марса». Правда ли, что кислород — сильный окислитель?

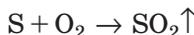
Х и м и к. Кислород в химических реакциях выступает в роли окислителя, уступая лишь фтору. Кислород отличается высокой химической активностью. Из 99 элементов он взаимодействует с 86 элементами, но не соединяется с золотом, платиной, криптоном и ксеноном.

Для развития активной реакции кислорода с большинством простых и сложных веществ нужно нагревание.

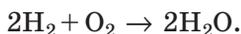
С фосфором кислород активно реагирует при нагревании до 60 °С:



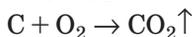
С серой при нагревании до 250 °С:



С водородом — до температуры выше 300 °С:



С графитом — до температуры выше 700—800 °С:



Кислород окисляет и сложные вещества:



Ацетилен

Правда, есть вещество — гемоглобин крови, способное реагировать с кислородом при комнатной температуре.

Есть две разновидности реакций окисления: горение (реакции, сопровождающиеся интенсивным выделением энергии) и медленное окисление.

Л и т е р а т о р. Помните, в романе Жюль Верна «Таинственный остров» Сайрес Смит, чтобы зажечь мох, воспользовался двумя выпуклыми стёклами от карманных часов. Налив в стёкла воды, он сложил их и слепил края глиной, в результате чего у него получилось двояковыпуклое зажига-

тельное стекло. Воспользовавшись этим стеклом, он направил солнечный луч на горстку сухого мха, и мох воспламенился, так как произошло нагревание мха до температуры его воспламенения.

Эколог. Я хочу кое-что добавить. Подобной линзой, способной сфокусировать солнечные лучи, может стать и обыкновенная бутылка, брошенная жарким летом в лесу ленивым человеком. Нужно всегда помнить, что такая бутылка не только захламбляет лес, но и может стать причиной лесного пожара.

Экспериментатор. Итак, для того чтобы вещество загорелось, должны быть соблюдены два условия: достижение температуры воспламенения вещества и доступ кислорода.

Демонстрирует опыт «Несгораемый платок». Комментируя результаты наблюдений, объясняем школьникам, что при горении растворителя не была достигнута температура воспламенения ткани, поэтому платок остался цел.

Эколог. Говоря о горении, мы прежде всего имеем в виду сжигание топлива. Это уголь и газ в котельных, бензин в двигателях внутреннего сгорания автомобилей. Процессы сжигания топлива ставят серьёзные экологические проблемы. Например, образующийся в результате таких процессов CO_2 вызывает загрязнение атмосферы.

Корреспондент журнала «Химия и жизнь». Кислород — окислитель. Находит ли применение это свойство кислорода?

Химик (*рассказывает по слайдам*). Обогащение воздуха кислородом делает более эффективными и экологически целесообразными многие технологические процессы, в основе которых лежит реакция окисления. Чёрная металлургия поглощает более 60 % получаемого кислорода. При работе двигателя внутреннего сгорания автомобиля расходуется 1825 кг кислорода на каждые 100 км пути. Кислородно-ацетиленовая смесь при её сжигании даёт пламя с температурой до 3500 °С, достаточной для резки и сварки многих металлов.

Кислород используют при окислении ракетного топлива. Это впервые предложил К. Э. Циолковский. Любое пористое горючее вещество, например, опилки, мох, торф, уголь, в ре-

зультате пропитки жидким кислородом становится взрывчатым. Такие вещества в случае необходимости могут заменить динамит при разработке месторождений полезных ископаемых. Кислород нужен для производства многих веществ, например азотной кислоты.

Медленное окисление веществ пищи в нашем организме — энергетическая основа жизни. Кислород необходим также человеку для дыхания, а дыхание — частный случай окислительных реакций в нашем организме. Установлено, например, что космонавту (в лежачем положении) в межпланетном рейсе в сутки необходим кислород массой 0,49 кг. Лётчики при высоких полётах пользуются кислородными масками. Если без пищи и воды человек может прожить несколько суток, то без кислорода — несколько минут.

Л и т е р а т о р. Я хочу привести пример воздействия чистого кислорода на живые организмы из произведения Жюль Верна «Опыт доктора Окса»: «Стоило бросить в землю семечко, как из него поднимался зелёный стебелёк, который рос не по дням, а по часам... кочаны капусты превращались в кусты, а грибы становились величиной с зонтик. Но, увы! Все эти растения... быстро блекли и умирали, сожжённые, истощённые, бессильные». Объясните, что происходит в этом отрывке. *(После пояснений учащихся ведущий дополняет их сообщения.)*

В е д у щ и й. Согласно современной концепции, человеческий организм приспособился в ходе эволюции к дыханию воздухом, а не чистым кислородом. В случае же дыхания чистым кислородом ускоряются окислительные процессы обмена веществ и человеческий организм быстрее «сгорает». Так что Жюль Верн в чём-то был прав.

К о р р е с п о н д е н т журнала «Природа Марса». Какой объём кислорода в сутки необходим человеку для дыхания?

М е д и к. В сутки через лёгкие человека проходит кислород объёмом около 800 дм³.

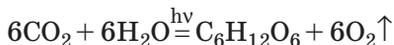
Б и о л о г. Я хочу кое-что добавить. Все живые организмы нуждаются в кислороде. Вот интересные факты. Наименее требователен к кислороду из рыб — карась, спокойно живущий в заросших прудах, где почти весь растворённый в воде

кислород расходуется на окисление органических веществ. Самый привередливый в этом смысле — карп. Ему нужно, чтобы концентрация кислорода в воде была не менее 4 мг/дм³.

М е д и к. Как врач хочу добавить следующее. Человеку, впервые попавшему в горы, на высоте не хватает воздуха, точнее кислорода. В разреженном воздухе кровь не успевает насытиться кислородом и наступает кислородное голодание. Люди, постоянно живущие в горных районах, кислородной недостаточностью не страдают, так как их организм приспособился к горным условиям.

К о р р е с п о н д е н т журнала «Природа Марса». За счёт чего восстанавливается запас кислорода на Земле?

Б и о л о г. Главные поставщики кислорода — океан, морские водоросли и растения (*с помощью плаката рассказывает о круговороте кислорода*). Растения, поглощая атмосферный кислород в тёмное время суток, в утренние часы (на свету) активно выделяют его в процессе фотосинтеза, образуя из углекислого газа и воды органические соединения.



Образующиеся органические вещества разлагаются. Продолжительность одного цикла в круговороте кислорода — 2000 лет. За это время весь кислород проходит через живое вещество. При фотосинтезе образуется ежегодно 177 млрд т органических веществ, химическая энергия которых в 100 раз больше, чем энергия, вырабатываемая всеми электростанциями мира.

К о р р е с п о н д е н т журнала «Химия и промышленность». Где же берут кислород те, кто отправляется в путешествие на космическом корабле?

Ф и з и к. Для дыхания в замкнутых помещениях (космические аппараты, подводные лодки и т. п.) используют твёрдые источники кислорода, действие которых основано на самораспространяющейся экзотермической реакции между носителем кислорода (хлоратом или перхлоратом) и горючим.

К о р р е с п о н д е н т журнала «Юный химик». А не можете ли вы сейчас получить кислород?

Э к с п е р и м е н т а т о р. В лаборатории чаще всего используют промышленный кислород, поставляемый в баллонах

под давлением, однако его можно легко получить из кислородсодержащих веществ: KClO_3 (хлорат калия), HgO (оксид ртути (II)), H_2O_2 (пероксид водорода), KMnO_4 (перманганат калия). При нагревании эти вещества разлагаются с выделением кислорода. Также кислород получают электролизом водного раствора NaOH .

Демонстрируется опыт «Получение кислорода при разложении перманганата калия и собирание его вытеснением воды и воздуха».

К о р р е с п о н д е н т журнала «Химия и промышленность». Кислород в промышленности получают так же, как в лаборатории?

Ф и з и к. Что вы! В промышленности его получают в больших количествах из жидкого воздуха методом низкотемпературной ректификации. Температуры кипения азота и кислорода различаются (при атмосферном давлении) на $12,8^\circ\text{C}$. Сначала воздух превращают в жидкость, охлаждая его до -196°C (температура кипения азота). Затем жидкий кислород отделяют от азота, испаряя азот. Хранят кислород в стальных баллонах под давлением 15 и 20 МПа. Кислородные баллоны окрашены в голубой цвет и имеют надпись чёрными буквами «Кислород».

Л и т е р а т о р. Я хочу привести отрывок из повести Александра Беляева «Продавец воздуха»: «Перед нами был огромный подземный грот. Десятки ламп освещали большое озеро, вода которого отливала красивым голубым цветом. «Жидкий воздух», — сказал Бейли. Я был поражён. Вместе с тем я почувствовал, что мой костюм как будто сжимается, и не мог понять почему. Здесь большое давление».

Ф и з и к. Фантастический сюжет основывается на абсолютно реальных процессах. Ведь в промышленности кислород выделяют из воздуха под большим давлением.

В е д у щ и й. Вездесущий, всемогущий и в то же время невидимый — все эти три эпитета можно отнести к кислороду. Кислород — вездесущ; из него в значительной степени состоят не только воздух, вода и земля, но и мы с вами. Могущество кислорода проявляется уже в том, что мы им дышим, а ведь дыхание — синоним жизни. «Dit spiro spero» (пока дышу, надеюсь).

При обычных условиях кислород не только бесцветен и поэтому невидим, но и никак нами не воспринимается, он не ощущаем никакими органами чувств. Правда, недостаток кислорода, а тем более его отсутствие мы почувствовали бы мгновенно.

От имени всех присутствующих здесь марсиан благодарим учёных-землян за интересный рассказ о кислороде. Желаем благополучного возвращения на Землю!

Обсуждение выступлений членов космической экспедиции.

Рефлексия.

Как вы себя ощущаете после факультативного занятия?

Покажите карточки настроения.

Спасибо за занятие! До свидания!

Тема 4. Кислород и его «потомки»

Тема факультативного занятия: «Распространение кислорода в природе. Применение кислорода. Получение кислорода в лаборатории».

Задачи факультативного занятия:

- закрепить знания школьников о способах получения и собирания кислорода путём вытеснения воздуха и воды;
- познакомиться с нахождением кислорода в природе и его применением, основанным на свойствах;
- раскрыть роль кислорода в живой природе и его значение в промышленности .

Оборудование: пероксид водорода; оксид марганца (IV); чашки Петри; кусочки картофеля, пинцеты; прибор для демонстрации получения кислорода; кристаллизатор с водой; штатив с пробирками; лучинка, спиртовка, спички; диапроектор, диафильм: «Кислород и его применение»; настенные таблицы: «Распространение элементов в природе», «Применение кислорода»; кодоскоп.

Ход факультативного занятия

Мотивация и целеполагание. Контроль усвоения материала с целью актуализации знаний. Предлагаем учащимся

самостоятельную работу по трём вариантам. В каждом варианте по два вопроса.

Вопросы	Вариант 1	Вариант 2	Вариант 3
1. Составьте уравнения химических реакций между кислородом и следующими веществами	Mg ; S(IV)	Zn ; P(V)	Ca ; C(IV)
2. Напишите уравнения реакций горения в кислороде	сероводорода H ₂ S	этана C ₂ H ₆	сероуглерода CS ₂

Учащиеся проводят самоконтроль выполненного задания, сверяя свои записи с правильным решением, проецируемым учителем через кодоскоп. Учащиеся комментируют выполненное задание, объясняют записанные уравнения реакций, называют полученные вещества; указывают признаки данных реакций.

Изучение нового материала. Учитель записывает тему занятия на доске. Проводит беседу, в ходе которой выясняется, где и в каком виде распространён кислород в природе.

Далее учитель демонстрирует диафильм: «Кислород и его применение» и обращает внимание на следующие вопросы:

1. В каком виде кислород встречается в природе?

2. Какие физические и химические свойства кислорода обуславливают его практическое применение? (*вопрос на доске перед учащимися*).

После просмотра диафильма учащиеся, пользуясь настенной таблицей: «Применение кислорода», литературой, которая имеется у них на столах, составляют таблицу: «Применение кислорода, основанное на его свойствах».

Область применения	Свойство, на котором основано применение	Уравнение реакции

Учитель обсуждает с учащимися следующие вопросы: Из какого сырья можно получить кислород в промышленности?

На каких свойствах воздуха и кислорода основано выделение кислорода из воздуха?

Обсуждают ещё один способ промышленного получения кислорода — разложение воды под действием электрического тока.

Затем рассматривают способ получения кислорода в лабораторных условиях. Учитель демонстрирует получение кислорода из пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV) и без него. Далее выясняют причину ускорения реакции получения кислорода в первом случае, вспоминают и закрепляют понятия «катализатор» и «катализ», обсуждают народнохозяйственное значение каталитических реакций.

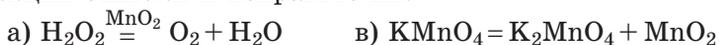
Закрепление. С целью закрепления данного материала учитель проводит ученический лабораторный эксперимент. Учащиеся проводят лабораторный опыт «Ферментативное разложение пероксида водорода под действием каталазы, содержащейся в картофеле» и доказывают с помощью тлеющей лучинки, что полученный газ — кислород.

Контроль усвоения знаний.

1. Назовите возможные лабораторные способы получения газов.

2. Какими способами можно собрать нерастворимый в воде газ, который тяжелее воздуха?

3. Найдите в приведённых ниже уравнениях химических реакций ошибки и исправьте их:



4. Что такое катализатор?

5. Как доказать наличие кислорода?

Подведение итогов и рефлексия.

1. Всё ли изученное на факультативном занятии вам было известно или вы узнали что-то новое?

2. Чему вы научились сегодня?

3. Были ли вы для кого-то сегодня учителем?

4. Как вы оцениваете свою работу на факультативном занятии? (*карточки с баллами*).

5. Какое у вас настроение после факультативного занятия? (*карточки с «рожицами» настроения*).

Тема 5. Водород и его «потомки»

Тема факультативного занятия: Повторение и обобщение темы: «Водород и его потомки».

Задачи факультативного занятия:

- систематизировать знания учащихся о свойствах водорода и общих свойствах кислот;
- закрепить умения составлять формулы солей и уравнения химических реакций с участием кислот;
- повторить классификацию химических реакций по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции.

Оборудование. На демонстрационном столе: растворы солей; кислот; оксиды, металлы, индикаторы. На столах учащихся для решения экспериментальных задач: цинк, соляная кислота, предметное стекло, спиртовка, спички, индикаторы, оксид железа (III), железо, алюминий; оборудование для фильтрования.

Ход факультативного занятия

Мотивация и целеполагание. Проводим фронтальную беседу:

1. Что вам известно о водороде?
2. Когда и кем был открыт водород?
3. Что означает слово «водород», каково его происхождение?
4. Что вы знаете о распространении водорода в космосе? На Земле?
5. Что такое «гремучий газ»? ПБП (правила безопасного поведения при работе с водородом).

Обобщение и систематизация знаний учащихся. К доске приглашаются учащиеся для решения экспериментальных задач.

1. Исходя из имеющихся на столе реактивов, получите водород. Докажите, что при горении водорода образуется вода. Напишите уравнения реакций.

2. Обнаружьте несколькими способами соляную кислоту. Составьте уравнения реакций.

3. Прodelайте 2—3 реакции, характеризующие общие химические свойства кислот, отметьте их практическое значение. Напишите уравнения реакций.

4. Получите и выделите сульфат железа (II).

Оставшиеся учащиеся группы на местах прodelывают задание № 3.

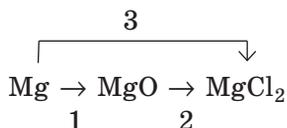
Закрепление и проверка знаний.

Учащимся предлагается выполнить самостоятельную работу по трём вариантам.

Задание № 1

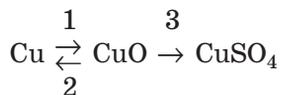
В а р и а н т 1

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения (превращение 3 осуществите практически).



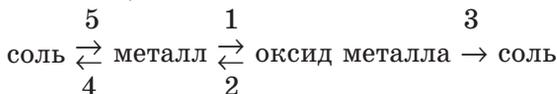
В а р и а н т 2

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения (превращение 3 осуществите практически).



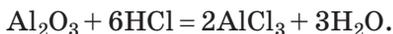
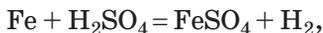
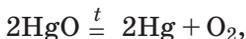
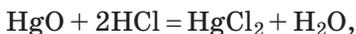
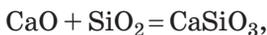
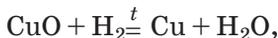
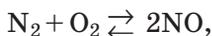
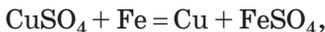
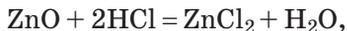
В а р и а н т 3

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения (превращение 3 осуществите практически).



Задание № 2 (Проецируется через кодоскоп)

Определите типы химических реакций:



При выполнении работы учащиеся используют условные обозначения реакций: Р — разложения; С — соединения; О — обмена; З — замещения.

Проверяют работу по «ключу»: ОЗРСЗСОРЗО.

Подведение итогов. Рефлексия. Учитель совместно с учащимися проводит анализ работы на факультативном занятии. На этапе рефлексии учащимся предлагаются вопросы:

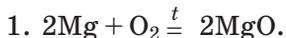
1. Какие из предложенных сегодня вопросов и заданий вызвали наибольшие трудности? Как вы думаете, почему?
2. Какие задания вам не удалось выполнить? Почему?
3. Каким баллом вы оцениваете свою работу?
4. Уходя, не забудьте положить в соответствующий стакан цветную карточку-настроение.

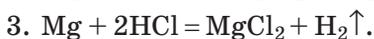
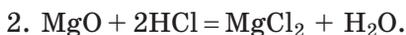
Дополнительный материал к уроку.

Лист самопроверки

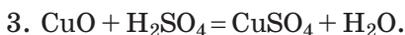
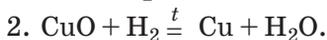
Задание 1

В а р и а н т 1

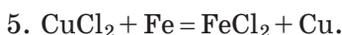
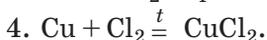
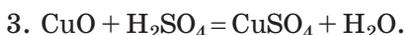
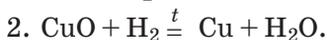
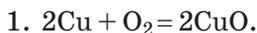




В а р и а н т 2



В а р и а н т 3



Т е м а 7. Родословная классов неорганических веществ

Т е м а факультативного занятия: «Гидроксиды — «потомки» оксидов. Кислоты — «потомки» кислотных оксидов».

З а д а ч и факультативного занятия:

- формирование у учащихся осознанного понимания понятия «гидроксиды»;
- систематизация знания школьников о классификации и химических свойствах кислот;
- закрепление знаний об основности кислот, типах химических реакций; условиях их протекания.

Х о д факультативного занятия

Мотивация и целенаправление. Учитель связывает ранее изученный материал с теми вопросами, которые школьникам предстоит усвоить на факультативном занятии.

Что вы знаете о классе кислот:

1. Состав и определение кислот.

2. Названия важнейших кислот (повторяем по таблице).

3. Валентность кислотного остатка.
4. Общие химические свойства кислот (примеры реакций).
5. Получение кислот путём взаимодействия кислотного оксида с водой (примеры реакций).

Что предстоит узнать:

1. Классификация кислот.
2. Способы получения кислот.
3. Применение кислот.

Обобщение сведений о кислотах. Учитель ставит перед учащимися вопрос: «Как можно классифицировать кислоты по составу, по основности?» Учащиеся оформляют ответ в виде таблицы. Для проверки учитель проецирует на экран заполненную таблицу (формулы веществ учащиеся вносят в таблицу самостоятельно).

Классификация кислот				
По составу		По основности		
Бескислородные	Кислородсодержащие	Одноосновные	Двухосновные	Трёхосновные
HCl	H ₂ SO ₄	HCl	H ₂ S	H ₃ PO ₄
HF	H ₂ SO ₃	HF	H ₂ SO ₄	H ₃ AsO ₄
HBr	H ₃ PO ₄	HBr	H ₂ SO ₃	H ₃ BO ₃
HI	H ₂ CO ₃	HI	H ₂ CO ₃	
H ₂ S	H ₂ SiO ₃	HNO ₃	H ₂ SiO ₃	
	HNO ₃	HNO ₂	H ₂ CrO ₄	
	HNO ₂	HMnO ₄	H ₂ C ₂ O ₄	
	HMnO ₄	CH ₃ COOH		
	CH ₃ COOH			

Вопросы для закрепления:

- а) Какие две классификации кислот существуют?
- б) Чем отличаются органические кислоты от неорганических по составу?

в) Какие новые неорганические кислоты вы узнали?

Повторение известных химических свойств кислот и изучение новых.

При обсуждении этого вопроса учащимся предлагают проделать лабораторные опыты: а) действие кислот на индикато-

ры; б) взаимодействие кислот с металлами; в) взаимодействие кислот с основными оксидами; г) взаимодействие кислот с основаниями; д) реакции кислот с солями.

При выяснении отношения кислот к щелочам внимание акцентируют на реакции нейтрализации, подчёркивая необходимость её проведения в присутствии индикаторов. При составлении уравнений химических реакций постоянно привлекают знания о типах и условиях протекания реакций. Перед выполнением опытов обращают внимание на правила работы с кислотами и щелочами.

Вопросы для обобщения

1. С какими веществами реагируют кислоты и какие вещества при этом получаются? К какому типу относятся протекающие реакции?

2. Общие свойства кислот определяются наличием в их составе атомов водорода или кислотного остатка? Как вы думаете, имеют ли кислоты свойства, по которым они отличаются друг от друга? Если да, то почему?

3. Назовите способы получения кислот.

Пользуясь текстом учебника и раздаточным материалом, изучите способы получения кислот. Запишите в тетрадь уравнения химических реакций, подтверждающие способы получения кислот.

Полезно заранее предложить учащимся подготовить сообщения к факультативному занятию. Их примерная тематика:

- Кислоты в пищевой промышленности.
- Кислоты и минеральные удобрения.
- Серная кислота — «царица» химической промышленности.

Подведение итогов

1. Проработав материал данного занятия, вы теперь знаете, что кислоты делятся на органические и неорганические (минеральные); одноосновные и многоосновные; бескислородные и кислородсодержащие.

2. Кислоты реагируют: а) с металлами, стоящими в ряду активности до водорода; б) с основными и амфотерными ок-

сидами; в) с основаниями; г) с солями в соответствии с вытеснительным рядом кислот.

3. Бескислородные кислоты получают при взаимодействии неметаллов с водородом с последующим растворением полученных газов в воде.

4. Кислородсодержащие кислоты получают при взаимодействии соответствующего кислотного оксида (ангидрида кислоты) с водой.

5. Бескислородные и кислородсодержащие кислоты можно получить в результате реакции обмена между солью и кислотой.

Рефлексия. Учащимся предлагается ответить на следующие вопросы:

1. Какие из изученных сегодня вопросов вызвали наибольшие трудности при обобщении и почему?

2. Каким баллом вы оцениваете свою работу?

3. Какое у вас настроение на конец факультативного занятия? Покажите «рожицу» настроения? Спасибо за занятие. До встречи!

V. ЗАНИМАТЕЛЬНЫЙ МАТЕРИАЛ К ФАКУЛЬТАТИВНЫМ ЗАНЯТИЯМ*

Джон Дальтон (1766—1844)

Английский физик и химик, создатель химической атомистики, ввёл в химию понятие об атомном весе, член Лондонского королевского общества (английской академии наук).

Наблюдая за атмосферными явлениями, Дальтон заинтересовался составом воздуха. Изучение состава и свойств воздуха привело его к открытию газовых законов: закона парциальных давлений в газовых смесях (1801), закона теплового расширения газов (1802) и закона растворимости газов в жидкостях (1803). Эти законы стали важными вехами на пути создания теории состава газов — физической атомистики. Приняв гипотезу о различной величине атомов газов, окружённых тепловой оболочкой, Дальтон объяснил такие физические явления, как расширение газов при нагревании, характер диффузии газов, зависимость их давления от внешних условий.

Различие в величине атомов газов привело Дальтона к необходимости допустить и различить их массу (вес). Так от физической атомистики он перешёл в 1803 г. к созданию химической атомистики. Основными положениями химической атомистики Дальтона были следующие.

1. Материя состоит из мельчайших частиц — неделимых атомов, которые не создаются и не разрушаются.

2. Все атомы одного элемента одинаковы по величине и имеют одинаковую массу (вес).

3. Атомы различных элементов обладают различной массой и размерами.

4. Сложные частицы («сложный атом») состоят из определённого числа входящих в это вещество различных атомов.

* При написании раздела использовались материалы: Энциклопедический словарь юного химика / сост. В. А. Крюцман, В. В. Станцо. — М. : Педагогика, 1982. — 368 с.

5. Масса сложной частицы определяется суммой масс составляющих её атомов элементов.

Положив в основу своей атомистической теории представление об относительном атомном весе (массе), Дальтон ввёл в химию количественную характеристику атомов и тем самым окончательно доказал их материальность. Атомная масса стала в дальнейшем одной из основных характеристик веществ. Дальтон считал, что атомы различных элементов имеют неодинаковые размеры и массу. Представления о разных размерах атомов различных веществ и зачастую неправильное определение состава соединений нередко приводили Дальтона к неверному определению масс исследуемых веществ.

В 1803 г. Дальтон составил первую таблицу относительных атомных и молекулярных масс веществ. За единицу он принял атомную массу водорода. В этой таблице впервые были установлены относительные массы водорода, кислорода, азота, углерода, аммиака, оксидов серы, азота и других веществ.

Заслуга Дальтона в развитии химии огромна: он впервые сделал атомистику основой химических знаний и наметил верный путь количественного определения состава веществ. Большое значение для становления химии имели результаты работ Дальтона по развитию «химического языка»: изображению атомов различных элементов и образующихся при их соединении молекул.

Генри Кавендиш (1731—1810)

Английский физик и химик, один из создателей химии газов, член Лондонского королевского общества.

Окончив Кембриджский университет в 1753 г., Г. Кавендиш много времени уделял проведению научных экспериментов. В 1766 г. выделил в чистом виде водород («горючий воздух») и углекислый газ («связанный воздух»), а также определил их плотность. Тем самым он ввёл в науку важную характеристику газов.

Особенно подробно Кавендиш изучил водород. Лишь после опытов Кавендиша водород был описан как своеобразное вещество, обладающее особыми свойствами. Учёный выяснил,

что «горючий воздух» может быть получен разными способами: действием железа, цинка, олова на соляную кислоту, олова и цинка — на серную. И в каждом случае образуется один и тот же «горючий воздух». Кавендиш обнаружил, что «горючий воздух» не поддерживает горения и не годится для дыхания животных, а при смешивании с обыкновенным воздухом взрывается. Но понять, что «горючий воздух» — это самостоятельный химический элемент, Кавендиш так и не смог. Это открытие сделал *А. Л. Лавуазье* в 1787 г.

В 1772 г. Кавендиш открыл ещё новый газ — азот, но сообщил об этом лишь своему другу *Дж. Пристли*, поэтому первооткрывателем азота считают малоизвестного английского химика XVIII в. *Д. Резерфорда*. Но Кавендиш впервые подробно изучил свойства азота.

В первой половине 1780-х годов Кавендиш сделал два замечательных открытия. Во-первых, он установил, что при соединении в определённых соотношениях водорода и кислорода (примерно 2:1) образуется вода (1784). Но он же сделал из этого вывод, что вода — сложное вещество. Во-вторых, он открыл, что при пропускании электрического искрового разряда через смесь кислорода и азота получают оксиды азота, которые при поглощении водой дают азотную кислоту, а при взаимодействии с раствором щёлочи — соли азотной кислоты (1785).

Первое из этих открытий *А. Л. Лавуазье* сразу же использовал для установления сложного состава воды (1784). Спустя два десятилетия *Ж. Л. Гей-Люссак* вновь провёл многочисленные количественные исследования объёмных отношений исходных веществ при образовании воды. Полученные результаты он обобщил в законе простых объёмных отношений реагирующих газов, который сыграл значительную роль в разработке *атомно-молекулярного учения*.

В результате экспериментов, проведённых в 1781 г., Кавендиш определил, что в воздухе по объёму содержится 20,83 % кислорода. По современным данным, полученным с помощью новейшей техники исследований, это число установлено более точно — 20,95 %.

Результаты работ Кавендиша широко использовались химиками и физиками в XIX—XX вв., например, внимательное

изучение лабораторного журнала Кавендиша помогло учёным в 1894 г. открыть инертный газ — аргон.

Джозеф Пристли (1733—1804)

Английский учёный, один из создателей химии газов; в числе первых получил *кислород* и некоторые другие газообразные вещества.

Пристли приступил к занятиям химией в 34 года. К этому времени он был известен у себя на родине как филолог, философ, автор трудов по ораторскому искусству, преподаватель математики и физики. В 1767 г. он написал книгу «История и современное состояние электричества». Успех этой книги был столь велик, что вскоре после её выхода в свет Пристли стал членом Лондонского королевского общества — академии наук страны.

Человек, наделённый столь разнообразными талантами, быстро достиг замечательных успехов и при проведении химических исследований. В 1767 г. он начал изучать состав и свойства «связанного воздуха» (так называли в то время углекислый газ). Вскоре учёный уже смог получить этот газ в чистом виде. Растворив его в воде, Пристли впервые приготовил газированную воду, прекрасно утоляющую жажду.

В 1771 г., продолжая изучение «связанного воздуха», Пристли обнаружил, что в присутствии зелёных веток этот газ после пребывания на свету становится пригодным для горения и дыхания. Классический опыт Пристли, во время которого умирающие мыши оживали после внесения под стеклянный колпак зелёных веток, учёные смогли объяснить лишь после создания учения о *фотосинтезе*.

Самое замечательное своё открытие Пристли сделал 1 августа 1774 г.: нагревая красный оксид ртути (II) в солнечных лучах, сфокусированных двояковыпуклой линзой, он получил новый газ — кислород. Собрав этот газ над ртутью, учёный стал вносить в него слабо горящую свечу, тлеющую лучинку и нагретую железную проволоку. Свеча ярко загоралась, лучина вспыхивала, проволока начинала светиться. Но истинную природу кислорода и его роль в химических реакциях смог

объяснить лишь учёный *А. Л. Лавуазье*. Пристли до конца дней придерживался теории флогистона, и вершиной своей деятельности он считал работу «Теория флогистона доказана, и состав воды опровергнут», опубликованную в 1800 г.

Наиболее важными для истории развития химии были исследования Пристли химических свойств газов. Классические работы учёного по химии газов («пневматической химии») были опубликованы в его трёхтомном труде «Опыты и наблюдения над различными видами воздуха» с 1775 по 1777 г. Заменяя в приёмнике аппарата для собирания газов воду ртутью, Пристли сумел выделить и исследовать газообразные вещества, которые ранее растворялись в воде. Ими оказались хлороводород, оксиды азота (I, II), аммиак, сернистый газ. Пристли также более подробно изучил свойства открытых ранее *водорода* и азота, первым смог получить в чистом виде некоторые газообразные соединения, в том числе диоксид углерода.

Карл Вильгельм Шееле (1742—1786)

Шведский химик, первооткрыватель множества органических и неорганических веществ.

По профессии Шееле был фармацевтом. Современников он поражал мастерским проведением химических опытов. Говорили, что у этого аптекаря золотые руки, он не может дотронуться до какого-либо вещества, чтобы не сделать открытия. Шееле удавалось получить многочисленные новые вещества, хотя работал он с очень примитивными лабораторными приборами. Используя самодельные устройства из колб, реторт, бутылок, бычьих пузырей, Шееле сумел впервые получить такие вещества, как перманганат калия, этиловый эфир, бензойная кислота, глицерин, описал свойства азотной, соляной и уксусной кислот. Он открыл многие неорганические кислоты: фтористоводородную (плавиковую), синильную, фосфорную, мышьяковую. Им впервые выделены органические кислоты: винная, лимонная, яблочная, щавелевая и др.

В 1772 г. Шееле впервые в истории сумел получить в лаборатории чистый *кислород*, названный им «огненным

воздухом». Однако первооткрывателем кислорода считают Дж. Пристли (1774), так как результаты работ Шееле были опубликованы лишь в 1777 г. в книге «Химический трактат о воздухе и огне». В этой книге были также приведены результаты многочисленных анализов воздуха, проведённых Шееле в 60—70-х годах XVIII в. Кроме кислорода Шееле обнаружил элементы, впоследствии названные *хлором* и *марганцем*, впервые получил оксид *бария*, оксиды *вольфрама* и *молибдена*, сероводород и другие соединения серы, фтора, фосфора. Почти все элементы, известные химикам в XVIII в., были изучены Шееле.

Он впервые обратил внимание на то, что железо, медь и ртуть имеют переменную валентность. Это наблюдение получило объяснение значительно позже.

В возрасте 32 лет Шееле был избран членом шведской Королевской академии наук, его исследования получили признание химиков разных стран. Скромного фармацевта пригласили заведовать кафедрами химии в знаменитые университеты. Шееле отказался от заманчивых предложений. Ведь работа в аптеке облегчала страдания людей и позволяла проводить любимые опыты. Им он отдавал всё свободное время, и тогда, по словам учёного, ему становилось так радостно, что «сердце смеялось».

На одной из площадей Стокгольма стоит старинная лабораторная печь. Около нее застыла фигура химика: в правой руке щипцы с исследуемым образцом минерала. Этот памятник Шееле, раскрывшему много тайн природы.

Клод Луи Бертолле (1748—1822)

Французский химик, академик Парижской академии наук, создатель теории химического сродства веществ, первым начал систематические исследования химического равновесия.

Наиболее важные исследования Бертолле выросли из решения чисто практических задач. Так была создана первая теория химических равновесных процессов. Во время своего пребывания в Египте с войсками под командованием Наполеона Бертолле заинтересовался составом воды соляных озер и условиями образования соды в этих естественных «фабриках

солей». Изучение образования этих растворов привело его к выводу, что условия химического превращения (особенно масса и «сродство») реагентов, а также температура сильно влияют на протекание реакций. При этом в зависимости от различных условий процесса из одних и тех же исходных веществ могут образовываться соединения различного состава. Против этого вывода резко выступил его соотечественник *Ж. Л. Пруст*. На основании опытов с различными веществами Пруст пришёл к выводу, что состав одного и того же соединения постоянен, каким бы путём оно ни было получено. Дискуссия между двумя учёными, длившаяся с 1801 по 1808 г., окончилась открытием одного из основополагающих законов химии — закона постоянства состава соединений. Спустя сто лет Н. С. Курнаков открыл соединения переменного состава, назвав их бертоллидами, и показал, что идеи Бертолле позволяют понять более глубокие закономерности образования веществ.

Важные открытия Бертолле сделал после того, как стал первым среди химиков последователем антифлогистонной теории *А. Л. Лавуазье* (с 1785 г.): правильно установил состав аммиака, синильной кислоты, сероводорода. Изучение свойств двух последних соединений привело его к выводу о возможности существования бескислородных *кислот*.

В середине 1780-х годов Бертолле разработал способ белины полотна, воска, бумажной массы хлором, получивший широкое распространение в Европе. В то же время он получил соли хлорноватистой и хлорной кислот. Среди этих солей наиболее известна $KClO_3$ — хлорат калия. Позднее это вещество стали называть бертолетовой солью.

Бертолле много сделал для развития науки и высшего образования во Франции: основал лучшие доныне высшие учебные заведения — нормальную и политехническую школы в Париже; создал крупнейший научный журнал «Анналы химии».

Роберт Бойль (1627—1691)

Английский физик и химик, один из творцов научной химии, создатель и многолетний президент Лондонского королевского общества.

«Бойль делает из химии науку», — так оценил Ф. Энгельс вклад великого английского ученого в становление химии.

Уже в первой химической работе — книге «Химик-скептик» (1661) молодой учёный высказал мнение, что химия имеет собственные цели и задачи, а не является собранием методов приготовления лекарств или извлечения и превращения металлов. Главной задачей химии, по мнению Бойля, является ответ на основной вопрос, волновавший учёных на протяжении многих веков: из чего состоит материальный мир, как состав веществ влияет на их свойства? Бойль считает, что все тела окружающего мира состоят из «элементов» — мельчайших экспериментально обнаруживаемых частей вещества. «Элементы» Бойля отличаются от фантастических «элементов» — «начал» и «принципов» алхимиков и ятрохимиков не только материальностью, но и составом. Они состоят из более мелких частиц — прообразов современных атомов («первичных частиц») и молекул («корпускул»). «Элементы состоят из определённых и первичных соединений мельчайших частиц материи». В этом определении содержится идея столь естественного для нас сейчас вывода: элементы состоят из атомов.

Корпускулярная теория Бойля, по существу, была первой научной теорией состава вещества. Хотя в этой теории отсутствовала важнейшая характеристика вещества — масса, значение корпускулярной теории Бойля для развития химии велико. Она позволила рассматривать реальный состав и анализировать химические свойства конкретных веществ. Не удивительно, что Бойль ввёл понятие «химический анализ».

Работы Бойля обогатили разные области химии: исследованные им реакции и открытые вещества широко использовались в практике. Мало изменений претерпели предложенные Бойлем приборы для определения объёмов газов и жидкостей. Каждый современный химик, определяя кислотность раствора лакмусовой бумажкой, повторяет опыты Бойля.

Развитие науки стимулировали даже те работы Бойля, в которых он не мог дать удачного объяснения наблюдениям. Например, результаты изучения им горения, переосмысленные 100 лет спустя французским химиком А. Л. Лавуазье,

легли в основу антифлогистонной кислородной теории горения. Общая теория этого сложного процесса была дана лишь в XX в.

Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765)

Великий русский учёный-энциклопедист, первый русский академик.

Ломоносов оказал громадное влияние на развитие науки и культуры России. Он и поэт, который открыл новые способы стихосложения, и художник, создатель грандиозных мозаичных панно, и автор первого учебника древней истории России, и картограф, и географ, и геолог. Один из выдающихся естествоиспытателей своего времени, Ломоносов известен также как талантливый инженер, педагог, один из создателей первого в стране Московского университета (1755). Основными достижениями Ломоносова в области естественных наук, в первую очередь химии, были материалистическое истолкование химических явлений, широкое введение физических методов и представлений, создание корпускулярной теории и общая формулировка *закона сохранения массы вещества и движения*.

Талантливому крестьянскому сыну удалось поступить учиться в Москве в Славяно-греко-латинскую академию. В год её окончания (1735) Ломоносов, как один из лучших учеников, был послан в Петербург, а в 1736 г. — в Германию для изучения металлургии и горного дела. В 1741 г. он вернулся в Россию естествоиспытателем, интересующимся наиболее важными проблемами физики и химии.

В 1740-х годах Ломоносов разработал корпускулярную теорию строения вещества, отдельные положения которой предвосхитили представления *атомно-молекулярного учения*. Атомы он назвал «элементами», а молекулы — «корпускулами». «Корпускулы разнородны, — считал Ломоносов, — когда элементы их различны и соединены различным образом или в различном числе: от этого зависит бесконечное разнообразие тел».

В своём произведении «Размышления о причине теплоты и холода» (1744) Ломоносов показал, что теплота — это не

особая жидкость, как считалось ранее, а результат движения частиц («корпускул»), которое прекращается лишь при достижении «низшего градуса холода» (так он назвал температуру абсолютного нуля).

В 1750-е годы, работая в Петербурге в химической лаборатории Академии наук, созданной благодаря его многолетним усилиям, Ломоносов изучал действие кислот на металлы, разрабатывал способы получения минеральных красок и цветных стёкол из отечественного сырья, проводил анализы состава солей и минералов, создавал русский «химический язык».

Подводя итог своим многочисленным естественно-научным исследованиям, в 1760 г. он предложил общую формулировку закона сохранения вещества и движения: «... все перемены, в природе случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому... Сей всеобщий естественный закон простирается и в самые правила движения ...»

Антуан Лоран Лавуазье (1743—1794)

Выдающийся французский химик, один из создателей научной химии, академик Парижской академии наук.

Интерес к естественным наукам проявился у Лавуазье ещё в юности. Но Антуан не смог нарушить семейной традиции: он стал заниматься на юридическом факультете Парижского университета и лишь в свободное время, которое оставалось после трудных занятий, слушал лекции по физике, химии, геологии, минералогии.

Стремление к тщательному количественному изменению различных условий, влияющих на протекание химических реакций, мастерство тонкого экспериментатора и желание раскрыть наиболее общие закономерности природы — основные черты творческого метода Лавуазье — сформировались у него еще в годы учёбы.

В 70-х годах XVIII в. Лавуазье приступил к решению наиболее важной проблемы химии — изучению процессов горения и дыхания, которые рассматривали тогда с позиции теории флогистона, носителя «горючести» тел.

Учёному потребовалось около двух десятилетий напряжённой работы, чтобы доказать несовершенство этой теории. Он провёл многочисленные количественные анализы продуктов реакций и установил, что горение — это не разложение «горючих веществ» с выделением флогистона, а соединение веществ с кислородом. По словам Ф. Энгельса, Лавуазье «впервые поставил на ноги всю химию, которая в своей флогистонной форме стояла на голове». В 1783 г. Лавуазье привёл доказательства сложной природы воды. Оказалось, что самое распространённое на земле вещество представляет собой оксид «горючего воздуха» (*водорода*).

«Горючий воздух» Лавуазье обнаружил и в составе продуктов сгорания «животных и растительных тел», как называли тогда органические соединения. Он выяснил, что главными частями этих веществ являются *углерод, водород и кислород*. Тем самым Лавуазье заложил основы анализа органических соединений, что создало предпосылки для возникновения в XIX в. органической химии.

В 1789 г. Лавуазье опубликовал «Начальный курс химии», в котором была приведена «таблица простых тел». В этот список простых веществ вошли 23 элемента (кислород, азот, водород, сера, фосфор, углерод и др.) и некоторые соединения (известь, глинозём, кремнезём и др.).

В новой, научной, химии место таинственных трансформаций «начал» заняли реакции реальных химических элементов и их соединений, рассматриваемые на основе закона сохранения вещества и движения.

Йёнс Якоб Берцелиус (1779—1848)

Шведский химик, президент шведской Королевской академии наук, развил представления химической атомистики, разработал электрохимическую теорию состава веществ, заложил основы современной химической символики и номенклатуры.

Уже в начале своей научной деятельности Берцелиус выдвинул представления, на основе которых впоследствии была создана электрохимическая теория. Учёный считал, что у

атомов одних веществ преобладает положительный заряд, у атомов других — отрицательный. Берцелиус распределил все известные тогда элементы в ряд, который начинался самым электроположительным (им считался калий). Все элементы учёный разделил на два класса: электроположительные — металлы — и электроотрицательные — неметаллические вещества. Их он назвал металлоидами.

По мнению Берцелиуса, все химические реакции сводятся к взаимодействию положительно и отрицательно электрически заряжённых веществ. С точки зрения электрохимической дуалистической теории состава вещества, каждое соединение должно состоять из двух частей: электроположительной и электроотрицательной. Эта теория в первой трети XIX в. была признана большинством химиков и широко применялась для объяснения различных явлений.

Однако на её основе невозможно было объяснить многие важные превращения органических веществ, например реакцию замещения. Поэтому с 1830-х годов электрохимическая теория стала подвергаться критике и постепенно утратила своё господствующее значение. Однако положенная в её основу идея об электрической природе химических соединений оказалась рациональной и впоследствии возродилась как в электрохимических представлениях о природе растворов электролитов, так и в современных электронных теориях строения веществ.

Исследования Берцелиуса сыграли значительную роль в становлении химической атомистики. С замечательной точностью учёный определил атомные массы 46 из 55 известных в то время элементов, а также установил состав примерно 2000 соединений.

Берцелиус открыл новые элементы: церий, торий, селен, кремний, выделил в свободном состоянии цирконий, титан, тантал. Он также усовершенствовал методы проведения лабораторных исследований: начал применять резиновые трубки и пробки, предложил новые конструкции деревянных штативов, сделал более точными методы взвешивания веществ и их разделения.

Будучи крупнейшим учёным своего времени Берцелиус обогатил открытиями различные области химической науки.

Он ввёл такие важнейшие понятия, как *органическая химия*, *катализ*, *аллотропия*.

Большой заслугой учёного стала реформа химического языка — *химической номенклатуры*. Современные символы химических элементов были предложены Берцелиусом. Знаком признания научных заслуг Берцелиуса русскими учёными было избрание его почётным членом Петербургской академии наук.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1

Соотношения между некоторыми внесистемными единицами и единицами СИ

Величина	Единица	Эквивалент в СИ
Длина	Микрон или микрометр (мкм)	$1 \cdot 10^{-6}$ м
	Ангстрем А	$1 \cdot 10^{-10}$ м
Давление	Атмосфера физическая (атм)	$1,01325 \cdot 10^5$ Па
	Миллиметр ртутного столба (мм рт. ст.)	133,322 Па
Энергия, работа, количество теплоты	Электронвольт (эВ)	$1,60219 \cdot 10^{-19}$ Дж
	Калория (кал)	4,1868 Дж
	Килокалория (ккал)	4186,8 Дж
Дипольный момент	Дебай (D)	$3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл · м

Таблица 2

Некоторые единицы международной системы (СИ)

Условное обозначение	Название физической величины	Размерность
1	2	3
T	Время	с
η	Выход продукта (массовая доля выхода)	—
l	Длина	М
q	Заряд (электрический)	Кл
ΔH	Изменение энтальпии	Дж
$K_{\text{в}}$	Ионное произведение воды	—
$\nu(n)$	Количество вещества	Моль
k	Константа скорости реакции	—

Окончание таблицы 2

1	2	3
m	Масса	кг, г
w	Массовая доля	—
c	Молярная концентрация	моль/дм ³
M	Молярная масса	г/моль
Vm	Молярный объём газа	дм ³ /моль
V	Объём	дм ³ , м ³
A_r	Относительная атомная масса	—
M_r	Относительная молекулярная масса	—
D_{H_2}	Относительная плотность по водороду	—
D_B	Относительная плотность по воздуху	—
χ	Относительная электроотрицательность	—
ρ	Плотность	г/см ³ , кг/дм ³ , кг/м ³
N_A	Постоянная Авогадро	моль ⁻¹
v	Скорость реакции	моль/(л · с)
ε	Сродство к электрону	эВ
T	Температура	К
t	Температура по шкале Цельсия	°С
γ	Температурный коэффициент скорости реакции	—
N	Число структурных единиц	—
μ	Электрический момент диполя	Кл · м
E	Электродный потенциал	В
X	Электроотрицательность	эВ
I	Энергия ионизации	эВ
p	Давление	Па
α	Степень диссоциации	—

Таблица 3

Некоторые важнейшие физические постоянные

Заряд электрона	$(1,6021892 \pm 0,0000046) \cdot 10^{-19}$ Кл
Масса покоя электрона	$(9,109382 \pm 0,0000047) \cdot 10^{-31}$ кг

Окончание таблицы 3

Атомная единица массы (а.е.м.)	$(1,6605655 \pm 0,0000086) \cdot 10^{-27}$ кг
Абсолютный нуль температуры	$- 273,15$ °С
Постоянная Авогадро	$(6,022045 \pm 0,000031) \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Постоянная Фарадея	$(9,648456 \pm 0,000027) \cdot 10^4$ Кл · моль ⁻¹
Универсальная газовая постоянная	$(8,31441 \pm 0,00026)$ Дж · моль ⁻¹ · К ⁻¹
Молярный объём идеального газа при нормальных условиях (температуре 0 °С и давлении 101325 Па)	$(22,41383 \pm 0,0070) \cdot 10^{-3}$ м ³ · моль ⁻¹

Таблица 4

Десятичные приставки к названиям единиц

Множитель, на который умножается единица	Приставка	Обозначение приставки	Множитель, на который умножается единица	Приставка	Обозначение приставки
10 ¹²	тера	т	10 ⁻¹	деци	д
10 ⁹	гига	Г	10 ⁻²	санти	с
10 ⁶	мега	М	10 ⁻³	милли	м
10 ³	кило	к	10 ⁻⁶	микро	мк
10 ²	гекто	г	10 ⁻⁹	нано	н
10	дека	да	10 ⁻¹²	пико	п

Таблица 5

Греческий алфавит

Написание букв	Название букв	Написание букв	Название букв
1	2	3	4
Α α	альфа	Ν ν	ни (ню)
Β β	бета	Ξ ξ	кси
Γ γ	гамма	Ο ο	омикрон
Δ δ	дельта	Π π	пи

Окончание таблицы 5

1	2	3	4
Ε ε	эпсилон	Ρ ρ	ро
Z ζ	зета	Σ σ	сигма
Η η	эта	Τ τ	тау
Θ θ	тета	Υ υ	ипсилон
Ι ι	иота	Φ φ	фи
Κ κ	каппа	Χ χ	хи
Λ λ	лямбда	Ψ ψ	пси
Μ μ	ми (мю)	Ω ω	омега

Таблица 6

Названия кислот и образуемых ими солей

Кислота	Название кислоты	Название соли
1	2	3
HAlO_2	Метаалюминиевая	Метаалюминта
HAsO_3	Метамышьковая	Метаарсенат
H_3AsO_4	Ортомышьяковая	Ортоарсенат
HAsO_2	Метамышьковистая	Метаарсенит
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая	Ортоарсенит
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Четырёхборная	Тетраборат
HBr	Бромоводород	Бромид
HBrO	Бромноватистая	Гипобромид
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
HCN	Циановодород	Цианид
H_2CO_3	Угольная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_2$	Уксусная	Ацетат
HCl	Хлороводород	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
HCrO_2	Метахромистая	Метахромит
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат

Окончание таблицы 6

1	2	3
$H_2Cr_2O_7$	Двуххромовая	Дихромат
HI	Иодоводород	Иодид
HIO	Иодноватистая	Гипоиодид
HIO_3	Иодноватая	Иодат
HIO_4	Иодная	Периодат
$HMnO_4$	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
H_2MoO_4	Молибденовая	Молибдат
HN_3	Азидоводород (азотистоводородная кислота)	Азид
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
$H_4P_2O_7$	Двухфосфорная (пирофосфорная)	Дифосфат (пиро- фосфат)
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
H_3PO_2	Фосфорноватистая	Гипофосфит
H_2S	Сероводород	Сульфид
HSCN	Родановодород	Роданид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
$H_2S_2O_3$	Тиосерная	Тиосульфат
$H_2S_2O_7$	Двусерная (пиросерная)	Дисульфат (пиросульфат)
$H_2S_2O_8$	Пероксодвусерная (надсерная)	Пероксодисульфат (персульфат)
H_2Se	Селеноводород	Селенид
H_2SeO_3	Селенистая	Селенит
H_2SeO_4	Селеновая	Селенат
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат
HVO_3	Ванадиевая	Ванадат
H_2WO_4	Вольфрамовая	Вольфрамат

СОДЕРЖАНИЕ

I.	Тематическое планирование факультативного курса	11
II.	Техника и методика проведения демонстрационного химического эксперимента на факультативных занятиях	16
III.	Типы расчётных задач	30
IV.	Сценарии проведения отдельных факультативных занятий	38
V.	Занимательный материал к факультативным занятиям	61
VI.	Приложения	74