

ХИМИЯ

ФАКУЛЬТАТИВНЫЕ ЗАНЯТИЯ



Е.Я. Аршанский, Л.А. Конорович

В СТРАНЕ ЧУДЕСНОЙ ХИМИИ

7 КЛАСС

Пособие для учащихся

Национальный институт образования

ХИМИЯ

ФАКУЛЬТАТИВНЫЕ ЗАНЯТИЯ

Е.Я. Аршанский, Л.А. Конорович

В стране чудесной химии

7 КЛАСС

Пособие для учащихся
общеобразовательных учреждений
с белорусским и русским языками обучения

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

Минск
«Адукацыя і выхаванне»
2010

УДК 54(075.3=161.3=161.1)
ББК 24я721
А89

Аршанский, Е. Я.

А89 В стране чудесной химии : 7-й кл. : пособие для учащихся учреждений общ. сред. образования с белорус. и рус. яз. обучения / Е. Я. Аршанский, Л. А. Конорович. — 2-е изд. — Минск : Адукацыя і выхаванне, 2014. — 212 с. : ил. — (Химия. Факультативные занятия)

ISBN 978-985-471-684-8.

УДК 54(075.3=161.3=161.1)
ББК 24я721

ISBN 978-985-471-684-8

© НМУ «Национальный институт образования», 2010
© Оформление. РУП «Издательство “Адукацыя і выхаванне”», 2010

ОТ АВТОРОВ

Уважаемые семиклассники!

В этом учебном году вы впервые начинаете знакомиться с удивительной наукой — химией.

Химию называют «индустрией чудесных превращений»! Она позволяет синтезировать материалы, которых нет в природе. Их используют для создания всевозможных машин и приборов, строительства жилья, изготовления одежды и обуви.

Химия окружает нас повсюду. Что бы мы ни делали, что бы ни держали в руках, что бы ни наблюдали вокруг — всюду нас сопровождают разнообразные вещества и превращения этих веществ, то есть химические реакции.

Пособие, которое вы держите в руках, поможет вам в единстве с основным школьным курсом химии осознанно усваивать важнейшие химические понятия, законы, теории и факты; приобретать умения составлять химические формулы, уравнения химических реакций, решать химические задачи. Вы научитесь понимать сущность химических превращений веществ и даже сможете предсказывать результаты химического эксперимента.

Изучив это пособие, вы узнаете истории открытия наиболее важных химических элементов и их названий, легенды, которые с ними свя-

заны. Вы познакомитесь со страницами жизни выдающихся учёных-химиков и их открытиями. Некоторые сведения из изучаемого материала вам уже известны, о чём-то вы узнаете впервые и, заинтересовавшись, станете читать специальную литературу, обратитесь к справочникам и энциклопедическим словарям, и, может быть, химическая наука станет вашим призванием.

Кто-то, наиболее любознательный, займётся экспериментальной химией, увлечётся химическими опытами, станет исследователем. Кто-то выберет химию как стартовую площадку для своей будущей профессии: врача, учителя, инженера, косметолога и др.

Данное пособие призвано поддерживать и сопровождать основной систематический курс химии VII класса средней общеобразовательной школы, расширяя и углубляя его содержание. В связи с этим необходимо рассказать вам о том, как следует работать с этой книгой.

Прежде всего читайте все параграфы в порядке их изложения. Это обусловлено тем, что химия пронизана множеством логических связей между различными темами.

Прочитав каждый параграф в теме, постарайтесь выполнять задачи и упражнения для самоподготовки. Как правило, ответы на них можно найти в тексте параграфов темы, и если вы испытываете трудности, то следует ещё раз перечитать тот или иной параграф.

В химии, как и в любой другой науке, есть такая информация, которую нужно просто запомнить. Наиболее важные определения, формулировки правил и законов выделены в тексте. В пособии много рисунков, таблиц, схем, которые ни в коем случае нельзя оставить без внимания, поскольку они являются дополнением основного текста.

Если вы будете последовательно, системно и с большим желанием познания нового двигаться вперёд, изучая основной и факультативный курсы химии, то обязательно усвоите основы этой непростой, но очень интересной, увлекательной и полезной науки.

Итак, вы открываете первую страницу книги. В добрый путь!

ТЕМА 1

ХИМИЯ — НАУКА О ВЕЩЕСТВАХ

§ 1. Возникновение слова «химия»

Когда впервые появилось слово «химия», сегодня сложно представить. Неясно также, что означало это слово в те далёкие времена. Существуют различные предположения относительно происхождения этого термина, однако ни одно из них научно не доказано. В научной литературе слово «химия» стало использоваться уже с начала XVII столетия.

Пытаясь выяснить происхождение слова «химия», учёные установили, что в разных языках этот термин созвучен. В английском языке — это слово «chemistry», во французском — «chimie», в немецком — «chemie», в испанском — «química», в итальянском — «chimica», в шведском — «kemi», в турецком — «kimya» и т. д. Очевидно, что все эти слова являются однокоренными. Именно этот факт большинство историков химической науки кладут в основу объяснения происхождения слова «химия».

Историки полагают, что слово «химия» имеет древнегреческое происхождение. Они обосновывают это утверждение тем, что в греческих медицинских книгах встречается слово «химос»,

которое означает «сок». Иногда используется слово «хима», которое переводится как «литьё». Следовательно, первоначально термин «химия» мог быть связан с литьём и выплавкой металлов. Кроме того, в древних рукописях приводится слово «химевсис», которое означает смешивание. Таким образом, происхождение термина «химия» может быть связано с каждым из этих слов.

Другие учёные считают, что термин «химия» появился в Древнем Египте. Это великое древнее государство называли словом «хёми». Кроме того, данное слово означало чернозём — почву, которая содержит плодородный ил реки Нил. Французский химик Марселин Бертло (рис. 1.1) утверждал, что в те времена химия была областью знаний, которая занималась изучением земных недр. Некоторые учёные высказывали даже такое предположение, что слово «химия» происходит от древнекитайского «хим» — золото.

Принято считать, что в современном понимании термин «химия» был впервые использован в философских трудах греческого учёного Зосимы Панополитанского.

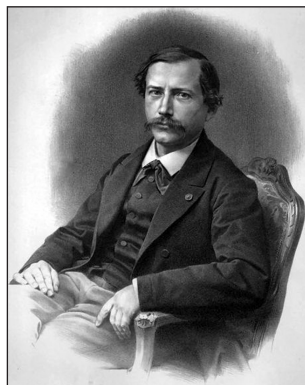


Рис. 1.1. Марселин Бертло

§ 2. Из глубины веков...: становление и развитие химической науки

Трудно определить, где и когда наши далёкие предки стали заниматься химией. Считают, что примерно пять-шесть тысяч лет тому назад в древнейших цивилизациях — Египте, Индии, междуречье Тигра и Евфрата (Месопотамия), Китае — люди умели получать из руд металлы, изготавливали природные краски и красители, обжигали изделия из глины, использовали растения для лечения болезней и ран.

В 332—331 годах до н. э. *Александром Македонским* (рис. 1.2) в Египте был основан город Александрия, который стал международным торговым и культурным центром Востока.

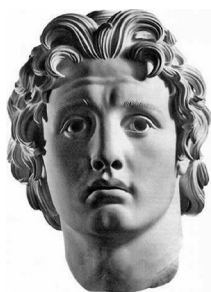


Рис. 1.2.
Александр
Македонский

Здесь существовала академия наук, Александрийский мусейон, где «священному искусству химии» было отведено особое здание, храм Сераписа — храм жизни, смерти и исцеления. В 391 г. до н. э. этот храм был разрушен.

Арабские учёные вместо названия «химия» ввели своё название — «алхимия». Алхимию считали искусством превращения неблагородных металлов в благородные, например, свинца в золото с помощью «философского» камня. Учёные-алхимики не-

сколько веков настойчиво искали способы получения чудодейственного вещества (рис. 1.3).

Несмотря на то что алхимики преследовали далёкие от реальности цели, благодаря их трудам были получены многие сведения о химических процессах и технологиях, которые в дальнейшем развивались и совершенствовались.

Достижения алхимиков, созданные ими приборы и аппараты, открытые вещества и химические реакции не только успешно применялись в кустарных производствах того времени, но и оказались востребованными даже современной наукой (рис. 1.4).

Знаменитый английский математик, механик, астроном и физик *Исаак Ньютон (1643—1727)*

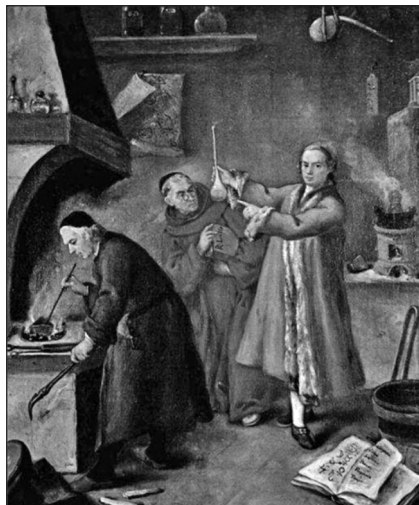


Рис. 1.3. Картина Пьетро Лонги «Алхимики»



Рис. 1.4. Картина Фёдора Кашеева «Утро в заводской лаборатории»

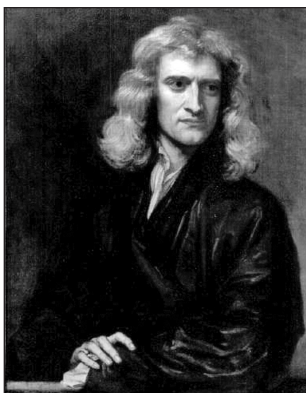


Рис. 1.5. Исаак
Ньютон



Рис. 1.6. Роджер
Бэкон

(рис. 1.5) значительную часть своей творческой жизни посвятил попыткам получить «философский» камень.

Выдающийся английский философ XIII в. *Роджер Бэкон* (1214—1292) — монах-францисканец также был алхимиком (рис. 1.6). Он проделал множество опытов в поисках способов превращения одних веществ в другие. *Р. Бэкон* так и не нашёл способ получения золота из других металлов, но за отказ открыть этот секрет был осуждён собратьями по вере и провёл в церковной темнице 15 лет. По велению генерала ордена труды монаха-естествоиспытателя в наказание были прикованы цепями к столу в монастырской библиотеке в Оксфорде.

Человечество тысячелетиями по крупицам накапливало химические знания и опыт. В XVI в. немецкий врач и естествоиспытатель *Теофраст Парацельс* (1493—1541) (рис. 1.7) призвал всех химиков заниматься синтезом лекарственных средств, а не искать то, чего в природе

нет и быть не может. Это был первый удар по бесплодным поискам алхимиков. *Парацельс* один из первых стал использовать в своей медицинской практике препараты ртути, свинца, сурьмы, мышьяка и меди.

Но в XVII в. ещё не были известны знаки химических элементов, а следовательно, и химические формулы. В употреблении были странные значки, причём почти каждый учёный пользовался собственной системой изображения элементов, соединений, материалов.

К этому времени считалось, что в природе существует только 10 элементов-металлов (золото, серебро, железо, медь, олово, свинец, ртуть, цинк, висмут и сурьма) и 3 элемента-неметалла (углерод, сера и мышьяк). Считалось, что из них состоят все вещества.

В 1669 г. немец (солдат, а затем неудачный купец) *Хёнинг Бранд* (рис. 1.8) случайно получил белый фосфор при прокаливании сухого остатка мочи с углём. Фосфор — первый неметалл, полученный химическим путём.

После открытия *Х. Бранда* учёные как будто проснулись. Начались усиленные поиски новых химических элементов. В период с 1748 по 1798 г. было обнаружено 14 металлов и 6 неметаллов.



Рис. 1.7. Теофраст Парацельс



Рис. 1.8. Картина Джозефа Райта «Открытие фосфора Хённингом Брандом»

Совершенствование лабораторного оборудования способствовало развитию химического синтеза. В это время появилась стеклянная мерная посуда, резиновые трубки и пробки, платиновые тигли и чашки, точные весы.

В тот же период была разработана и первая химическая теория, которая объясняла процессы горения и разложения

веществ, — *теория флогистона*. В переводе с греческого «*флогистон*» обозначает «*горючий*», «*воспламеняемый*». Теорию сформулировал немецкий врач *Георг Шталь* в период с 1697 по 1703 г. (см. рис. 3.10). Благодаря этой теории химия полностью освободилась от алхимических представлений. Однако теория флогистона была ошибочной, так как, по мнению *Г. Шталя*, флогистон — материальная субстанция, составная часть любого горючего тела.

Антуан Лоран Лавуазье (рис. 1.9) своими работами опроверг теорию флогистона. В 1775 г. он открыл кислород и доказал, что уголь, сгорая, соединяется с кислородом и образует углекис-

лый газ. Следовательно, именно углекислый газ, а вовсе не флогистон выделяется и при прокаливании карбонатов кальция и магния (известняка).

1786 год является годом рождения «химического языка». В это время появились первые научные названия химических веществ. Была осуществлена классификация веществ на основания, кислоты, соли. Группа французских учёных — *Луи Геттон де Морво, Антуан Лоран Лавуазье, Клод Бертолле и Антуан Фуркруа* — разделила все известные к тому времени элементы на металлы и неметаллы, соединения металлов с кислородом отнесли к основаниям, а неметаллов — к кислотам. Соединения, образующиеся при соединении кислот с основаниями, назвали *солями*.

В 1814 г. шведский химик *Йёнс Берцелиус* (см. рис. 2.5) ввёл в употребление латинские символы для обозначения химических элементов и первые химические формулы соединений, а в 1834 г. немецкий химик *Йоганн Деберейнер* (рис. 1.10) впервые составил уравнение химической реакции с использованием символов химических элементов.

Самым знаменитым событием XIX в. было открытие *Д. И. Менделеевым* (рис. 1.11) в 1869 г.



Рис. 1.9. Антуан Лоран Лавуазье



Рис. 1.10. Иоганн Деберейнер

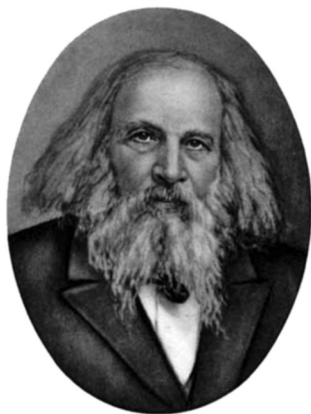


Рис. 1.11. Дмитрий Иванович Менделеев

периодического закона, на основе которого им была создана Периодическая система химических элементов. Эти открытия послужили отправной точкой для развития как теоретической, так и экспериментальной химии. Возможности химии оказались беспредельными, а самые необузданные фантазии человека в области синтеза веществ с необычными свойствами — осуществимыми.

Современная химия представляет собой фундаментальную систему знаний, обоснованную глубоким теоретическим и экспериментальным материалом. Благодаря этому химия обладает фантастической созидательной силой. Сегодня известно почти 20 млн органических соединений и около полу-миллиона неорганических веществ. Часть из них (вода,

кислород, золото) дана нам природой в готовом виде, другую часть (например, искусственные волокна, пластмассы) учёные получили путём

небольшой модификации природных веществ. Но самую большую группу составляют вещества, которых раньше вообще не существовало, химики синтезировали их самостоятельно. В этом заключается уникальность химии: она не только изучает то, что дано природой, но и сама постоянно создаёт для себя всё новые и новые объекты исследования. В этом отношении химии нет равной среди других наук.

Сегодня химики умеют не только изменять свойства природных веществ, но и конструировать абсолютно новые вещества с заранее заданными свойствами, это научное направление называется *молекулярным дизайном*. В самом конце XX в. на рубеже XXI в. появилась возможность управлять даже химическими реакциями, подавая энергию в определённые участки молекулы и расщепляя её в заданном участке. Химические наблюдения и знания о веществах и их превращениях человечество накапливало на протяжении тысячелетий. Во все времена задачей практической химии было создание и использование веществ на благо человека.

§ 3. Химия — наука, изучающая вещества и их превращения

Химия — одна из фундаментальных и обширнейших областей естествознания. К естественным наукам относятся биология, физика, геоло-

гия, физическая география и др. Химия тесно связана с другими естественными науками. Эта взаимосвязь обусловила возникновение новых наук. На стыке химии и физики сформировалась *физическая химия* — наука, объясняющая сущность и изучающая закономерности превращения веществ. Союз химии и биологии породил *биохимию* — науку о химическом составе и химических процессах в живых организмах. На «перекрёстках» химии и геологии возникла наука *геохимия* — химия земли. Специальные методы анализа позволяют изучать вещество, рассеянное в космическом пространстве, поэтому возникла наука *космохимия*. Этот процесс взаимопроникновения наук характерен для всего современного естествознания. Одновременно в химической науке выделились разделы *неорганической, органической и аналитической химии* (рис. 1.12).

Предметом изучения химии являются вещества и закономерности их превращений.

Вещества — это то, из чего состоят физические тела. Более научно вещества определяют как вид материи, обладающей массой покоя и образующей физические тела.

Каждому веществу присущ набор специфических *свойств* — характеристик, которые определяют индивидуальность конкретного вещества и тем самым позволяют отличать его от других веществ.



Рис. 1.12. Древо химических наук

Состояния вещества. Вещества могут находиться в трёх агрегатных состояниях — твёрдом, жидком и газообразном (рис. 1.13).

1) *Твёрдые вещества*, такие, как железо, обладают и объёмом, и формой.

2) *Жидкости*, такие, как вода, имеют определённый объём, но не имеют формы.

3) *Газы*, например воздух, не имеют определённого объёма и формы.

Изменение агрегатного состояния вещества — физические явления. При определённых услови-

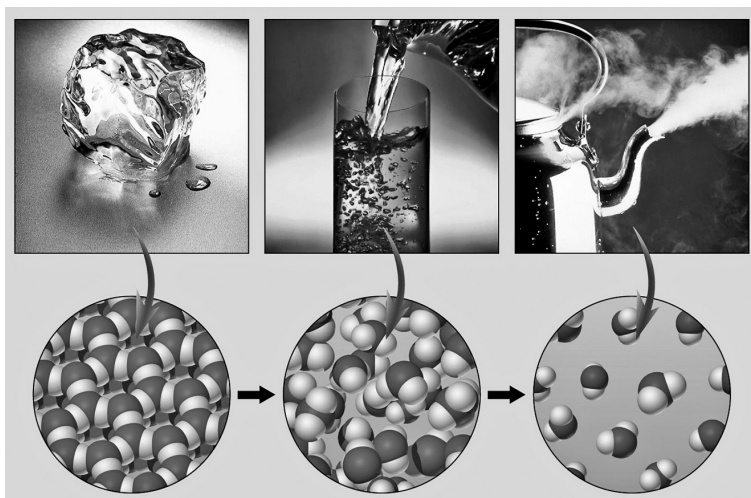


Рис. 1.13. Агрегатные состояния вещества

ях вещества могут переходить из одного агрегатного состояния в другое (рис. 1.14).

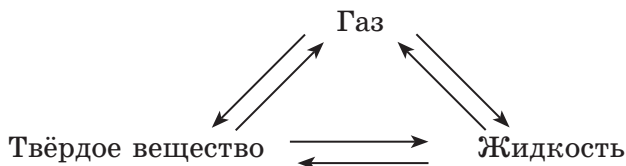


Рис. 1.14. Изменение агрегатного состояния вещества

Плавление — переход вещества из твёрдого состояния в жидкое в результате нагревания.

Сублимация (возгонка) — переход вещества из твёрдого состояния в газообразное в результате нагревания (рис. 1.15).

Замерзание — переход вещества из жидкого состояния в твёрдое при охлаждении.

Кипение — переход вещества из жидкого состояния в газообразное в результате его нагревания (рис. 1.16).

Испарение — переход вещества из жидкого состояния в газообразное (пар), происходящий на свободной поверхности жидкости.

Конденсация — переход вещества из газообразной формы в жидкую, происходящий при охлаждении газа.

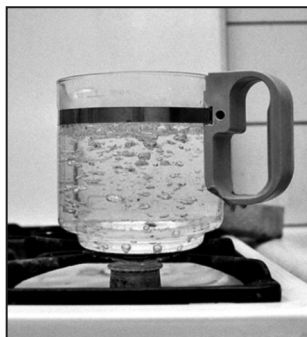


Рис. 1.16. Кипение воды



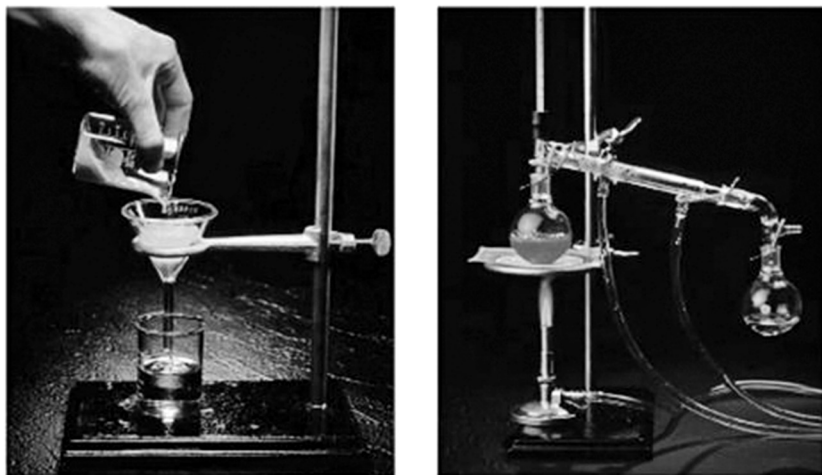
Рис. 1.15. Возгонка йода

Абсолютно чистых веществ, как правило, не бывает. Чаще всего вещества находятся в виде смесей.

Смесь — это комбинация чистых веществ, сохраняющих свою индивидуальность. Эти вещества можно разделить с помощью физических методов (дистилляция, фильтрация, хроматография и др.).

Методы разделения смесей. Перегонка (дистилляция) — нагревание до кипения жидкости, содержащей примесь другого вещества,

с последующим охлаждением образующихся паров (газа) и сбором очищенной жидкости (рис. 1.17).



*Рис. 1.17. Методы разделения смесей:
фильтрование и перегонка*

Фильтрование — отделение твёрдого вещества от жидкости путём пропускания жидкости через бумагу или ткань (фильтр).

Хроматография — разделение жидкостей (однородных смесей), основанное на способности вещества по-разному растворяться в одной и той же жидкости (рис. 1.18).

К с м е с я м относят: суспензии, эмульсии, аэрозоли, пены.

Суспензия — это жидкость, в которой содержатся частички твёрдого вещества.

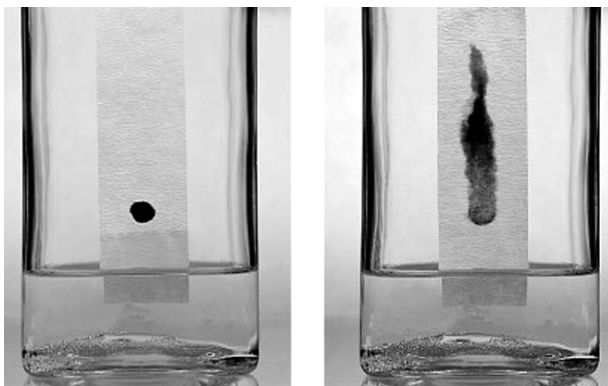


Рис. 1.18. Метод разделения смесей —
бумажная хроматография

Эмульсия представляет собой жидкость, в которой содержатся капельки нерастворимой в ней другой жидкости (рис. 1.19).

Пена — взвесь газа в жидкости (рис. 1.20).

Аэрозоль представляет собой взвесь жидких или твёрдых частиц в газе. Аэрозоли в быту часто называются дымом, пылью, туманом.



Рис. 1.19. Молоко —
пример эмульсии



Рис. 1.20. Морская пена

Туман — взвесь жидких частиц в газе.

Пыль — взвесь твёрдых частиц в газе.

Дым — смешанная взвесь жидких и твёрдых частиц в газе.

Сравнение смесей с химическими соединениями

Признаки сравнения	Смеси	Вещества (химические соединения)
По составу	Вещества можно смешивать в любых массовых частях. Состав смесей переменный	Состав химических соединений постоянный для веществ молекулярного строения
По свойствам	Вещества, образующие смесь, сохраняют свои свойства	Вещества, участвующие в образовании химических соединений, не сохраняют свои свойства
По способам разделения	Вещества, образующие смеси, можно выделить физическими методами	Новое химическое соединение можно получить только с помощью химических реакций

Окончание таблицы

Признаки сравнения	Смеси	Вещества (химические соединения)
По внешним признакам	При механическом смешивании веществ не наблюдается признаков химической реакции: выделение или поглощение теплоты, выпадение или растворение осадка, изменение цвета, появление запаха	При образовании химических веществ (химическая реакция) можно наблюдать признаки химических реакций

§ 4. Методы исследований, используемые в химии

Наблюдение — целенаправленное восприятие объекта изучения. С помощью наблюдения человек накапливает информацию об окружающем мире, систематизирует её и находит в ней закономерности. Следующим шагом является поиск причин, объясняющих эти закономерности.

При проведении наблюдений необходимо соблюдать ряд условий:

1. Ясно представлять цель наблюдения (для чего проводится наблюдение).

2. Чётко определить объект наблюдения (свойства вещества, превращения веществ, условия возникновения процесса).

3. Иметь предположение (гипотезу) о том, как будет происходить наблюдаемое явление.

4. Составить чёткий план наблюдения.

Научное наблюдение осуществляется в строго контролируемых условиях и проводится чаще всего в специальной лаборатории.

Эксперимент — теоретически обоснованный и специально поставленный научный опыт. Эксперимент позволяет подтвердить или опровергнуть гипотезу, которая возникла в результате наблюдения.

Все естественные науки — науки экспериментальные. Для постановки эксперимента используется специальное оборудование. На его основе появляется возможность применять специфические для каждой науки методы исследования. В химии специфическим методом исследования является химический эксперимент, т. е. научно обоснованный специально поставленный химический опыт.

При проведении химического эксперимента необходимо чётко соблюдать требования техники

безопасности и использовать специальную химическую посуду и оборудование.

Моделирование — исследование объектов (или их систем), явлений или процессов путём построения и изучения их моделей. Модель (от лат. *modulus* — мера, образец) — в широком смысле — это любой образец, аналог, представляющий собой мысленное или условное изображение, описание, схему, чертёж, график, план, карту какого-либо объекта, процесса или явления («оригинала» модели). При этом сама модель используется как «заместитель» этого «оригинала».

§ 5. Простейшие химические приборы

Пробирка химическая (рис. 1.21) применяется для проведения большинства простейших опытов и монтажа приборов.



Рис. 1.21

Колбы — плоскодонная и коническая (рис. 1.22), используются для хранения жидких и твёрдых веществ, а также для проведения различных химических опытов.



Рис. 1.22

Колба круглодонная (рис. 1.23) служит для проведения разнообразных химических опытов при нагревании.



Рис. 1.23

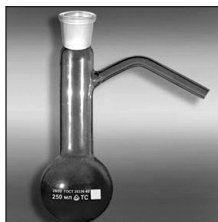


Рис. 1.24



Рис. 1.25

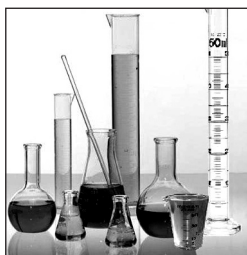


Рис. 1.26

*Колба круглодонная с от-
ростком (колба Вюрца)*
(рис. 1.24) предназначена для
получения газов.

Стакан с носиком (рис. 1.25)
служит для хранения жидких
и твёрдых веществ, а также
для проведения простейших
химических опытов.

Мерная посуда (рис. 1.26):
цилиндры, мензурки, пробир-
ки, стаканы, колбы исполь-
зуются для измерения объёма
жидкостей.

Стеклянная палочка
(рис. 1.27) предназначена
для размешивания жидкостей
в химической посуде.

Воронка конусообразная
(рис. 1.28) служит для нали-
вания жидкостей в различ-
ную химическую посуду и для
фильтрования.

Чашка фарфоровая
(рис. 1.29) применяется для
выпаривания жидкостей.

Тигель фарфоровый
(рис. 1.30) предназначен для
нагревания твёрдых веществ
при высокой температуре.

Ступка с пестиком (рис. 1.31) служит для размельчения и растирания твёрдых веществ.

Штатив для пробирок (рис. 1.32) предназначается для размещения в нём пробирок.

Прокладка огнезащитная (рис. 1.33) помещается на кольце металлического штатива и используется при нагревании веществ в стеклянной посуде.

Треугольник фарфоровый (рис. 1.34) используется для фиксации в нём тигля. Треугольник помещают на кольцо штатива.

Правила выживания в химической лаборатории

1. Если в руках у вас жидкое — не разлейте, порошкообразное — не рассыпьте, газообразное — не выпустите наружу.

2. Если включили — выключите.

3. Если открыли — закройте.



Рис. 1.27



Рис. 1.28



Рис. 1.29



Рис. 1.30



Рис. 1.31



Рис. 1.32



Рис. 1.33

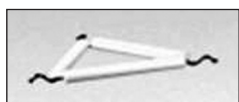


Рис. 1.34

4. Если разобрали — соберите.

5. Если Вы не можете собрать — позовите умельца.

6. Если Вы не собирали — не вздумайте собирать.

7. Если Вы одолжили что-нибудь — верните.

8. Если Вы пользуетесь чем-либо — содержите в чистоте и порядке.

9. Если Вы привели что-либо в беспорядок — восстановите порядок.

10. Если Вы сдвинули что-нибудь — верните на место.

11. Если Вы хотите воспользоваться чем-либо, принадлежащем другому, попросите разрешения.

12. Если Вы не знаете, как это действует, пожалуйста, не трогайте.

13. Если это Вас не касается — не вмешивайтесь.

14. Если Вы не знаете, как это делается, сразу спросите.

15. Если Вы не можете что-либо понять, почесайте в затылке.

16. Если всё же не поймёте, то и не пытайтесь.

17. Если Вы горите на работе, постарайтесь, чтобы у Вас ничего не загорелось.

18. Если у Вас что-либо взорвалось, проверьте, остались ли Вы живы.

19. Если не усвоили этих правил — не входите в лабораторию.

Лабораторный опыт 1

Разделение цветных жидкостей методом бумажной хроматографии

Цель: познакомиться со способом разделения цветных жидкостей методом бумажной хроматографии; закрепить свои знания о методах разделения смесей; повторить основные правила поведения и работы в химической лаборатории.

Приборы и реактивы: полоски фильтровальной бумаги 2×10 см; силикатный клей; стеклянная палочка; химический стакан; чернила; вода.

Выполнение опыта. Закрепите узкий край фильтровальной бумаги на стеклянной палочке с помощью клея.

На другой край бумаги нанесите жирную чернильную полосу, отступив от нижнего края 1—2 см.

Опустите полосу в химический стакан, а стеклянную палочку положите сверху на стакан. Полоска не должна касаться краёв стакана. Очень осторожно, чтобы брызги не попали на чернильную полосу, налейте по стенке стакана немного воды. Как только нижний край поло-

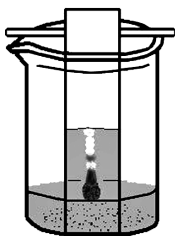


Рис. 1.35. Бумажная хроматография

ски окажется в воде, перестаньте лить воду и внимательно наблюдайте, что будет происходить на бумажной полоске (рис. 1.35).

Наблюдение! Вода станет подниматься вверх по бумаге. Пусть поднимается до тех пор, пока не дойдёт почти до самого конца. Выньте полоску из стакана и дайте ей высохнуть. Увидите, что на бумажной полоске не одна, а несколько чёрточек разного цвета и на разной высоте. Это вода, которая является растворителем в чернилах, так распределила по бумаге разные красящие вещества.

Внимание! Нужно отметить, что чернила любого цвета редко делают из одного-единственного красителя: чаще всего из смеси. Так можно испытать чернила разного цвета, чёрные, синие, красные, зелёные, гуашевые краски, различные красители для окраски тканей и любые другие окрашенные жидкости (сок, чай, фруктовую воду, кофе и др.).

Некоторые вещества вода разделяет плохо. Можно испытать другие варианты, вместо воды взять смесь равных объёмов воды и столового уксуса — кислый раствор; 2—3 столовые ложки нашатырного спирта на стакан воды. Можно также использовать медицинский (этиловый) спирт.

Практическая работа 1

Основные приёмы лабораторных работ: измельчение, растворение, нагревание, выпаривание

Цель работы: повторить основные правила поведения и работы в химической лаборатории, научиться измельчать и растворять твёрдое вещество; нагревать пробирку в пламени спиртовки (газовой горелки), разделить неоднородную смесь методом выпаривания.

I. Измельчение. В ступку помещаем крупные кристаллы твёрдого вещества (например, поваренной соли) (5—10 г) и круговыми вращениями пестика растираем их.

II. Растворение. В химический стакан помещаем 5—10 г кристаллов твёрдого вещества, аккуратно приливаем воду, перемешиваем стеклянной палочкой, круговыми вращениями, не касаясь стенок стакана.

III. Нагревание. 1. Способы нагревания жидкостей в пробирке.

а) Закрепите пробирку в держателе для пробирок, аккуратно прогрейте её, двигая над пламенем взад и вперёд. Затем нагревайте ту часть пробирки, в которой сосредоточено вещество (рис. 1.36, а).

б) Закрепите пробирку в лапке штатива. Прогрейте её, осторожно перемещая огонь спиртовки

вдоль всей длины пробирки. Затем установите спиртовку под пробиркой в области расположения нагреваемого вещества (рис. 1.36, б). Нагревайте.

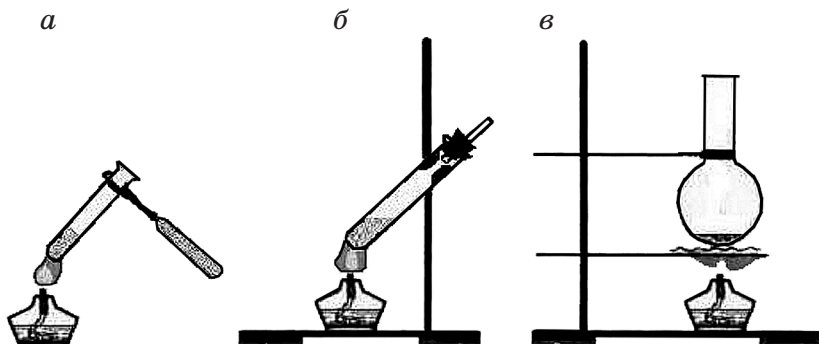


Рис. 1.36. Способы нагревания жидкости

2. Нагревание жидкостей в колбе.

Нагревание в колбе проводят в специальных приборах. В штативе закрепляют кольцо. В кольцо помещают колбу с жидкостью (используют колбы из жаростойкого стекла) и нагревают в верхней части пламени.

Для более медленного нагревания на кольцо кладут огнезащитную прокладку, вставляют колбу и нагревают непосредственно огнезащитную прокладку (рис. 1.36, в).

IV. Выпаривание. 1. Приготовленный ранее раствор вылейте из стакана в выпарительную чашку на $1/2$ её объёма.

2. Поставьте чашку в кольцо штатива и накройте сверху конусообразной воронкой. Зажгите

горелку. Нагревайте раствор до начала образования кристаллов.

3. Сравните полученное Вами вещество с тем, которое было использовано при растворении (рис. 1.37).

V. Оформление в тетради результатов опытов и наблюдений:

- напишите название работы;
- напишите цель работы;
- укажите используемую посуду и реактивы;
- напишите название каждой части;
- кратко опишите каждую часть;
- сделайте рисунок для фильтрования и дайте к нему поясняющие надписи.

VI. Приведите в порядок своё рабочее место:

- помойте посуду, которой пользовались, и поставьте её на место;
- слейте грязную воду в сосуд для отходов;
- расставьте на места принадлежности.

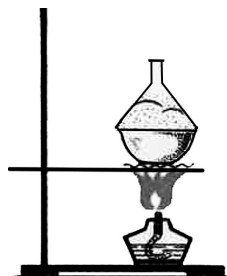


Рис. 1.37. Выпаривание

Практическая работа 2

Измерения в химии

Цель работы: повторить основные правила поведения и работы в химической лаборатории, научиться взвешивать на рычажных весах, определять плотность жидкости ареометром; объёма жидкости с помощью мензурки или мерного ци-



*Рис. 1.38. Рычажные
весы*

линдра, определять температуру кипения жидкости.

I. Определение массы на рычажных весах.

1. Уравновесьте весы, используя кусочки бумаги (рис. 1.38).

2. На левую чашку весов поместите разновесы заданной массы вещества, на правую чашку — аккуратно (с помощью шпателя или ложки) поместите взвешиваемое вещество.

3. Проверьте, уравновешены ли чашки весов.

II. Определение плотности жидкости ареометром.

Опыт 1. В один цилиндр налить концентрированный раствор сахара, в другой — дистиллированную воду (можно кипячёную). Опустить ареометр в чистую воду. Отметить положение ареометра. Вынуть ареометр из воды, вытереть его сухой салфеткой, опустить в раствор сахара. Отметить положение ареометра. Сравнить показания ареометра в обеих жидкостях (рис. 1.39, *a*).

Опыт 2. Плотность данной жидкости можно показать и с помощью пробирки. Для этого нужно взять небольшую коническую колбу с водой и опустить в неё пробирку, наполненную речным песком так, чтобы пробирка опустилась почти

до дна. Затем пробирку вытереть досуха и опустить в другую колбочку такого же размера, но наполненную концентрированным раствором сахара. Пробирка значительно поднимается вверх (рис. 1.39, б).

III. Определение объёма жидкости с помощью мензурки или мерного цилиндра.

1. Рассмотрите масштаб делений на мерной посуде. Отметьте необходимое деление (визуально или с помощью химического карандаша).

2. Поместите метку на уровне глаза и медленно вливайте жидкость. Нижний край жидкости должен совпадать с меткой деления.

Во избежание переливания можно остановиться немного, не дойдя до края метки, а затем пипеткой докапать жидкость.

IV. Определение температуры жидкости.

Опыт 3. В пробирку налить воду объёмом 3—4 см³ (для более спокойного кипения положить в пробирку 3—4 маленьких кусочка от глиняной посуды). Воду нагреть до кипения. В пробирку с кипящей водой опустить термометр,

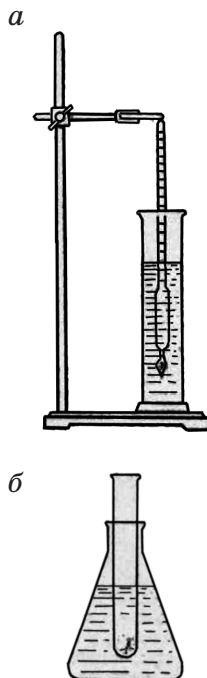


Рис. 1.39. Способы определения плотности жидкости

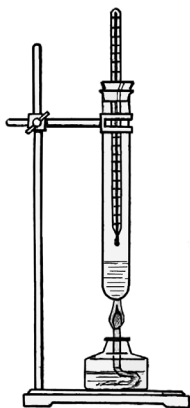


Рис. 1.40. Определение температуры жидкости

вставленный в пробку. В пробке сделано отверстие для свободной циркуляции воздуха. Отметить температуру кипения воды по термометру (рис. 1.40).

Опыт 4. В пробирку налить этиловый спирт объёмом 2—3 см³, нагреть до кипения и измерить температуру как в первом опыте.

Отметить, что в обоих случаях термометр показывает определённую температуру кипения жидкости.

Практическая работа 3

Способы очистки веществ — перекристаллизация сульфата меди(II)

Цель работы: повторить основные правила поведения и работы в химической лаборатории; научиться проводить обезвоживание медного купороса и гидратацию сульфата меди(II), формировать культуру труда при работе с химическими реактивами и посудой; уметь собирать простейшие приборы.

1. Поместите в пробирку немного кристаллов медного купороса (в объёме 2—3 горошин), закрепите в лапке штатива с небольшим накло-

ном в сторону отверстие пробирки. Подставьте под пробирку небольшой стакан, на дно которого положите несколько кристаллов перманганата калия. Рассмотрите сухие кристаллы. Нагрейте пробирку с медным купоросом, из него выделяется вода, пары её конденсируются, капельками стекают в стакан и растворяют перманганат калия. Яркий цвет раствора хорошо виден. Когда окраска медного купороса изменится, нагревание прекратите. Пробирку не ставьте сразу вертикально, иначе капельки воды попадут на нагретую часть пробирки, и она лопнет.

2. Когда пробирка охладится до комнатной температуры, добавьте в неё несколько капель воды. Вещество в пробирке изменяет свою окраску и приобретает ярко-синий цвет. Объясните результат опыта.

Задания и упражнения для самоподготовки

1. Чем отличается химический эксперимент от наблюдения?

2. Укажите способы разделения смесей. Приведите примеры.

3. Среди перечисленных ниже свойств питьевой соды выберите её физические и химические свойства: при комнатной температуре питьевая сода представляет собой твёрдое вещество; в твёрдом виде питьевая сода представляет собой бесцветные кристаллы; при действии на соду уксуса выделяется углекислый газ; питьевая сода не имеет запаха; питьевая сода плохо растворима в воде.

4. Что из перечисленного является смесью, а что чистым веществом: водопроводная вода, яблочный сок, сахар, дистиллированная вода, духи, поваренная соль, глюкоза, кислород, железо, каменный уголь, медь, полиэтилен, молоко, шоколад, аспирин?

5. На основании каких свойств можно разделить смесь: а) двух жидких веществ; б) двух твёрдых веществ?

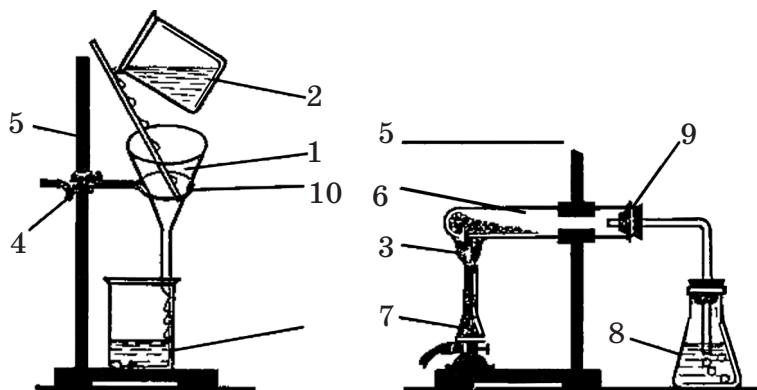
6. Как разделить следующие смеси: масло и вода; керосин и вода; глина и сода; вода и порошкообразный мел?

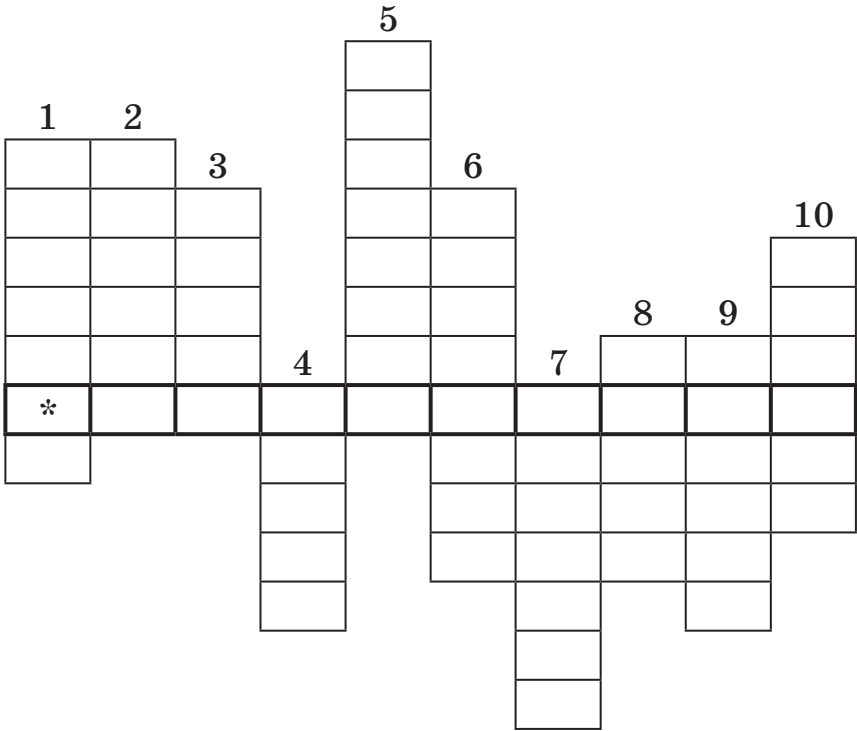
7. Приведите пример смеси, состоящей из трёх веществ, и перечислите последовательные действия для их разделения.

8. Пользуясь рисунком перегонного аппарата, опишите устройство лабораторного перегонного аппарата и его действие.

9. Составьте рассказ на тему: «Хроматография раствора свежезаваренного чая».

10. Разгадайте кроссворд по названиям лабораторного оборудования. Ключевым словом (*) является название оперы известного русского химика и композитора А. П. Бородина.





ТЕМА 2 «КИРПИЧКИ» МИРОЗДАНИЯ

§ 1. Атомы и молекулы

Все окружающие нас тела можно разделить на части. Например, дом можно разобрать по кирпичику, а затем каждый кирпич раздробить молотком. Молоко, налитое в чашку, можно разделить на мелкие капли. Можно дать молоку постоять, а затем снять сливки — более жирную часть. В науке очень широко используется термин «элемент» — так принято называть составную часть чего-либо. Химический элемент — одно из важнейших понятий фундаментальной химии.

Выдающийся учёный, создатель периодического закона и Периодической системы химических элементов, Д. И. Менделеев писал: «Вся сущность теоретического учения в химии лежит в отвлечённом понятии об элементах. Найти их свойства, определить причины их различия и сходства, а потом, на основании этого, предугадать свойства образуемых ими тел — вот путь, по которому идёт эта наука...». В настоящее время известно уже 118 химических элементов. В природе (на Земле) установлено существование 89 химических элементов. Некоторые элементы получены искусственным путём с использованием ядерных реакторов.

Химический элемент — это определённый вид атомов.

Атомы — мельчайшие химические частицы, являющиеся пределом химического разложения любого вещества. Иными словами, атомы неделимы химическим путём. Масса атомов разных видов составляет порядка 10^{-24} — 10^{-22} г. Размеры (диаметр) атомов колеблются в пределах $1 \cdot 10^{-10}$ — $5 \cdot 10^{-10}$ м, поэтому атомы считаются мельчайшими химическими частицами.

Позже вы узнаете о том, что атом имеет сложное строение (рис. 2.1). Он содержит положительно заряжённое ядро, которое состоит из протонов и нейтронов, или, как их ещё называют, нуклонов. Протон — положительно заряжённая частица, нейтрон не несёт электрического заряда. Вокруг ядра вращаются отрицательно заряжённые электроны. Таким образом, в целом атом является электронейтральной частицей.

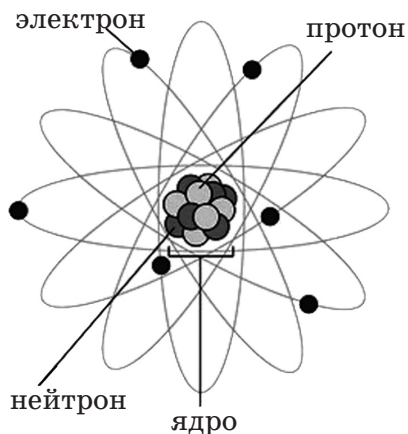


Рис. 2.1. Строение атома

Уже в 1741 г. в работе «Элементы математической химии» великий учёный М. В. Ломоносов высказал вполне современное представление об

атомах как о мельчайших частицах химических элементов, способных связываться в более крупные частицы (корпускулы) — молекулы, из которых состоят сложные вещества.

Молекула — мельчайшая частица вещества (молекулярного строения), которая сохраняет его состав и химические свойства. Молекулы состоят из двух и более атомов, связанных химическим путём. Молекулы могут состоять из атомов одного вида, таковыми являются молекулы кислорода, или двух и более видов атомов, например молекула воды. Молекула воды состоит из одного атома кислорода и двух атомов водорода (рис. 2.2).

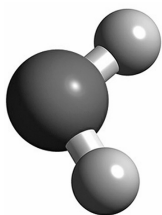


Рис. 2.2. Модель молекулы воды (H_2O)

Молекулы одного и того же вещества одинаковы.

Молекулы веществ при физических явлениях сохраняются, а при химических распадаются.

Атомы при химических реакциях сохраняются, перегруппировываются, образуя новые вещества.

Атомы способны образовывать химические соединения немолекулярного строения.

Формульная единица (ФЕ) — группа атомов, которая составляет простейшую химическую формулу вещества немолекулярного строения.

Итак, химические соединения состоят из двух или более химических элементов, находящихся в определённом соотношении друг с другом. Элементы химического соединения не могут быть разделены посредством физических методов. Химическое соединение имеет свойства, отличные от свойств элементов, из которых оно состоит. Примером химического соединения является вода (образована атомами водорода и кислорода), а также сахар (образован атомами углерода, водорода, кислорода). Позже вы узнаете, что существуют химические соединения, которые в качестве наименьшей составной части имеют не молекулы (электронейтральные группы атомов), а ионы — электрически заряженные атомы или группы атомов (рис. 2.3).

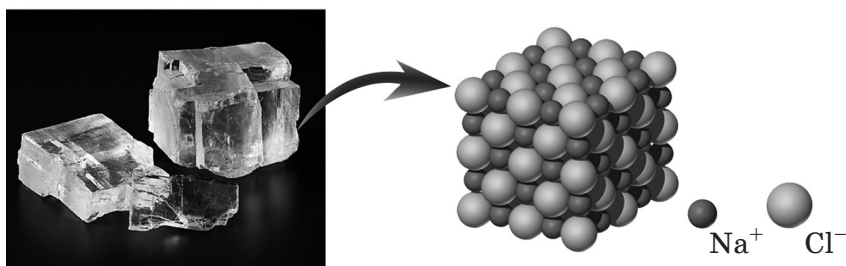


Рис. 2.3. Поваренная соль (NaCl) — ионное соединение

Ион — атом или группа атомов, которые имеют отрицательный или положительный заряд. Этот заряд они получают в результате приобре-

тения или отдачи атомами своих электронов. Заряд обозначают знаками (+) — положительный, (–) — отрицательный.

§ 2. Химический язык и его создатель Йёнс Якоб Берцелиус

Современный химический язык включает химическую символику, терминологию и номенклатуру. Невозможно изучать химию, не зная химического языка. Вы уже начали знакомство с *химической терминологией* (понятиями, используемыми в химии), вскоре познакомитесь с *химической номенклатурой* (системой названий химических соединений), но начать изучение химического языка необходимо с *химической символики*. Подобно тому, как нельзя научиться читать, не зная букв, нельзя изучать химию, не зная химических символов.

В истории химии, начиная с трудов учёных-алхимиков, описаны различные попытки создания химической символики (рис. 2.4).

Очевидно, что алхимические символы были бессистемны, громоздки и неудобны. Современная химическая символика разработана Й. Я. Берцелиусом (рис. 2.5) в 1814 г.

Йёнс Якоб Берцелиус (1779—1848) — гениальный шведский химик, профессор, барон. Химией Берцелиус увлёкся в 12-летнем возрасте. Уже в 29 лет он был выбран членом Шведской королев-



		
Огонь	Воздух	Соль
		
Вода	Земля	Сера
		
Золото	Серебро	Ртуть
		
Железо	Олово	Свинец
		
Медь	Щёлочь	Уксус

Рис. 2.4. Картина Жака Луи Перье «Алхимик» и алхимическая символика



Рис. 2.5. Йёнс Якоб Берцелиус

ской академии наук, а двумя годами позднее — её президентом. На протяжении своей 20-летней научной деятельности Берцелиус, работая по 12—14 часов в сутки, проанализировал более 2000 соединений с целью определения их состава. Он установил атомные массы элементов для известных тогда 43 простых веществ, открыл 4 новых химических элемента, разработал систему символов химических элементов, впервые стал применять химические уравнения и формулы веществ.

Разработанная Берцелиусом химическая символика используется до настоящего времени. Химический элемент обозначается первой или первой и одной из последующих букв латинского названия элемента. Например, русское название — «водород», латинское — hydrogenium, символ — H; произношение — аш.

Итак, *химический символ (знак)* — условная запись химического элемента с помощью одной или нескольких первых букв его латинского названия.

Выясним, какую информацию можно получить по знаку химического элемента.

1. Знак химического элемента	Fe
2. Название химического элемента	железо (феррум)
3. Название простого вещества	железо
4. Относительная атомная масса	$A_r(\text{Fe}) \approx 56$
5. Относительная формульная масса	$M_r(\text{Fe}) \approx 56$
6. Количество вещества — 1 моль атомов железа	$n(\text{Fe}) = 1$ моль
7. Количество вещества — 1 моль ФЕ железа	$n(\text{Fe}) = 1$ моль
8. Молярная масса	$M(\text{Fe}) = 56$ г/моль

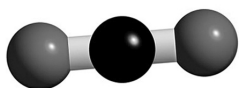


Рис. 2.6. Модель молекулы углекислого газа (CO_2)

Качественный и количественный состав вещества отражает его химическая формула. Выясним, какую информацию о веществе можно получить по его химической формуле:

1. Химическая формула вещества	CO_2
2. Название вещества	оксид углерода(IV) (углекислый газ)
3. Одна молекула данного вещества	одна молекула оксида углерода(IV) (углекислого газа)
4. Качественный состав (из каких химических элементов данное вещество состоит)	молекула углекислого газа состоит из атомов углерода и кислорода
5. Количественный состав (сколько атомов каждого элемента входит в состав данного вещества и в каких массовых отношениях)	В состав молекулы углекислого газа входит один атом углерода и два атома кислорода (рис. 2.6) $m(\text{C}) : 2m(\text{O}) = 12 : 32 =$ $= 3 : 8$
6. Относительная молекулярная масса	$M_r(\text{CO}_2) =$ $= 12 + 2 \cdot 16 = 44$
7. Количество молекул вещества	1 моль молекул CO_2
8. Молярная масса	$M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль

§ 3. Джон Дальтон — скромный учитель математики и основоположник атомной теории строения вещества

Джон Дальтон (1766—1844) — автор атомной теории строения вещества, трёх законов химии, президент Литературно-философского общества, член Лондонского королевского общества, член-

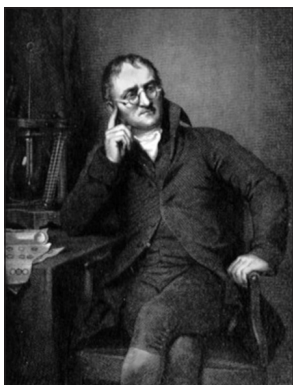


Рис. 2.7. Джон
Дальтон

корреспондент Парижской академии наук (рис. 2.7).

Дальтон родился в семье бедного ткача в Камберленде, на севере Англии. Немного поучившись в деревенской школе, он в 12 лет сам открыл школу в своём доме.

В 15-летнем возрасте Джон уехал к своему брату Джонатану — в Кендаль, где они основали сельскую школу.

В течение 12 лет Джон был скромным учителем математики, а затем преподавал физику и математику в Новом колледже (Манчестер). Здесь Дальтон вступил в Манчестерское литературное и философское общество. Его первый доклад был посвящён цветовому дефекту зрения, который Джон обнаружил у себя. Теперь он известен под названием «дальтонизм».

В глазах манчестерских горожан Дальтон был довольно странным человеком: он вёл уединённый образ жизни, в солидном возрасте посещал дома малолетних учеников и помогал им овладевать арифметикой и грамматикой. Его костюм всегда состоял из коротких, до колен, брюк, серых чулок, башмаков с пряжками и белого галстука. У Дальтона были глухой хриплый голос и плохая дикция. Его публичные лекции не привлекали людей. Химией учёный увлёкся в зре-

лом возрасте — около 35 лет. Можно сказать, что образование Дальтона получено самостоятельно. Но это не помешало ему внести бесценный вклад в развитие физики и химии.

Единственным отдыхом для Дальтона служила игра в кегли. Он почти ничего не читал и часто хвастал, что «может унести всю свою библиотеку на спине» и что «даже из этих книг он не прочитал и половины». Дальтон жил только наукой. Он никогда не был женат и часто говорил, что у него не хватало времени «на эту роскошь». Однако он любил общество красивых и умных женщин и некоторым из них даже посвящал стихи.

Кроме физики и химии у Дальтона было ещё одно увлечение — метеорология. Он исходил пешком всю северную часть Англии, собирая сведения о погоде. Всего им сделано около 300 000 записей. Умер Дальтон, записывая показания барометра и термометра. Над словами «небольшой дождь» в его последней записи красовалось большое чернильное пятно; из его охладевших пальцев выпало перо.

Одним из важнейших законов химии, открытых Джоном Дальтоном, является **закон кратных отношений**. Этот закон гласит: если два элемента образуют между собой несколько сложных соединений, то массы одного из элементов, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого элемента, относятся между собой как простые целые числа.

Например, кислород с азотом образует несколько соединений (N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5). В N_2O на единицу массы азота приходится 0,57 единицы массы кислорода, а в NO — 1,14. Это отношение $0,57 : 1,14 = 1 : 2$, т. е. выражается целыми числами.

§ 4. Борьба химических идей — спор химиков о постоянстве состава вещества

Знаменитейший спор между французскими химиками Жозефом Луи Прустом (рис. 2.8) и Клодом Луи Бертолле (рис. 2.9) длился на страницах научных журналов около 10 лет, с 1799 по 1809 г., а затем был продолжен химиками Англии, Швеции, Италии, России и других стран. Этот спор можно с полным правом назвать первой научной дискуссией такого масштаба и по времени возникновения, и по стратегической важности обсуждаемых проблем. Эта дискуссия определила пути развития химии на столетия вперёд.

В 1799 г. профессор Королевской лаборатории в Мадриде Ж. Л. Пруст опубликовал статью «Исследования меди». В статье подробно освещены анализы соеди-



Рис. 2.8. Жозеф Луи Пруст

нений меди и сделан вполне обоснованный вывод, что химически индивидуальное соединение всегда, независимо от способа его образования, обладает постоянным составом. К такому же выводу Пруст пришёл и позже, в 1800—1806 гг., исследуя химические соединения свинца, кобальта и других металлов.

В 1800—1803 гг. английский химик Дж. Дальтон обосновал этот закон теоретически, установив атомное строение молекул и наличие определённых атомных масс элементов. Чисто теоретически Дальтон пришёл к открытию закона кратных отношений, находящегося в единстве с законом постоянства состава.

В то же самое время другой французский химик, знаменитый профессор К. Л. Бертолле опубликовал ряд статей, в которых отстаивал вывод о том, что состав химических соединений зависит от способа их получения и часто бывает не постоянным, а переменным. Бертолле выступал против закона Пруста и Дальтона, аргументируя это всё новыми и новыми опытами по получению сплавов, твёрдых оксидов металлов. Он воспользовался и данными самого Пруста, указав на то, что в природных сульфидах и оксидах металлов



Рис. 2.9. Клод Луи Бертолле

содержится избыток серы и кислорода по сравнению с полученными в лаборатории.

Развитие химии показало, что обе стороны были правы. Точка зрения Пруста и Дальтона для химии 1800-х годов была понятна, конкретна и почти очевидна. Пруст и Дальтон заложили основы атомно-молекулярного учения о составе и строении химических соединений. Это была ведущая линия развития химии. Точка зрения Бертолле была практически неприемлема для тогдашней химии, так как она отражала химизм процессов, изучение которых началось в основном лишь с 1880-х годов. И только будущее показало, что и Бертолле был прав!

По предложению академика Н. С. Курнакова *вещества постоянного состава были названы дальтоноидами* (в честь английского химика и физика Дальтона), а *вещества переменного состава — бертоллоидами* (в память о французском химике Бертолле).

Постоянство состава вещества. Как уже отмечалось, закон постоянства состава вещества был предложен французским химиком Жозефом Луи Прустом. Современная формулировка этого закона звучит так: *Всякое чистое вещество имеет постоянный состав, независимо от способа получения или от места его нахождения в природе.*

Это положение вытекает из атомно-молекулярного учения. Если атомы входят в состав молекулы

в определённом соотношении, то молекулы и вещества в целом имеют строго постоянный состав.

Позже было обнаружено, что состав некоторых твёрдых веществ, например, оксидов железа, может в небольших пределах меняться, т. е. они имеют переменный состав. Поэтому закон постоянства состава в настоящее время считается справедливым только для веществ молекулярного строения.

• На основе закона постоянства состава можно выполнять различные расчёты.

Пример 1. Определите массу серы, реагирующей без остатка с железными опилками массой 28 г, если в данном случае химические элементы железо и сера соединяются в массовых отношениях 7 : 4.

Дано:

$$m(\text{Fe}) = 28 \text{ г}$$

$$m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7 : 4$$

Найти: $m(\text{S})$ — ?

Решение. Железо массой 7 г реагирует с серой массой 4 г, а железо массой 28 г — с серой массой x г.

$$\frac{7}{28} = \frac{4}{x}; \quad x = \frac{28 \cdot 4}{7} = 16 \text{ (г)}.$$

$$m(\text{S}) = 16 \text{ г}.$$

Ответ: масса прореагировавшей серы 16 г.

Пример 2. Смешали порошкообразную медь массой 4 г и порошкообразную серу массой 2 г. Смесь нагрели. Рассчитайте массу полученного вещества (сульфида меди(II)), если известно, что

медь с серой соединяются в массовых отношениях 2 : 1.

Д а н о:

$$m(\text{Cu}) = 4 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = 2 \text{ г}$$

$$m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 2 : 1$$

Н а й т и:

$$m(\text{CuS}) \text{ — ?}$$

Р е ш е н и е. $\text{Cu} + \text{S} = \text{CuS}$.

$$m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 4 \text{ г} : 2 \text{ г} = 2 : 1.$$

$$\begin{aligned} m(\text{CuS}) &= m(\text{Cu}) + m(\text{S}) = \\ &= 4 \text{ г} + 2 \text{ г} = 6 \text{ г}. \end{aligned}$$

Рассуждаем, так как медь с серой реагируют в массовых отношениях 2 : 1, то это значит, что медь массой 4 г соединяется с серой массой 2 г, и получится сульфид меди(II) массой 6 г.

О т в е т: масса полученного сульфида меди(II) 6 г.

Пример 3. Смешали магний массой 2,4 г и серу массой 6,4 г. Смесь нагрели до начала реакции. Рассчитайте массу полученного вещества (сульфид магния), если известно, что магний с серой реагируют в массовых отношениях 3 : 4. Какое вещество не полностью вступило в реакцию, какова его масса?

Д а н о:

$$m(\text{Mg}) = 2,4 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = 6,4 \text{ г}$$

$$m(\text{Mg}) : m(\text{S}) = 3 : 4$$

Н а й т и:

$$m(\text{MgS}) \text{ — ?}$$

$$m(\text{остатка}) \text{ — ?}$$

Р е ш е н и е. $\text{Mg} + \text{S} = \text{MgS}$.

Рассуждаем, если магний с серой реагируют в массовых отношениях 3 : 4, то это значит, что магний массой 3 г реагирует с серой массой 4 г, а магний массой 2,4 г — с серой — массой x г.

$$x = \frac{2,4 \cdot 4}{3} = 3,2 \text{ (г)}.$$

Итак, $m_{\text{прореагир}}(\text{S}) = 3,2 \text{ г}$.

$$\begin{aligned} m_{\text{непрореагир}}(\text{S}) &= m(\text{S}) - m_{\text{прореагир}}(\text{S}) = \\ &= 6,4 - 3,2 = 3,2 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m(\text{MgS}) &= m(\text{Mg}) + m_{\text{прореагир}}(\text{S}) = \\ &= 3,2 + 2,4 = 5,6 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

О т в е т: образовался сульфид магния массой 5,6 г, и осталась непрореагировавшая сера массой 3,2 г.

§ 5. Атомно-молекулярное учение

Сведения об атомах и молекулах объединяются в атомно-молекулярное учение.

Около 2500 лет назад древнегреческий философ Демокрит (рис. 2.10) высказал мысль о том, что все тела (вещества) состоят из мельчайших, невидимых, неделимых, постоянно движущихся частиц — атомов.

Основные положения атомно-молекулярного учения были разработаны М. В. Ломоносовым (1711—1765) (рис. 2.11). Он утверждал, что тела в природе состоят из корпускул (молекул), в



Рис. 2.10. Демокрит

состав которых входят элементы (атомы). Заглядывая вперёд, многообразие веществ великий учёный объяснял соединением не только одинаковых, но и разных атомов в молекулах, а также различным расположением атомов в них.



Рис. 2.11. Михаил Васильевич Ломоносов

Учение об атомах и молекулах получило дальнейшее развитие в работах известного английского учёного Джона Дальтона. В некоторых моментах учёные расходились во мнениях. Так, Дальтон отрицал возможность существования молекул, состоящих из нескольких атомов одного вида.

Учение об атомах и молекулах окончательно было принято только в 1860 г. на Всемирном съезде химиков в Германии — в г. Карлсруэ. Но по мере развития науки шло и развитие атомно-молекулярного учения.

Сегодня известно, что не все вещества состоят из молекул. Большинство органических веществ состоят из молекул и имеют молекулярное строение, а большинство твёрдых веществ, которые вы будете изучать в курсе неорганической химии, имеют немолекулярное строение.

Основные положения атомно-молекулярного учения. 1. Существуют вещества с молеку-

лярным и немолекулярным строением. Среди веществ молекулярного строения есть газы, жидкости и твёрдые вещества. Вещества немолекулярного строения, как правило, твёрдые. Например, кислород, бром (жидкость), сахар — вещества молекулярного строения, а поваренная соль — вещество немолекулярного строения.

2. Между молекулами имеются промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и температуры. Расстояния между молекулами газов велики. Они легко сжимаются (рис. 2.12). В жидкостях промежутки между молекулами значительно меньше, поэтому они сжимаются труднее. В твёрдых веществах молекулы максимально сближены, поэтому они практически не сжимаются.

3. Молекулы находятся в непрерывном движении. Скорость движения молекул зависит от температуры. С повышением температуры скорость движения молекул увеличивается.

4. Между молекулами существует сила взаимного притяжения и отталкивания. В наибольшей степени эти силы выражены в твёрдых веществах, в наименьшей — в газах.

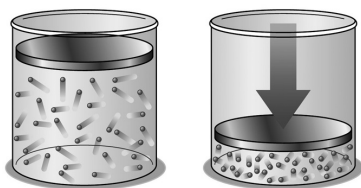


Рис. 2.12. Сжатие газообразного вещества

5. Молекулы состоят из атомов, которые, как и молекулы, находятся в непрерывном движении.

6. Атомы одного вида отличаются от атомов другого вида размерами, массой и свойствами.

7. При физических явлениях молекулы сохраняются, а при химических, как правило, разрушаются.

Задачи и упражнения для самоподготовки

1. В чём отличие между атомами и молекулами?

2. Нарисуйте схему разложения молекулы воды (см. рис. 2.2), если известно, что её молекула состоит из одного атома кислорода и двух атомов водорода.

3. Перечислите основные положения атомно-молекулярного учения.

4. Вычислите массовые отношения элементов в серной кислоте, химическая формула которой H_2SO_4 .

5. Известно вещество, в котором на два атома меди приходится 1 атом серы. В каких массовых отношениях нужно взять медь и серу, чтобы оба вещества полностью вступили в реакцию?

6. Вычислите отношения масс углерода и кислорода в углекислом газе (CO_2) и угарном газе (CO).

7. Определите массу кислорода, реагирующего без остатка с железными опилками массой 2,8 кг, если в данном случае химические элементы железо и кислород соединяются в массовых отношениях 7 : 2.

8. Смешали кальций массой 4 г и серу массой 3,6 г. Смесь прореагировала. Рассчитайте массу полученного вещества (сульфид кальция), если известно, что каль-

ций с серой реагируют в массовых отношениях 5 : 4. Какое вещество осталось после реакции?

9. Смешали порошкообразный уголь массой 6 г с порошкообразной серой массой 35 г. Смесь нагрели до начала реакции. Вычислите массу сульфида углерода, если известно, что уголь с серой реагируют в массовых отношениях 3 : 16.

10. *Смешали магниевую стружку массой 5 г и порошкообразную серу массой 6,4 г. Смесь нагрели до начала реакции. Вычислите массу сульфида магния, если известно, что магний и сера реагируют в массовых отношениях 3 : 4. Какое вещество останется после реакции? Вычислите его массу.

ТЕМА 3

СОБЫТИЯ В МИРЕ ВЕЩЕСТВ — ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

§ 1. Признаки и условия протекания химических реакций

Химическая реакция — это процесс превращения одних веществ в другие, при котором не меняется общее число атомов и их природа. Например, при реакции двух двухатомных молекул водорода и одной двухатомной молекулы кислорода образуются две молекулы. Каждая молекула воды состоит из одного атома кислорода и двух атомов водорода (рис. 3.1).

С химическими реакциями мы встречаемся постоянно (рис. 3.2—3.3). При химических реакциях происходит образование новых веществ; исходные вещества претерпевают глубокие изменения, поэтому о протекании реакции можно судить по внешним признакам. Следующие *признаки* указывают на прохожде-

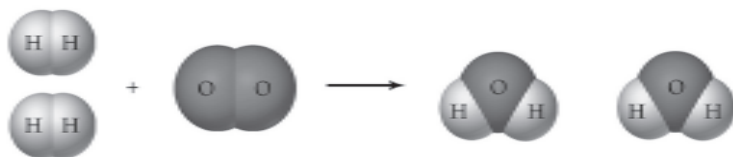


Рис. 3.1. Схема химической реакции
образования воды

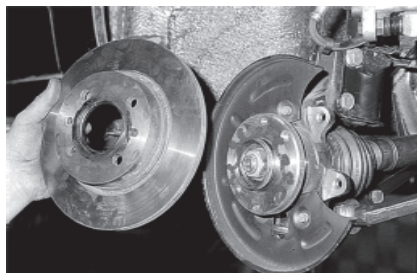


Рис. 3.2. Образование ржавчины



Рис. 3.3. Окраска волос

ние реакций: *образование осадка в растворе, выделение газа* (часто сопровождается появлением запаха); *изменение окраски, выделение или поглощение теплоты.*

С реакцией, идущей с образованием осадка, вы знакомились при изучении предыдущих курсов естествознания, когда изучали свойства углекислого газа. Если пропустить углекислый газ через известковую воду, то через некоторое время образуется взвесь, а затем появится осадок белого цвета. Этот осадок почти не отличается по составу от природного мела. Образование осадка является в данном случае характерным признаком реакции. Если к образовавшемуся осадку прилить раствор столового уксуса, то будет выделяться углекислый газ.

Аналогичную химическую реакцию хозяйки осуществляют при «гашении» пищевой соды столовым уксусом, которая используется в до-



Рис. 3.4. Реакция столового уксуса с питьевой содой

машней выпечке. При этом также наблюдается образование газа, что является характерным признаком данной реакции (рис. 3.4).

§ 2. Изменение энергии — одна из важнейших причин протекания химических реакций. Тепловой эффект



Рис. 3.5. Бенгальские огни

Выделение теплоты наблюдается при горении природного газа, дров, бенгальских огней (рис. 3.5) и т. д.

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются *экзотермическими*. С экзотермическими реакциями мы сталкиваемся в быту и на производстве (рис. 3.6).

Если реакция протекает медленно, например, ржавление железа, то выделения теплоты мы не замечаем, так как она постепенно рассеивается в пространстве. При сильно экзотермических реакциях вещество достаточно нагреть только вначале, а дальше реакция протекает за счёт выделяющейся теплоты.

Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются *эндотермическими*. Самопроиз-

вольно протекающих эндотермических реакций сравнительно немного. Как правило, они протекают, когда веществу извне сообщается некоторое количество теплоты, например, при сильном и длительном нагревании сахара образуется уголь. Если нагревание прекратить, то можно получить расплавленный сахар. Именно так получают конфеты-леденцы (рис. 3.7).

Известно, что для начала многих химических реакций реагирующие вещества нужно привести в тесное соприкосновение. Значительное увеличение площади соприкосновения реагирующих веществ достигается

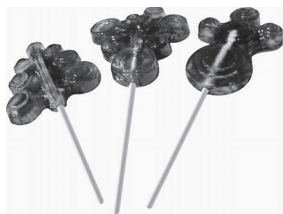


Рис. 3.7. Конфеты-леденцы



Рис. 3.6. Выделение пара из труб заводов — свидетельство экзотермической реакции

при их измельчении или перемешивании. Измельчение и перемешивание веществ — это только одно из *условий возникновения и протекания химических реакций*. При растворении веществ происходит их наиболее тонкое дробление. Поэтому многие реакции про-

водят в растворах. Так, растерев сахар в сахарную пудру, мы получим мелкие частицы, но не молекулы, а при растворении сахара в воде происходит его дробление до молекул. При соприкосновении дров с воздухом при обычной температуре они не загораются, если же мы измельчим дрова до опилок, то химической реакции также при комнатной температуре не происходит. Следовательно, во многих случаях для начала химической реакции необходимо *нагревание веществ до определённой температуры*, а затем реакция протекает с выделением теплоты и света, и дальнейшее нагревание не требуется. Это означает, что для начала реакции такие вещества нужно активировать, сообщив им дополнительную энергию. Эта энергия так и называется: энергия активации.

Энергия активации — наименьшая энергия, которой должны обладать частицы реагирующих веществ, для того чтобы могла произойти химическая реакция.

Если частицы активированы, то они могут вступать в реакцию так бурно, что при этом часто выделяется столько энергии, количество которой не только компенсирует затраты на активацию, но и может значительно превысить их, если реакция экзотермическая. Иначе протекает реакция разложения сахара до угля и воды. В этом случае энергия извне нужна не только для начала реакции, но и для дальнейшего её протекания.

В ходе экзотермических реакций энергия выделяется (горение угля), в ходе эндотермических реакций — поглощается (разложение воды под действием электрического тока) (рис. 3.8).

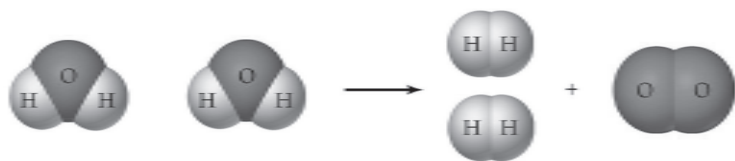
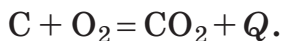


Рис. 3.8. Схема химической реакции разложения воды

Энергию, которая выделяется или поглощается в ходе химической реакции, называют *тепловым эффектом реакции*. Тепловой эффект химической реакции принято обозначать буквой Q . Выделение теплоты условно отмечают $+Q$, а поглощение её — $-Q$. Тепловой эффект можно определить количественно. Для этого вещество сжигают в специальном приборе, который называется калориметр, и вычисляют тепловой эффект в джоулях. Например, при сгорании угля массой 1 г выделяется 33,5 кДж теплоты. Следовательно, при сгорании угля массой 12 г получается $33,5 \cdot 12 = 402$ (кДж).

При составлении химических уравнений выделение или поглощение теплоты условно обозначают Q .

Например: углерод + кислород = углекислый газ + Q :



Химические уравнения, в которых указывается тепловой эффект, называются *термохимическими*.

• На основе термохимических уравнений можно проводить различные расчёты.

Пример 1. Вычислите количество теплоты, которая выделится при сгорании угля массой 1 кг, зная, что теплота образования оксида углерода(IV) равна 402 кДж.

<p>Дано: $m(\text{C}) = 1 \text{ кг} =$ $= 1000 \text{ г}$</p> <hr style="border: 0.5px solid black;"/> <p>Найти: Q — ?</p>	<p>Решение.</p> <p>1. Составляем термохимическое уравнение реакции горения угля:</p> $\begin{array}{rcccl} 83,33 \text{ моль} & & & & x \text{ кДж} \\ \text{C} & + & \text{O}_2 & = & \text{CO}_2 + Q \\ 1 \text{ моль} & & & & 402 \text{ кДж} \end{array}$
--	---

2. Находим количество вещества сгоревшей серы:

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{1000 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 83,33 \text{ моль.}$$

3. Находим выделившееся количество теплоты. При сгорании угля количеством вещества 1 моль выделяется 402 кДж теплоты, следовательно, при сгорании серы количеством вещества 83,33 моль выделяется x кДж теплоты:

$$x = \frac{83,33 \text{ моль} \cdot 402 \text{ кДж}}{1 \text{ моль}} = 33\,500 \text{ кДж.}$$

Ответ: выделилось 33 500 кДж.

Пример 2. При сжигании серы массой 1 г выделилось количество теплоты 9,28 кДж. Составьте термохимическое уравнение реакции.

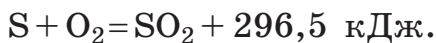
Дано: $m(\text{S}) = 1 \text{ г}$ $Q' = 9,28 \text{ кДж}$	Решение. 1. Составляем термохимическое уравнение реакции горения серы:
Найти: Q — ?	$0,0313 \text{ моль} \qquad 9,28 \text{ кДж}$ $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 + Q$ $1 \text{ моль} \qquad \qquad \qquad x \text{ кДж}$

2. Находим количество вещества серы по формуле $n = \frac{m}{M}$.

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{1 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,0313 \text{ моль.}$$

3. Находим тепловой эффект реакции горения серы и составляем термохимическое уравнение:

$$x = \frac{9,28 \text{ кДж} \cdot 1 \text{ моль}}{0,0313 \text{ моль}} = 296,5 \text{ кДж.}$$



О т в е т: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2 + 296,5 \text{ кДж.}$

§ 3. Простейшие представления о скорости химической реакции и возможностях её изменения

Одни химические реакции протекают мгновенно (взаимодействие столового уксуса с пить-

евой содой), другие медленно — ржавление железа, скисание молока. Как же определить скорость химического процесса?

Скорость различных физических процессов определяют изменением величин в единицу времени. Так, скорость движения тела v измеряют длиной пути s в единицу времени t :

$$v = \frac{s}{t}, \left[\frac{\text{м}}{\text{с}} \right].$$

Подобно этому и химики измеряют скорость химических реакций. Они имеют дело с частицами, вступающими в реакцию и образующимися в ходе реакции. Пересчитывать частицы — дело практически невозможное, поэтому за единицу скорости реакции принимают изменение количества вещества, взятого в определённом объёме, в единицу времени.

Если вещество исходное (реагент), его количество будет убывать, а если конечное (продукт) — возрастать.

Допустим, что первоначальное количество вещества было n_1 , а через время t оно стало n_2 , тогда *скорость химической реакции можно выразить следующей формулой:*

$$v = \frac{n_1 - n_2}{V \cdot t}, \left[\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{ДМ}^3 \cdot \text{С}} \right],$$

где v — скорость химической реакции, n_1 — количество вещества до начала реакции, n_2 — коли-

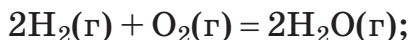
чество вещества после реакции, V — объём реакционной смеси, t — время протекания реакции.

Эта формула используется для вычисления скорости гомогенной реакции.

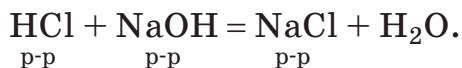
Следовательно, за *единицу скорости гомогенной реакции* принимают изменение количества вещества на единицу объёма в единицу времени.

К гомогенным реакциям относятся:

1) реакции взаимодействия между газами с получением газообразных продуктов. Например, водорода и кислорода с образованием водяного пара:



2) взаимодействие веществ в растворе с образованием хорошо растворимых продуктов. Например, взаимодействие раствора соляной кислоты с раствором гидроксида натрия:



Совсем иначе обстоят дела с *гетерогенными реакциями* — в тех случаях, когда реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях, например, твёрдое и жидкое, твёрдое и газообразное, жидкое и газообразное, или оба вещества жидкие, но не смешиваются, так как не растворимы друг в друге.

Скорость гетерогенной реакции можно выразить следующей формулой:

$$v = \frac{n_1 - n_2}{S \cdot t}, \left[\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^2 \cdot \text{С}} \right],$$

где v — скорость химической реакции, n_1 — количество вещества до начала реакции, n_2 — количество вещества после реакции, S — площадь взаимодействия реагирующих веществ, t — время протекания реакции.

За единицу скорости гетерогенной реакции принимают изменение количества вещества на единицу площади в единицу времени.

От чего же зависит скорость реакции? Для ответа на этот вопрос проведём мысленный эксперимент.

1. В один стакан насыплем немного питьевой соды, в другой — поваренной соли. В оба стакана прильём раствор столового уксуса. В стакане с содой наблюдаем химический процесс, в другом — нет.

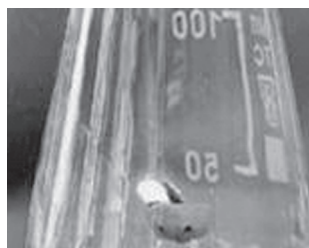


Рис. 3.9. Горение угля в кислороде

2. Возьмём 2 кусочка угля одинаковой массы. Один будем сжигать в чистом кислороде, другой на воздухе. В чистом кислороде уголь сгорает быстрее (рис. 3.9). Следовательно, на скорость химической реакции влияет содержание (концентрация) кислорода.

3. Разложение сахара при нагревании. Данная реакция не идёт при комнатной температуре. Следовательно, скорость химической реакции зависит от температуры.

4. Опустим один железный гвоздь в сухой сульфат меди(II) и такой же железный гвоздь в водный раствор сульфата меди(II). Через некоторое время в растворе на поверхности гвоздя наблюдается бурый налёт (рис. 3.10), в сухом сульфате меди(II) такого налёта на гвозде нет. Следовательно, на скорость химической реакции влияет растворение (измельчение) реагентов.

Значительно увеличивается скорость химической реакции в присутствии некоторых катализаторов — веществ, которые изменяют скорость химической реакции.

Катализаторы — это вещества, которые участвуют в химической реакции, изменяют скорость её протекания, но сами при этом не расходуются. Катализаторы бывают положительные, ускоряющие химические реакции, и отрицательные, замедляющие химические реакции.

Процесс изменения скорости химических реакций под действием катализаторов называют *катализом*. Катализаторы «сгущают» на своей поверхности реагирующие вещества, тем самым увеличивая их концентрацию. Действие катализатора можно увидеть в очень простом опыте.

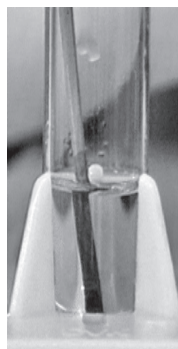


Рис. 3.10. Реакция железа с раствором сульфата меди(II)

Возьмём кусочек сахара-рафинада и попробуем поджечь его лучинкой. Он плавится, обугливается, но пламени мы не наблюдаем. Помес-



Рис. 3.11. Горение сахара в присутствии катализатора (сигаретного пепла)

тим на кусочек сахара пепел от выкуренной сигареты и поднесём горящую лучинку. Он горит голубоватым пламенем (рис. 3.11). Оказывается, в пепле сигареты содержатся металлы, которые усиливают (катализируют) горение сахара.

В реальной жизни скорость реакций не менее важна, чем принципиальная возможность их протекания. Некоторые реакции специально ускоряют, чтобы получить больше химических продуктов за час, сутки, год. Тогда оборудование заводов и фабрик используется более интенсивно.

Но есть и такие реакции, которые приходится специально замедлять. Например, кому захочется, чтобы новенький автомобиль уже через год сиял ржавыми пятнами. Чтобы предотвратить разрушение металлов, применяют «отрицательные» катализаторы — *ингибиторы*.

Замедлять приходится не только разрушение металлов (коррозию), но и процессы разложения и порчи пищевых продуктов, кожи, тканей, пластмасс. Здесь также используют ингибиторы хи-

мических реакций, их называют *консервантами* или *стабилизаторами*.

§ 4. Теория флогистона и её несостоятельность

Теория флогистона была первой теорией химии. Она появилась только на рубеже XVII—XVIII столетий и почти на протяжении всего XVIII в. владела умами подавляющего большинства исследователей. Однако в конечном счёте эта теория оказалась ошибочной.

Создателем теории флогистона считается немецкий химик и врач Георг Эрнст Шталь (1659—1734) (рис. 3.12). В соответствии с этой теорией все вещества, способные гореть или изменяться при прокаливании (как металлы, которые превращаются в оксиды), содержат невесомый флюид — *флогистон* (от греч. «флогистос» — «воспламеняющийся»). Таким образом, в процессе горения или обжига вещества теряют, отдают флогистон. Ценность теории состояла в том, что она давала возможность с единой точки зрения объяснять механизмы протекания химических процессов.

Основы своих представлений о теории флогистона Г. Шталь изложил в 1697—1703 гг., а затем



Рис. 3.12. Георг Эрнст Шталь

описал их в книге «Основания химии», опубликованной в 1723 г. Г. Шталь считал, что флогистон только тогда является материальным, когда находится в сочетании с другими веществами в «сложных телах». При нагревании этих тел он проявляется в виде огня. Следовательно, в свободном виде флогистон не существует. Однако это заключение не помешало некоторым химикам попытаться выделить именно свободный флогистон. Некоторые из последователей Г. Штала даже приписывали флогистону отрицательный вес (массу)! Ведь иначе трудно было объяснить явное расхождение теории с практикой: многочисленные опыты показывали, что продукты прокаливания металлов тяжелее исходных веществ.

§ 5. Удар М. В. Ломоносова и А. Л. Лавуазье по теории флогистона

Конец XVIII в. характеризуется как период развития химических исследований. В это время чётко выделились два важнейших раздела химии — неорганическая и аналитическая химия (занимается анализом качественного и количественного состава веществ). Из природных продуктов удалось получить несколько десятков органических соединений. Это способствовало возникновению органической химии. Таким образом, к концу XVIII в. химия стала самостоятельной областью научного знания.

Одной из важнейших предпосылок этой «химической революции» стало широкое использование метода количественных измерений. Теоретическую основу количественный метод получил в законе сохранения массы вещества в химических реакциях, сущность которого чётко выразил выдающийся учёный М. В. Ломоносов.

Первую формулировку закона сохранения массы вещества мы находим в письме, написанном М. В. Ломоносовым в 1748 г. академику Леонарду Эйлеру. В этом письме М. В. Ломоносов критикует выводы другого известного учёного — Роберта Бойля (рис. 3.13), который сделал их на основании опытов по прокаливанию металлов.

Вам уже известно, что Р. Бойль, прокаливая свинец в запаянной реторте, взвешивал реторту после прокаливания, предварительно впустив в неё воздух, и наблюдал увеличение массы металла. Исходя из этих наблюдений, он объяснил увеличение массы металла тем, что при обжиге участвует «теплотворная материя» (флогистон), которая, по мнению Р. Бойля, настолько тонка, что проходит сквозь стенки стеклянного сосуда.

М. В. Ломоносов поставил опыт по-иному (рис. 3.14). Он взвесил запаянную реторту с



Рис. 3.13. Роберт Бойль



Рис. 3.14. Ломоносов в химической лаборатории за проверкой опытов Роберта Бойля (линогравюра Н. Г. Наговицина)

металлом до прокаливания и после прокаливания, не впуская воздуха, и обнаружил, что масса запаянного сосуда не изменяется. Основываясь на результатах эксперимента, М. В. Ломоносов убедился, что «...славного Роберта Бойля мнение ложно, ибо без пропущения внешнего воздуха вес

сожжённого металла остаётся в одной мере».

Таким образом, М. В. Ломоносов установил, что «прибавление веса металла при прокаливании есть результат соединения его с воздухом, причём при прокаливании металла в закрытом сосуде вес его увеличивается на столько же, на сколько уменьшается вес воздуха».

Работы М. В. Ломоносова нанесли первый мощный удар по теории флогистона. В отличие от многих химиков своего времени Ломоносов исключил «огненную материю» из числа химических агентов. Однако до низвержения этой ошибочной теории закон сохранения массы веществ при химических реакциях не мог получить статус фундаментального закона природы.

Окончательно разбил теорию флогистона великий французский учёный Антуан Лоран Лаву-

азье. Он начинал свой путь в науку, когда теория флогистона еще «правила бал» в химии. Однако некоторые исследователи уже находили в ней изъяны, но их возражения были очень робкими. Созданная А. Л. Лавуазье кислородная теория горения (с нею вы познакомитесь позже) окончательно опровергла «флогистон Штала — воображаемое вещество, которое он считал составной частью... всех горючих тел».

§ 6. Закон сохранения массы веществ при химических реакциях

Впервые мысль о законе сохранения массы при химических реакциях М. В. Ломоносов высказал в письме к Л. Эйлеру 5 июня 1748 г. Великий учёный писал: «Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупится к другому»... Это определение, за исключением архаичности языка, не устарело и сегодня.

Современная формулировка закона звучит так: *масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате реакции*. Существуют самые разнообразные опыты, подтверждающие справедливость этого закона, схема одного из них представлена на рисунке 3.15.

Этот закон вытекает из атомно-молекулярного учения. Действительно, во время химиче-

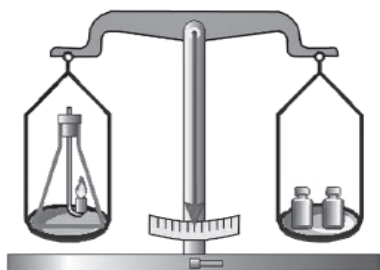


Рис. 3.15. Схема опыта, подтверждающего закон сохранения массы веществ при химических реакциях (модель опыта М. В. Ломоносова)

ских реакций изменяется только состав молекул; атомы, а также общее их число остаются без изменения: число атомов и их масса до реакции равны количеству атомов и их массе после реакции.

Значение закона сохранения массы веществ при химических реакциях:

1. Открытие закона способствовало развитию химической науки и естествознания в целом.

2. Закон сохранения массы веществ является важнейшим стехиометрическим законом, на основе которого составляют химические уравнения и проводят по ним различные расчёты.

§ 7. М. В. Ломоносов — учёный-энциклопедист

Основные этапы биографии великого учёного. Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765) родился в семье крестьянина-помора в селе Денисовка, на острове, расположенном в низовьях Северной Двины. Ломоносов рано пристрастился к чтению. «Грамматику» М. Смотрицкого и «Псал-

тырь» С. Полоцкого Ломоносов называл «вратами своей учёности».

В 1730 г. Ломоносов ушёл пешком с рыбным обозом в Москву (рис. 3.16) и поступил в Славяно-греко-латинскую академию, где в крайне тяжёлых материальных условиях за 5 лет прошёл 12-летний курс и был зачислен в Петербург в Академию наук. Его страсть к учению была так велика, что в 1736 г. он в

числе лучших учеников был отправлен в Германию для обучения «горным наукам». Во Фрайбурге и Марбурге он изучает философию, физику, химию, минералогия.

В 1741 г. по возвращении в Санкт-Петербург он назначен адъюнктом физики в Академии наук. Ломоносов публикует труды по теории цвета, открывает закон сохранения массы. В 1745 г. Ломоносов стал профессором химии и создал первую в России химическую лабораторию (рис. 3.17).

Научные интересы М. В. Ломоносова энциклопедичны: он занимался химией, физикой, астрономией, минералогией, геологией и почвоведением, географией, картографией, обогатив их своими открытиями и став основателем новых наук (физической химии и др.); создал новые

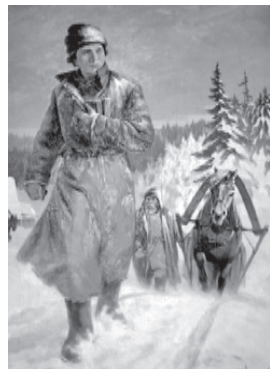


Рис. 3.16. Картина Николая Кислякова «Юный Ломоносов на пути в Москву»



Рис. 3.17. Первая в России химическая лаборатория, созданная М. В. Ломоносовым



Рис. 3.18. Памятник М. В. Ломоносову у здания Московского государственного университета, носящего его имя

приборы для геодезии, метеорологии и др.

Наряду с естественными науками М. В. Ломоносов занимался и гуманитарными: литературой, стилистикой русского языка, историей. Получил он также известность и как художник, создатель мозаичных панно («Полтавская баталия» и др.).

В 1754 г. Ломоносов составил проект создания Московского университета, открывшегося в Москве в 1755 г. (рис. 3.18). В 1752 г. он пишет на латинском языке «Введение в истинную физическую химию». Его перу принадлежат две трагедии: «Тамара и Селим» (1750) и «Демофонт» (1752), «История Российская», публицистические работы. Умирает он в Санкт-Петербурге в зените славы.

Академик М. В. Келдыш писал о нём так: «Ломоно-

сов принадлежит к числу величайших деятелей науки и культуры всего человечества. Необычайно широкая и плодотворная научная, литературная и общественная деятельность Ломоносова — это целая эпоха в истории нашей отечественной и мировой науки и культуры».

Ломоносов — великий химик и физик. Научные исследования М. В. Ломоносова по химии и физике основывались на представлениях об атомно-молекулярном строении вещества. Ломоносов задумал написать большую «корпускулярную философию» — трактат, объединяющий в одно стройное целое всю физику и химию на основе атомно-молекулярных представлений.

На пути к достижению этой цели М. В. Ломоносов совершил целый ряд мировых открытий и прежде всего открыл закон сохранения энергии, имевший для развития науки такое же огромное значение, как теория относительности. «...Все перемены, в натуре 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: ибо тело, движущее своей силою другое, столько же оныя у себя теряет, сколько сообщает другому, которое от него движение получает». Ломоносов считал законы сохранения вещества и движения основными, не требующими проверки аксиомами естествознания.

Теоретическая химия Ломоносова целиком опиралась на достижения физики. «Физическая химия, — писал он, — есть наука, объясняющая на основании положений и опытов физики то, что происходит в смешанных телах при химических операциях...». В 1752 г. Ломоносов прочитал студентам курс «Введение в истинную физическую химию» (рис. 3.19), сопровождавшийся демонстрационными опытами и практическими занятиями. Он составил обширную программу исследований свойств растворов. Сохранились полученные им данные о растворимости солей в воде при различных температурах, об охлаждении растворов с записью хода падения

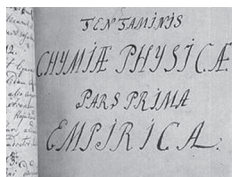


Рис. 3.19. Рукопись
М. В. Ломоносова
«Введение в истинную
физическую химию»

температуры со временем. Ломоносов разработал приборы для физических исследований химических объектов (для измерения вязкости, для определения показателя преломления, прибор для определения твёрдости образцов).

Ломоносов — астроном. Одним из важных изобретений М. В. Ломоносова в области оптики была «ночезрительная труба» (1756 г.), позволявшая в сумерки более отчётливо различать предметы. Кроме того, Ломоносов сконструировал отражательный (зеркальный) телескоп для

дополнительного плоского зеркала (рис. 3.20).

26 мая 1761 г. во время прохождения Венеры по диску Солнца М. В. Ломоносов открыл существование у неё атмосферы, впервые правильно истолковав размытие солнечного края при двукратном прохождении Венеры через край диска Солнца. С помощью разработанной им конструкции маятника, позволявшей обнаруживать крайне малые изменения направления и амплитуды его качаний, Ломоносов осуществил длительные исследования земного тяготения.

Ломоносов — геолог и минералог. Ломоносов уделял значительное внимание развитию в России геологии и минералогии и лично произвёл большое количество анализов горных пород. Он доказывал органическое происхождение почвы, торфа, каменного угля, нефти, янтаря. В своих работах он последовательно проводил идею о закономерной эволюции природы.

Придавая важное значение развитию русского металлургического производства, занимавшего в XVIII в. одно из ведущих мест в мире, Ломоносов в 1763 г. опубликовал руководство «Первые основания металлургии или рудных



Рис. 3.20. М. В. Ломоносов за астрономическими наблюдениями

дел», в котором подробно рассмотрел как свойства различных металлов, так и практически применяемые способы их получения.

Ломоносов — географ. В 1758 г. Ломоносову было поручено «смотрение» за Географическим департаментом, Историческим собранием, Университетом и Академической гимназией при Академии наук. Основной задачей Географического департамента было составление «Атласа Российского». Ломоносов разработал обширный план получения как физико-географических, так и экономико-географических данных для составления «Атласа» с помощью организации географических экспедиций, а также обработки ответов на специальные анкеты, разосланные в различные пункты страны.

М. В. Ломоносов предложил ряд новых приборов и методов для определения долготы и широты места. Ломоносов исследовал морские льды и дал их первую классификацию. Он неоднократно отмечал политическую и хозяйственную важность для России освоения Северного морского пути.

Ломоносов — филолог и поэт. Главным сочинением М. В. Ломоносова по языку была «Российская грамматика», написанная в 1755 г. (рис. 3.21). Это была первая получившая широкую известность грамматика русского языка. В ней даётся первая классификация основных

диалектов (наречий) русского языка. Чётко разграничены русский и церковно-славянский языки, определены их основные различия. Большое значение имело произведённое Ломоносовым стилистическое нормирование русского языка.

Литературное творчество Ломоносова сочеталось с глубоким научным осмыслением филологических проблем.

Ломоносов — историк. Ломоносов был крупнейшим историком своего времени. Его основные сочинения — «Древняя Российская история» (1766 г.), замечания на диссертацию Г. Ф. Миллера «Происхождение имени и народа российского» (1749 г.) и «Краткий российский летописец» (1760 г.).

Выдвинутая Ломоносовым теория славяно-чудского происхождения Древней Руси была принята позднейшей историографией.

Ломоносов — художник. М. В. Ломоносов обладал незаурядными художественными способностями. Об этом свидетельствуют его известные мозаичные портреты и картины, которые

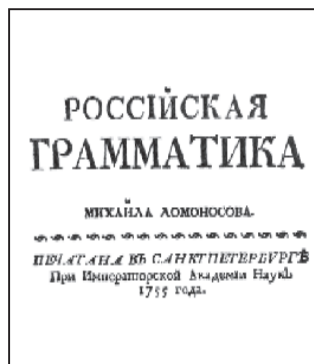


Рис. 3.21. Издание «Российской грамматики» М. В. Ломоносова

являются непревзойдёнными образцами русского мозаичного искусства.

Постройка в 1748 г. химической лаборатории позволила учёному начать работы по химии и технологии силикатов, а также по теории цветов. Ему удалось в результате больших усилий создать рецептуру смальт и наладить их производство, а также производство стекла руса и бисера.

Ломоносов открыл ряд новых составов цветных стёкол, в том числе так называемый золотой рубин — винно-красное стекло, получаемое на основе добавления в стекольную массу соединений золота.

Увлечённый мозаичным искусством, Ломоносов разработал методы отливки и шлифовки смальт, отыскал лучшие рецепты мастики, с помощью которой смальта крепилась на медном подносе.



Рис. 3.22. Мозаика М. В. Ломоносова «Полтавская баталия». Смальта

В 1761 г. он вместе с помощниками приступил к работе над картиной «Полтавская баталия». Набор этой грандиозной мозаики проходил в мозаичной мастерской при доме Ломоносова. В середине 1764 г. мозаика «Полтавская баталия» была закончена (рис. 3.22).

Отдавая дань художественному творчеству Ломоносова, высоко оценивая созданные им произведения мозаичного искусства, Академия художеств в 1763 г. избрала его почётным членом.

Лабораторный опыт 2

Замещение меди из раствора хлорида меди(II) железом

Цель опыта: доказать опытным путём, что при реакции между солью и металлом образуется новая соль и новый металл.

Оборудование и реактивы: штатив с пробиркой, очищенный железный гвоздь, раствор хлорида меди(II) (концентрированный).

Выполнение опыта. В пробирку налейте на $1/3$ раствора хлорида меди(II). Рассмотрите его цвет. Наклонив пробирку, осторожно опустите в неё железный гвоздь (гвоздь можно закрепить на нить). Через 1—2 минуты извлеките из раствора гвоздь (на короткое время) и обратите внимание на ту его часть, которая находилась в растворе, и снова опустите его. Окончательный вывод о продуктах реакции сделайте через 5 мин, сравните цвет полученного раствора с исходным. Для ускорения реакции в пробирку с раствором хлорида меди(II) поместите немного железных опилок или стружек.

Вопросы для обсуждения в парах

1. По каким двум признакам можно сделать вывод о протекании реакции между раствором соли меди(II) и железом?
2. Назовите простые и сложные вещества, участвовавшие и образовавшиеся в реакции.

Указания к описанию опыта

1. Запишите в тетрадь название опыта.
2. Нарисуйте три пробирки. В первой укажите окраску исходного раствора, во второй — изменения, произошедшие с железным гвоздём, в третьей — окраску раствора после реакции.
3. Напишите уравнение реакции хлорида меди(II) с железом.

Практическая работа 4

Типы химических реакций

Цель работы: закрепить знания о типах химических реакций; развивать умение применять на практике полученные знания о химических реакциях.

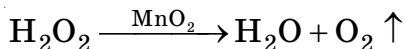
Напоминаем, что существует классификация химических реакций по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции (см. с. 90).

Задание 1. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора.

В пробирку налейте раствор пероксида водорода объёмом 5 см^3 и поднесите к её отверстию тле-

ющую лучинку. Что наблюдаете? Положите в пробирку с рисовое зёрнышко оксида марганца(IV) и снова поднесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Какой можно сделать вывод?

Составьте уравнение химической реакции по схеме, укажите тип реакции.

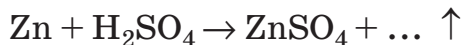


Задание 2. Прокаливание медного предмета.

Внесите в пламя медную пластинку или проволоку (с помощью тигельных щипцов). Через 1—2 мин выньте предмет из пламени. Рассмотрите его. Произошли ли изменения с медью? Образовалось ли новое вещество? Составьте уравнение химической реакции, укажите тип реакции. Какой можно сделать вывод?

Задание 3. Взаимодействие раствора серной кислоты с цинком.

В пробирку поместите гранулу цинка. Осторожно прилейте раствор серной кислоты. Немного подогрейте. Рассмотрите содержимое пробирки. Что наблюдаете? Какой можно сделать вывод? Составьте уравнение химической реакции по схеме. Укажите тип реакции.



Задание 4. Взаимодействие оксида меди(II) с раствором серной кислоты.

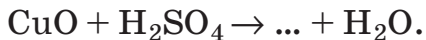
Поместите в сухую пробирку немного (со спичечную головку) чёрного порошка оксида меди(II) с помощью стеклянной лопатки. При-

Химические реакции

<i>Разложения</i> ↓ Реакция, в которой из одного сложного вещества получается несколько простых или сложных веществ	<i>Соединения</i> ↓ Реакция, в результате которой из двух или нескольких простых или сложных веществ получается одно сложное вещество	<i>Замещения</i> ↓ Реакция, протекающая между простым и сложным веществом, в которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества	<i>Обмена</i> ↓ Реакция, протекающая между сложными веществами, в ходе которой они обмениваются составными частями
Примеры			
$2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$	$\text{Fe} + \text{S} \stackrel{t}{=} \text{FeS}$	$\text{CuO} + \text{H}_2 \stackrel{t}{=} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Классификация химических реакций по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции

лейте раствор серной кислоты. Взболтайте содержимое пробирки. Рассмотрите содержимое пробирки. Что наблюдаете? Какой можно сделать вывод? Составьте уравнение химической реакции по схеме, укажите тип реакции.



Задания и упражнения для самоподготовки

1. В чём коренное отличие между физическими и химическими явлениями (химическими реакциями)?

2. При открывании бутылки с газированной водой происходит выделение из раствора углекислого газа. Этот же газ выделяется и при действии уксусной кислоты на мел. Укажите, где протекает химическая реакция и где физический процесс?

3. Можно ли ускорить химическую реакцию горения магния нагреванием? Эта реакция лежит в основе горения бенгальских огней.

4. Горение многих веществ сопровождается выделением энергии (теплоты). Однако чтобы горение началось, вещество сначала надо нагреть. Почему?

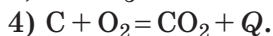
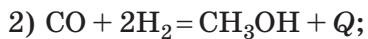
5. Что вы понимаете под энергией активации?

6. Дайте определение явлению «тепловой эффект химической реакции». Как его принято обозначать в термохимических уравнениях?

7. Как вы считаете, почему реакции разложения чаще всего относятся к эндотермическим реакциям?

8. Укажите, какие из реакций, схемы которых приведены ниже, относятся к экзотермическим, а какие — к эндотермическим:





9. При сжигании магния массой 6 г в кислороде выделяется 150 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции.

10. Основываясь на термохимическом уравнении реакции $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}) - 180,7 \text{ кДж}$, вычислите величину теплового эффекта при окислении 5,6 г азота.

ТЕМА 4 КИСЛОРОД И ЕГО «ПОТОМКИ»

§ 1. Общая характеристика кислорода как химического элемента и простого вещества

Мы живём в мире простых и очень сложных химических веществ. Одни из них совершенно необходимы для жизни человека, другие смертельно опасны, но без них нельзя создавать новые материалы, лекарственные препараты. Есть такие вещества, воздействие которых на живой организм определяется конкретной дозой. Одним из веществ, без которых человек не сможет прожить даже 5 минут, является кислород.

Общая характеристика элемента кислорода

1. Химический знак элемента кислорода — O.
2. Относительная атомная масса кислорода $A_r(\text{O}) = 15,9994 \approx 16$.
3. Молярная масса атомарного кислорода $M(\text{O}) = 16$ г/моль.
4. Валентность атома кислорода в большинстве соединений — II.
5. Нахождение в природе.



Рис. 4.1. Опыт Лавуазье по определению состава воздуха

Кислород — самый распространённый химический элемент в земной коре, его массовая доля — 49 %. В воздухе кислород составляет приблизительно $1/5$ часть, принято считать объёмную долю кислорода ≈ 21 % (рис. 4.1). В гидросфере кислород составляет 89 % по массе, а в составе живых организмов — до 65 % от массы.

Интересно, что при содержании в атмосфере менее 15 % кислорода горение становится невозможным. Наоборот, если бы кислорода стало больше 30 %, первый же удар молнии сжёг бы на Земле всё, что способно гореть.

Общая характеристика простого вещества кислорода

1. *Молекула кислорода (O_2) состоит из двух атомов.*
2. *Относительная молекулярная масса кислорода $M_r(O_2) \approx 32$.*
3. *Молярная масса кислорода $M(O_2) \approx 32$ г/моль.*
4. *Физические свойства кислорода.*

Кислород — газ, без цвета, запаха и вкуса. В 100 объёмах воды растворяется только 3 объёма кислорода при температуре 20 °С и давлении 760 мм рт. ст. Кислород кипит при -183 °С и превращается в жидкость бледно-синего цвета, а при охлаждении до -219 °С эта жидкость затвердевает, образуя снегообразную массу.

Жидкий кислород хранят в сосудах Дьюара, названных в честь шотландского учёного Джеймса Дьюара (1842—1923) (рис. 4.2). Вот как сам профессор написал о своём изобретении: «Сохранить жидкий воздух при окружающей температуре в течение недели ... немногим легче, чем попробовать сохранить несколько метров воды на раскалённой докрасна печи. Я пробовал сохранить сжиженный газ в сосудах с двойными стенками, воздух между которыми был сильно



Рис. 4.2. Джеймс Дьюар

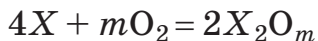


Рис. 4.3. Бытовой термос — тоже сосуд Дьюара

разряжен; опыт показал, что в таком «пустом» сосуде жидкий воздух испаряется в 5 раз медленнее, чем в том же сосуде с воздухом между стенками, — настолько конвекция тепла частицами газа уменьшается сильным разряжением...». Сосуды Дьюара широко используются и в настоящее время (рис. 4.3).

5. Химические свойства.

Кислород активно реагирует как с простыми, так и со сложными веществами. С кислородом соединяются почти все металлы (за исключением Ag, Pt, Au) (рис. 4.4) и неметаллы по уравнению:



(X — металл или неметалл).

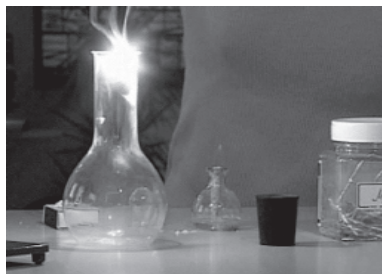
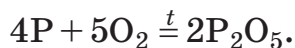
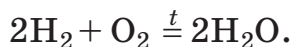
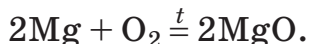
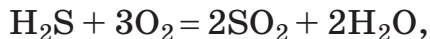
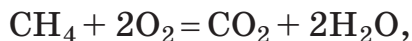


Рис. 4.4. Горение магния в кислороде

В кислороде горят многие органические и некоторые неорганические сложные вещества:



В химических реакциях кислород является окислителем.

Процесс присоединения кислорода к элементам называется *окислением*, а сам кислород — *окислителем*. При взаимодействии кислорода с простыми и сложными веществами выделяется большое количество теплоты. Это экзотермические реакции.

Кислород участвует в процессах дыхания, окисления, горения, гниения, брожения; применяется для сжигания угля, газа с целью получения тепла. Экзотермические реакции окисления веществ лежат в основе ускорения химических процессов в некоторых отраслях промышленности: металлургия, варка стекла, получение цемента и других материалов (рис. 4.5).



Рис. 4.5. Горение металлов при кислородной резке стали — резка «кислородным копьем»

§ 2. История открытия и способы получения кислорода

Впервые кислород выделил в 1770 г. знаменитый шведский химик Карл Вильгельм Шееле (рис. 4.6) при нагревании калиевой селитры —



Рис. 4.6.
Карл Вильгельм
Шееле

нитрата калия (KNO_3). Спустя два года Шееле выделил кислород ещё несколькими способами. Эти опыты были описаны учёным в книге «Химический трактат о воздухе и огне».

Несколько позже, в 1774 г., кислород был выделен английским учёным-естествоиспытателем Джозефом Пристли (рис. 4.7). Он выделял кислород, нагревая оксид ртути(II) (HgO). Опыты Шееле были выполнены раньше, но сведения о них опубликованы позже первых сообщений о новом газе, полученном Пристли из оксида ртути(II). Сначала новый элемент называли «огненным воздухом» за участие в горении, потом — «жизненным воздухом», поддерживающим дыхание.

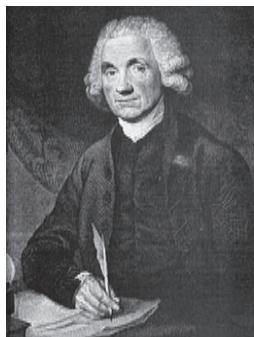


Рис. 4.7. Джозеф
Пристли

Современное название и символ кислорода, образован-

ные от греческих слов «оксигенес» — образующий кислоты, ввёл в химию французский учёный Антуан Лоран Лавуазье в 1775 г. (рис. 4.8). Учёный исследовал кислород и создал кислородную теорию горения. Поэтому он по праву разделяет с Пристли и Шееле честь открытия элемента кислорода и простого вещества кислорода.

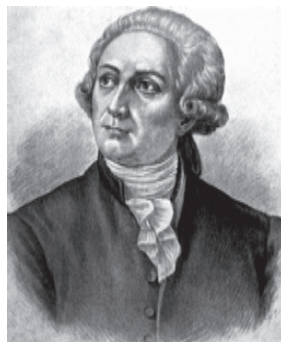


Рис. 4.8. Антуан Лоран Лавуазье

Получают кислород в промышленных условиях из воздуха. Для этого воздух сжижают и, используя различие температур кипения кислорода ($-183\text{ }^{\circ}\text{C}$) и азота ($-196\text{ }^{\circ}\text{C}$), разделяют их. Кислород высокой чистоты получают разложением воды под действием электрического тока:



Однако этот метод требует затраты большого количества электроэнергии.

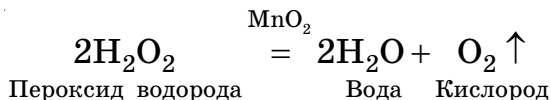
Хранят кислород в стальных баллонах под давлением около 15 МПа (рис. 4.9).



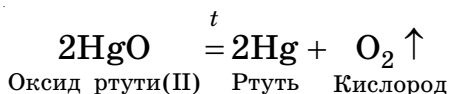
Рис. 4.9. Баллоны с кислородом

В лаборатории кислород получают чаще всего разложением оксидов, пероксидов или солей при нагревании.

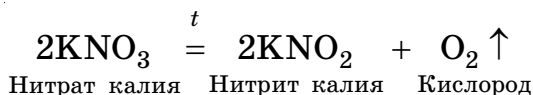
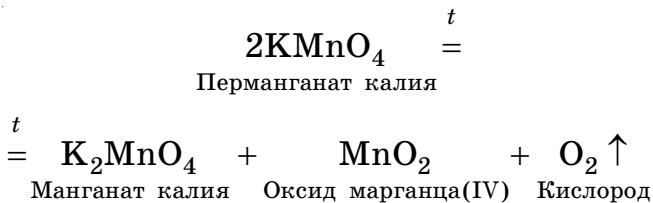
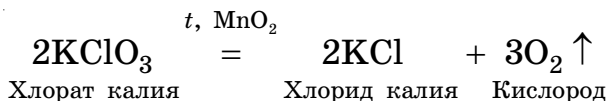
1. Разложение пероксида водорода:



2. Разложение оксидов тяжёлых металлов:



3. Разложение некоторых солей:



Собирают кислород методом вытеснения воздуха и воды.

§ 3. Кислородная теория горения

В 1777 г. Антуан Лоран Лавуазье опубликовал научный труд с лаконичным названием «О горе-

нии вообще». В нём были описаны «явления, постоянно наблюдаемые при горении»:

- 1) выделение света или огня;
- 2) горение происходит в «чистом воздухе» (т. е. в кислороде);
- 3) «вес (масса) сгоревшего вещества точно увеличивается на количество (массу) поглощённого воздуха»;
- 4) при горении неметаллических веществ образуются «кислоты», а при обжиге металлов — «металлические извести» (оксиды).

В этих четырёх тезисах излагалась сущность кислородной теории горения Лавуазье.

Кислород играет исключительно важную роль в жизни человека и животных. Недостаток кислорода в воздухе существенно сказывается на деятельности человека. При уменьшении его содержания в воздухе до 12—10 % понижается способность мышления, притупляется память, при 8—9 % человек теряет сознание, а при 6 % прекращается дыхание и наступает смерть.

Считают, что зелёные растения в результате фотосинтеза (рис. 4.10) выделяют почти 6 тонн кислорода на каждую тонну кислорода, израсходованную на дыхание. Причём 80 % кислорода передают в атмосферу водоросли морей и океанов и лишь 20 % — зелёные растения. Поэтому океан часто называют лёгкими Земли. Процесс получения кислорода зелёными расте-

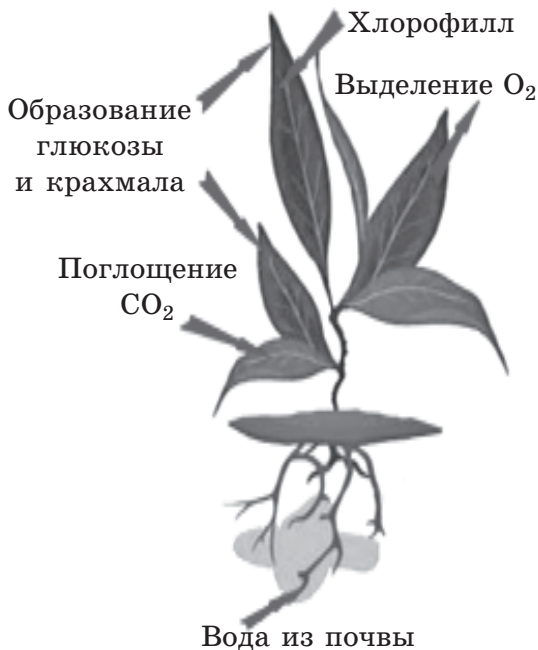
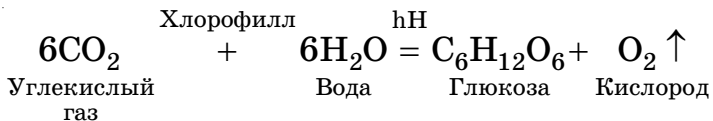


Рис. 4.10. Схема процесса фотосинтеза

ниями называется фотосинтезом и описывается уравнением:



Энергия, необходимая для осуществления этого синтеза, передаётся зелёным растениям солнечным светом.

§ 4. Антуан Лоран Лавуазье — основоположник классической химии, финансист и общественный деятель

Антуан Лоран Лавуазье (1743—1794) открыл закон сохранения массы вещества, ввёл понятие химического элемента, показал несостоятельность теории флогистона, установил, что кислород является химическим элементом, объяснил процессы окисления, горения и дыхания, предложил новую номенклатуру химических соединений.

Отец Лавуазье был прокурором Верховного суда в Париже, а мать — дочерью весьма богатого парижского адвоката. Мать Антуана умерла, когда мальчику было около пяти лет. Его воспитанием, кроме отца, занималась её младшая сестра. В возрасте 28 лет Лавуазье женился на Марии-Анне-Пьеретте Пользе — дочери генерального откупщика Франции, владевшего всеми табачными фабриками страны. Однако брак по расчёту оказался счастливым. Жена принимала участие даже в научной работе мужа, записывая своим аккуратным почерком результаты его многочисленных научных исследований (рис. 4.11).

В 1768 г. молодой учёный вступил в Генеральный откуп — компанию финансистов, арендовавших у правительства Франции право монопольной торговли солью, табаком и вином, а так-

же право взимания различных пошлин при провозе товаров. За аренду откупщики вносили в казну 15—20 млн ливров ежегодно. Эту сумму они затем с лихвой взимали с населения.

Лавуазье сочетал в себе качества выдающегося учёного и одновременно ловкого и изворотливого финансиста, который старался занять должности, приносящие наибольший доход: руководитель управления порохов и селитр, комиссар Национальной казны, администратор ссудной кассы, секретарь короля, казначей Академии наук. Он нажил огромное состояние, размер которого по разным источникам составлял от 2 до 5 млн ливров.

Непомерно высокие налоги вызвали народное недовольство, которое переросло в настоящую ненависть, вылившуюся в расправу над откупщиками. В 1794 г. Конвент издал указ об аресте всех откупщиков. Узнав эту новость, Лавуазье не вернулся домой и в течение четырёх дней скрывался в королевском дворце в Лувре. Затем он был арестован и отвезён в тюрьму Пор-Либер. Председатель Революционного трибунала Пьер Коффиналь в ответе на просьбу о помиловании



Рис. 4.11. Картина Жака Луи Давида «Портрет Лавуазье и его жены»

Лавуазье, обвинённого как грабитель и враг народа, заявил: «Республика не нуждается в химиках и учёных. Не нарушайте судебного процесса»... Суд и казнь произошли столь быстро, что многие парижане узнали о происшедшем лишь из газет.

Существует история, что на встрече с немецким профессором химии и фармации Троммдорфом Наполеон спросил: «Кого Вы считаете главой химиков?». Учёный ответил: «Химия потеряла свою голову, потеряла с Лавуазье».

§ 5. Озон — родственник кислорода. Понятие об аллотропии

Кислород в свободном состоянии существует в виде двух простых веществ — кислорода O_2 и озона O_3 . Кислород и озон являются аллотропными модификациями элемента кислорода.

Аллотропия — явление, при котором атомы одного и того же элемента образуют несколько простых веществ, которые являются его аллотропными модификациями.

Молекула озона состоит из трёх атомов кислорода. Хотя кислород и озон образованы одним и тем же элементом, количественный состав, строение и свойства у них разные.

Озон — газ с характерным запахом, голубоватого цвета. При $-112\text{ }^\circ\text{C}$ он сжижается (жидкость тёмно-зелёного цвета), а при $-251\text{ }^\circ\text{C}$ пре-

вращается в твёрдое вещество чёрного цвета. В 100 объёмах воды при 0 °С растворяется 49 объёмов озона.

Вещество	Агрегатное состояние	Плотность, г/дм ³	$t_{\text{кип}}$, °С	Растворимость в воде объёмом 1 дм ³ при 0 °С
Кислород (O ₂)	Газ	1,43	-183	0,044
Озон (O ₃)	Газ	2,14	-112	1,09

Озон обладает бактерицидными свойствами и используется для уничтожения бактерий при обеззараживании воды и дезинфекции воздуха. Озон обесцвечивает красящие вещества.

В лаборатории озон можно получить действием концентрированной серной кислоты на пероксид бария:



Обычно озон получают в специальных приборах — озонаторах, в которых на газообразный кислород действуют тихим электрическим разрядом тока высокого напряжения. Образование

озона из кислорода происходит в соответствии с уравнением реакции: $3\text{O}_2 = 2\text{O}_3 - 288 \text{ кДж}$.

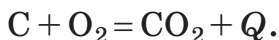
Озон образуется также в воздухе при окислении скипидара, смолистых веществ. Поэтому воздухом хвойных лесов полезно дышать: он не содержит бактерий.

Озоновый слой Земли защищает её от космических ультрафиолетовых лучей.

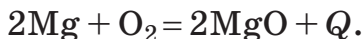
§ 6. Оксиды — «дети» кислорода и других элементов

Большинство простых и сложных веществ реагируют с кислородом, окисляются. При этом, как правило, образуются сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Эти соединения называются *оксидами*. Кислород в оксидах имеет валентность — II.

Дрова сгорели в печи, в результате реакции окисления образовался оксид углерода(IV) и выделилась теплота:



В новогодний праздник сгорают бенгальские огни (см. рис. 3.5) — это окисляется магний и выделяется теплота:



В конфорке газовой плиты (рис. 4.12) сгорает природный газ пропан (C_3H_8), при этом образуются два оксида: оксид углерода(IV) и оксид водорода (H_2O) и выделяется теплота:





Рис. 4.12. Горящий природный газ в конфорке газовой плиты

Оксид водорода образуется, если на воздухе сгорает водород или окисляется сложное вещество, в состав молекул которого входят атомы водорода (например: метан — CH_4 ; сероводород — H_2S).

Многие реакции простых и сложных веществ с кислородом протекают быстро с выделением тепла и света — это реакции горения. Но окисление может протекать и медленно или очень медленно, например, железный предмет на воздухе постепенно покрывается ржавчиной, сгнивает куча осенних листьев.

Окисление — это процесс присоединения атомов кислорода к атомам других химических элементов. Процесс дыхания — это окисление кислородом воздуха веществ живого организма, т. е. органических веществ. Во всех перечисленных процессах — медленное окисление, дыхание — тоже выделяется некоторое количество теплоты, только процесс этот растянут во времени и поэтому не очень заметен.

Как вам уже известно, оксиды можно получить путём сжигания простых и сложных веществ, а также при термическом разложении ряда сложных веществ:



б) нерастворимых оснований $\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$;

в) некоторых солей $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$.

§ 7. Немного об углекислом газе

В природе кислород получается в результате фотосинтеза. Одним из исходных продуктов получения кислорода является углекислый газ — CO_2 . Значит, в атмосфере постоянно должен находиться углекислый газ. В природе наибольшее количество углекислого газа образуется в результате вулканических извержений. Вулкан свою работу закончил, а углекислый газ выделяется ещё десятки лет. Также углекислый газ выделяется при дыхании животных и человека, в процессах гниения. Зелёные растения тоже дышат и выделяют CO_2 . Его выделяют и грибы. С активным вмешательством хозяйственной деятельности человека содержание CO_2 в атмосфере, особенно крупных городов, несколько повышено. Повышенное содержание CO_2 и других газов в воздухе привело к потеплению на нашей планете.

Впервые углекислый газ был получен в XVI в. в Голландии известным естествоиспытателем, врачом и алхимиком *Яном Баптистом ван Гельмонтом* (1579—1644) (рис. 4.13). Его любимым занятием было измерение массы и объёма продуктов химических реакций. Однажды учё-



Рис. 4.13. Ян Баптист ван Гельмонт

ный сжёг 62 фунта (около 20 кг) древесного угля и получил примерно 1 фунт золы. Ван Гельмонт сделал вывод, что оставшаяся масса угля (61 фунт) превратилась в «лесной дух».

Как вы уже догадались, «лесным духом» был образовавшийся в результате горения угля углекислый газ. Ван Гельмонт настойчиво пытался получить «лесной дух» при протекании других реакций, но сделать этого не смог.

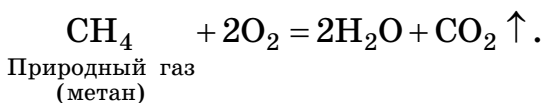
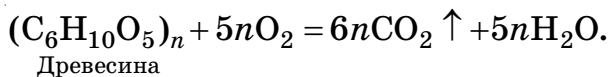
Доказать присутствие CO_2 в атмосферном и выдыхаемом воздухе можно, проделав следующий опыт: в две пробирки нальём известковую воду объёмом $1/3$ от объёма пробирки. В одну будем продувать выдыхаемый воздух, в другую — атмосферный воздух, используя резиновую грушу. Отметим время протекания опыта. Помутнение будем наблюдать в обеих пробирках, но время протекания опытов разное, в выдыхаемом воздухе углекислого газа больше.

При обычных условиях CO_2 — это газ без цвета и запаха, не поддерживает дыхание и горение. Углекислый газ даже при комнатной температуре легко сжижается, но при этом нужно повысить давление до 50 атм. Когда жидкий CO_2 испаряется, он настолько сильно поглощает теп-

лоту, что затвердевает. При этом образуется твёрдое вещество — «сухой лёд», так как по внешнему виду напоминает снег. «Сухой лёд» используют как дешёвый охладитель, например, при перевозке и хранении мороженого и некоторых других пищевых продуктов.

Используя «сухой лёд», можно получить «дым» из воды. Для этого в стакан наливают воду и бросают кусочек твёрдого CO_2 . Вода мгновенно начинает бурлить, а из стакана валит белый густой дым — это охлаждённые пары воды. Этот «дым» практически безопасен.

Углекислый газ образуется при горении органических веществ (дров, природного газа и др.):



В лаборатории CO_2 получают несколькими способами, с которыми вы познакомитесь немного позже.

§ 8. Вычисление относительной плотности газов

Вспомним, что плотность любого вещества ρ — 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:

$$\rho_1 = \frac{M_1}{V_m}; \quad \rho_2 = \frac{M_2}{V_m}.$$

Отношение плотностей этих газов $\frac{\rho_1}{\rho_2}$ называется относительной плотностью первого газа по второму газу и обозначается D .

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 (A) по водороду:

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

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

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

Относительная плотность газа — величина безразмерная.

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

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

- На основе понятия об относительной плотности одного газа по другому можно выполнять различные расчёты.

Пример 1. Определите относительную плотность угарного газа (СО) по водороду и по воздуху.

Д а н о: СО	Р е ш е н и е. 1. Для решения используем
Н а й т и: $D_{\text{H}_2}(\text{СО})$ — ? $D_{\text{возд}}(\text{СО})$ — ?	формулу: $D_y(x) = \frac{M(x)}{M(y)}$. $M(\text{СО}) = 28$ г/моль; $M(\text{H}_2) = 2$ г/моль; $M_{\text{возд}} \approx 29$ г/моль.

2. Определяем относительную плотность угарного газа по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}) = \frac{M(\text{CO})}{M(\text{H}_2)} = \frac{28 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 14.$$

3. Определяем относительную плотность угарного газа по воздуху:

$$D_{\text{возд}}(\text{CO}) = \frac{M(\text{CO})}{M_{\text{возд}}} = \frac{28 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 0,97.$$

О т в е т: относительная плотность угарного газа по водороду 14, а по воздуху 0,97.

Пример 2. Определите молярную массу газа, если его плотность по водороду равна 22.

Д а н о:

$$D_{\text{H}_2(\text{газа})} = 22$$

Н а й т и:

$$M_{\text{газа}} \text{ — ?}$$

Р е ш е н и е.

1. Для решения используем формулу

$$M(x) = D_y(x) \cdot M(y),$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль.}$$

2. Определяем молярную массу газа:

$$\begin{aligned} M_{\text{газа}} &= D_{\text{H}_2(\text{газа})} \cdot M(\text{H}_2) = \\ &= 22 \cdot 2 \text{ г/моль} = 44 \text{ г/моль.} \end{aligned}$$

О т в е т: молярная масса газа 44 г/моль.

Лабораторный опыт 3

Ферментативное разложение пероксида водорода под действием каталазы, содержащейся в картофеле

Цель работы: изучить влияние каталазы (катализатора) на реакцию разложения пероксида водорода.

Оборудование и реактивы: пробирка, лучинка, спички, 3% -ный раствор пероксида водорода, кусочки картофеля.

Выполнение опыта. В пробирку поместите 3% -ный раствор пероксида водорода объёмом 5 см³ и поднесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Выньте лучинку. Положите в пробирку с раствором пероксида водорода 2—3 кусочка картофеля (размером с виноградное зернышко) и снова внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Сделайте вывод.

Натрите картофель на тёрке. Отожмите образовавшийся сок картофеля через марлю и добавьте его в пробирку с 3% -ным раствором пероксида водорода. Внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Сравните результаты наблюдений с предыдущим опытом. Сделайте вывод.

Задачи и упражнения для самоподготовки

1. Каким образом и кем был открыт кислород?
2. На каких физических свойствах кислорода основаны способы собирания его путём вытеснения воздуха и воды?

3. Как называются реакции веществ с кислородом?
4. Почему в аквариумы не наливают кипячёную воду?
5. Расшифруйте понятия: «аллотропия», «аллотропные модификации».
6. Из перечня веществ выпишите оксиды и назовите их: H_2SO_4 ; NaOH ; MgO ; Al_2O_3 ; SO_2 ; KJ ; KOH ; HNO_3 ; CO_2 ; Fe_2O_3 ; ZnSO_4 ; MgCl_2 ; P_2O_5 .
7. Напишите уравнения химических реакций между кислородом и следующими веществами:
 - а) Mg ; S ; P ; б) сероводородом (H_2S); этаном (C_2H_6); сероуглеродом (CS_2).
8. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно получить два оксида, имея оксид ртути(II) и метан (CH_4).
9. Рассчитайте относительную плотность по водороду и по воздуху следующих газов: а) метана (CH_4); б) кислорода (O_2); в) аммиака (NH_3); г) хлороводорода (HCl).
10. Определите молярную массу газа, если его относительная плотность: а) по водороду равна 32; б) по воздуху равна 2,45; в) по аргону (Ar) равна 0,43; г) по гелию (He) равна 1.

ТЕМА 5 ВОДОРОД И ЕГО «ПОТОМКИ»

§ 1. Общая характеристика водорода как химического элемента и простого вещества

Общая характеристика элемента водорода

1. Химический знак элемента водорода — H.
2. Относительная атомная масса водорода $A_r(\text{H}) = 1,008 \approx 1$.
3. Молярная масса атомарного водорода $M(\text{H}) = 1$ г/моль.
4. В соединениях водород проявляет постоянную валентность — I.
5. Нахождение в природе.

В земной коре массовая доля водорода составляет всего лишь 1 %. Его соединения распространены довольно широко, например, вода (H_2O), природный газ метан (CH_4), углеводороды нефти. Водород содержится в составе жиров, белков, углеводов и многих других органических веществ.

Водород — самый распространённый элемент Вселенной — 92 %. Он является главной составной частью Солнца, а также многих звёзд.

Общая характеристика простого вещества водорода

1. Молекула водорода (H_2) состоит из двух атомов.

2. Относительная молекулярная масса водорода $M_r(H_2) = 2$.

3. Молярная масса водорода $M(H_2) = 2$ г/моль.

4. Физические свойства водорода.

Водород — газ, не имеет цвета, вкуса, запаха, практически нерастворим в воде. В 100 объёмах воды растворяется только 2 объёма водорода при $t = 20$ °С и давлении 1 атм. При сильном охлаждении (до $-259,1$ °С) водород переходит в жидкость, кипит при -253 °С. Он является самым лёгким газом. В этом можно убедиться, проделав следующий опыт. Уравновесим на весах две одинаковые по объёму колбы (или стаканы). В одну колбу введём трубку, соединённую с источником водорода, и вытесним воздух. При этом равновесие нарушится и колба с водородом окажется легче (поднимется вверх) колбы, наполненной воздухом.

Водород в 14,4 раз легче воздуха. Это свойство водорода иногда используется при подъёме аппаратуры для исследования верхних слоёв атмосферы. С этой целью водородом наполняют шар из газонепроницаемой ткани, к которому подвешивают необходимые приборы. Мыльные пузыри, наполненные водородом, также поднимаются вверх (рис. 5.1).

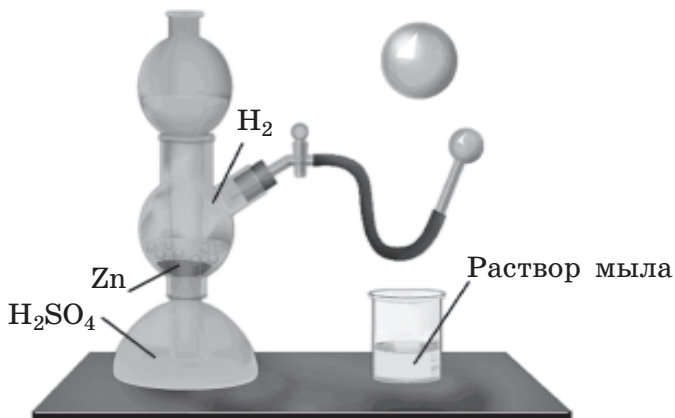


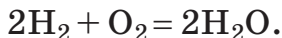
Рис. 5.1. Получение водорода и наполнение им мыльных пузырей

5. Химические свойства.

При комнатной температуре водород довольно малоактивен. При нагревании он соединяется со многими веществами, в частности и с кислородом.

1. Реакции с простыми веществами

1.1. С неметаллами. С наиболее активными неметаллами реакции протекают очень бурно, сопровождаются горением или взрывом. Для начала реакции достаточно искры или светового облучения.

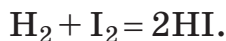
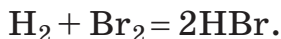
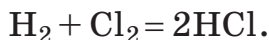


Смесь двух объёмов H₂ и одного объёма кислорода называют «гремучий газ». Эта реакция при комнатной температуре не идёт. Но если смесь этих газов поджечь, то произойдёт силь-

ный взрыв. Водород и кислород соединяются друг с другом. Наличие взрыва, наблюдаемого в данном случае, объясняется тем, что реакция протекает быстро с выделением очень большого количества теплоты. Поэтому образующиеся пары воды сильно нагреты и занимают большой объём по сравнению с объёмом исходной смеси газов.

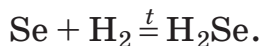
$\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$, реакция протекает со взрывом даже в темноте.

Хлор, бром и йод горят в водороде (рис. 5.2).



С серой и селеном реакции протекают при нагревании:

$\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{S}$, образуется газ сероводород с неприятным запахом гниющего белка.



С азотом и углем реакции водорода протекают обратимо и с большим трудом: только в присутствии катализаторов, при высоких температурах и высоком давлении:

$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[t, k, p]{} 2\text{NH}_3$, образуется газ аммиак с резким запахом нашатырного спирта.

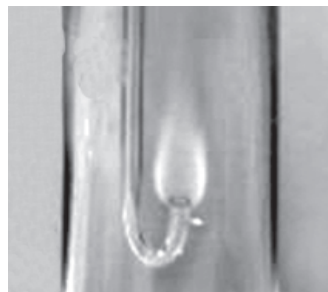
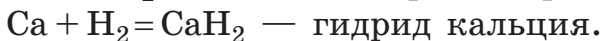
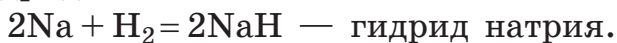


Рис. 5.2. Горение водорода в хлоре



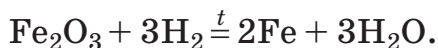
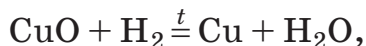
С фосфором и кремнием водород непосредственно не взаимодействует. PH_3 — фосфин и SiH_4 — силан получают косвенным путём.

1.2. С металлами. Водород взаимодействует только с активными металлами (щелочными и щёлочно-земельными). В результате образуются гидриды металлов.



2. Реакции со сложными веществами

2.1. С оксидами металлов. Поместим оксид меди(II) или оксид железа(III) в стеклянную трубку и пропустим через неё при нагревании водород. Через некоторое время в холодном конце трубки будет собираться вода в виде мелких капель, а в пробирке остаётся порошкообразный металл:

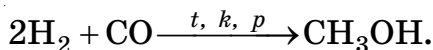


При получении металлов описанным способом во избежание взрыва необходимо предварительно полностью вытеснить водородом воздух из трубки. Отнятие атомов кислорода от сложных веществ называется *восстановлением*. В данном случае медь и железо восстановились, а водород окислился.

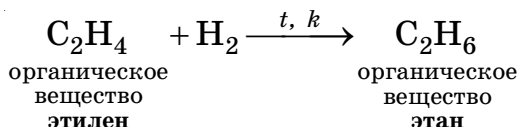
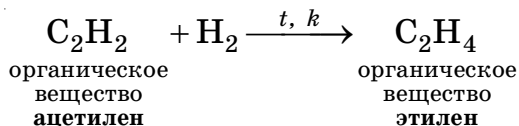
Вещество, отнимающее от других веществ кислород, называется *восстановителем*. Вос-

становливая оксиды водородом, в промышленности получают в чистом виде такие ценные металлы, как молибден, вольфрам, германий. Во многих оксидах (CaO; Al₂O₃ и т. д.) кислород прочно связан с металлом. В этом случае водород не может восстанавливать эти металлы из их оксидов.

2.2. С оксидами неметаллов. При взаимодействии водорода с оксидом углерода(II) (CO — угарный газ) в промышленности получают метиловый спирт (метанол CH₃OH).



2.3. С органическими веществами. Такие реакции называются реакциями гидрирования или гидрогенизации и будут подробно рассматриваться при изучении органической химии:



В химической промышленности водород служит сырьём для получения аммиака (NH₃), хлороводорода (HCl), метанола (CH₃OH) и других органических веществ.

В пищевой промышленности водород используют для выработки твёрдых жиров путём гидрогенизации растительных масел. В металлургии водород используется для восстановления неко-

торых цветных металлов из их оксидов. Как уже упоминалось выше, водород — очень лёгкий газ, поэтому им заполняют воздушные шары, зонды и другие летательные аппараты. Выделение огромного количества теплоты при горении водорода в кислороде обуславливает использование «водородной» горелки для сварки и резки металлов (температура водородного пламени достигает 2600 °С). Жидкий водород является одним из наиболее эффективных видов реактивного топлива.

В последние годы всё больше внимания уделяется водородной энергетике, т. е. использованию водорода в качестве топлива, в частности, для двигателей внутреннего сгорания (рис. 5.3). Это представляет особый интерес с экологической точки зрения, так как при горении водорода в выделяющихся газах не содержится вредных веществ, потому что продуктом горения является вода.



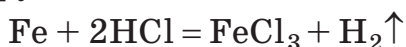
Рис. 5.3. Водород — чистое топливо будущего

§ 2. История открытия водорода и его получение

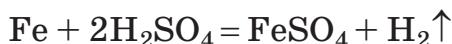
История открытия водорода. М. В. Ломоносов в статье, опубликованной в 1745 г., пи-

сал: «При растворении какого-либо неблагородного металла, особенно железа, в кислотных спиртах из отверстия склянки вырывается горючий пар».

Очевидно, что выдающийся учёный рассказывает о получении водорода («горючий пар») при действии кислот («кислотные спирты») на железо, цинк и другие металлы:

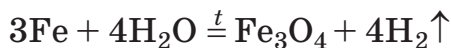


М. В. Ломоносов считал, что водород выделяется из металлов. Только в 1766 г. английский химик Генри Кавендиш, ничего не зная о работах М. В. Ломоносова, получил водород при реакции железа с раствором серной кислоты и назвал его «горючим воздухом».



В отличие от Ломоносова Кавендиш считал, что «горючий воздух» — это соединение флогистона с водой.

Способ получения водорода действием разбавленной серной кислоты на железо был очень дорогим. В результате Лавуазье и французский военный инженер Жан Мёнье предложили первый промышленный метод получения водорода, заключающийся в пропускании водяного пара через раскалённый рудийный ствол:



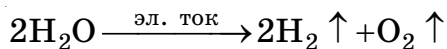
Однако производительность такого примитивного процесса была крайне мала.

Современные промышленные способы получения водорода основаны либо на извлечении его из природных газов, либо на электролизе воды.

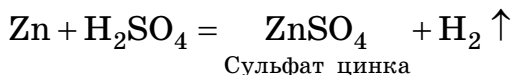
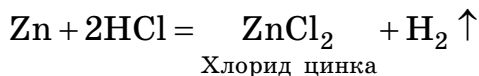
Получение водорода. Существует достаточно много способов получения водорода. Рассмотрим наиболее широко используемые лабораторные и промышленные способы.

1. Лабораторные способы получения водорода

1.1. Разложение воды при действии постоянного электрического тока:



1.2. Взаимодействие некоторых металлов с кислотами (HCl; разб. H₂SO₄):



В 1862 г. нидерландский промышленник Петрус Якоб Кипп (1808—1864) сконструировал устройство, позволяющее получать водород действием кислоты на металл и регулировать его ток. Этот прибор стал широко использоваться и называться аппаратом Киппа в честь своего создателя (рис. 5.4).

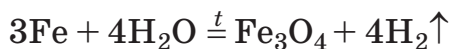
1.3. Взаимодействие активных (щелочных и щёлочно-земельных) металлов с водой:



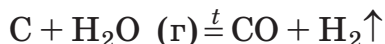
Водород — лёгкий газ и практически нерастворим в воде, поэтому его можно собирать в сосуд способами вытеснения воздуха и воды.

2. Промышленные способы получения водорода

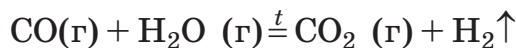
2.1. Взаимодействие водяного пара с такими металлами, как магний, цинк, железо:



2.2. Взаимодействие водяного пара с раскалённым углем (коксом):



Смесь CO и H₂ называется водяным газом. Она широко используется как горючий газ, сырьё для получения различных химических веществ (аммиака, метанола и др.). Чтобы выделить водород из водяного газа, эту смесь дальше нагревают с водяным паром и CO переводят в CO₂:

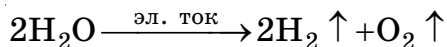


Затем эту смесь для удаления CO₂ пропускают через горячий раствор карбоната калия (K₂CO₃).

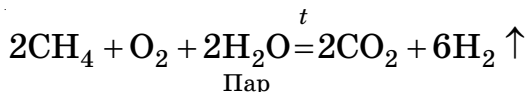
2.3. Разложение воды при действии постоянного электрического тока.



Рис. 5.4. Аппарат Киппа



2.4. В настоящее время водород в промышленности получают из природного газа, который до 96 % содержит газ метан (CH_4):



§ 3. Самый богатый из учёных и, вероятно, самый учёный среди богачей — Генри Кавендиш

Генри Кавендиш (1731—1810) — талантливый английский химик и физик (рис 5.5), член Лондонского королевского общества, открывший азот и водород, установивший, что вода образуется из кислорода воздуха и водорода.

По английским законам Кавендиш не наследовал имущество своего отца, так как был его вторым ребёнком. Наследство он получил от своего дяди по завещанию в размере 300 000 фунтов стерлингов (около 3 млн руб. золотом). Кавендиш никогда не испытывал недостатка в средствах. Именно поэтому французский физик Жан Батист Био назвал его «самым богатым из учёных и, вероятно, самым учё-



Рис. 5.5. Генри Кавендиш

ным среди богачей». После смерти Кавендиша его состояние оценивалось уже в 1 200 000 фунтов стерлингов.

Однако Кавендиш проявлял полное равнодушие к богатству и славе. Его отличали крайняя застенчивость и сдержанность. У него не было друзей, а число знакомых не превышало 3—4 человек.

Библиотека его была доступна для всех. Сам Кавендиш брал книги из собственной библиотеки под расписку. Свою лабораторию он устроил в конюшне и в течение всей жизни вёл в ней исследования. Каждый день, включая и воскресенья, он проводил за работой, но результаты своих исследований публиковал неохотно. Работы Кавендиша отличались особой точностью и изяществом, а выводы он делал с большой осторожностью.

Кавендиш жил и умер в одиночестве. Основной девиз его жизни гласил: «Всё определяется мерой, числом и весом».

§ 4. Индикаторы — вещества-«хамелеоны»

«Индикатор» — латинское слово, которое означает «указатель». Такие вещества «указывают», есть ли в растворе основание или кислота.

Индикаторы — вещества, которые определённым образом изменяют свою окраску в присутствии тех или иных веществ или под воздей-

ствием кислот и оснований. Индикатором может служить отвар свёклы, в присутствии кислоты он становится более ярким. Поэтому хозяйки добавляют в борщ немного уксусной или лимонной кислоты, чтобы борщ в тарелке выглядел красиво.

В листьях краснокочанной капусты есть подобные вещества. Если прокипятить в воде листья такой капусты и профильтровать отвар, образуется красно-синий раствор. При добавлении в него нескольких капель нашатырного спирта раствор приобретает зеленоватый цвет. Так раствор реагирует на основание.

Индикаторные способности проявляют цветные отвары из свежих или сушёных ягод черники, ежевики, малины, смородины или из ярко окрашенных фруктов — тёмной сливы, граната, вишни; из некоторых цветочных лепестков: ириса, фиалки, пиона.

Красящие вещества некоторых растений очень плохо переходят в горячую воду, и яркий отвар из них приготовить невозможно. Тогда порцию ягод или лепестков необходимо залить этиловым (медицинским) спиртом, он наверняка растворит красящие вещества.

Индикаторы можно приготовить из соков, разбавленных водой, или компотов. Так, индикатор из компота чёрной смородины в растворе кислоты будет отчётливо красным, в растворе основания — синим.

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

В природе встречается много кислот: лимонная кислота в лимонах, яблочная в яблоках, щавелевая кислота в стеблях и листьях щавеля. Муравьи защищаются от врагов, выделяя едкие капельки муравьиной кислоты. Эта же кислота содержится в жгучих волосках крапивы, в пчелином яде.

При прокисании виноградного сока образуется уксусная кислота (уксус), при прокисании молока — молочная кислота. Молочная кислота также образуется при квашении капусты, при силосовании кормов для скота.

На химических заводах искусственно получают неорганические и органические кислоты. Наиболее известными являются: серная (H_2SO_4); соляная (HCl); азотная (HNO_3); фосфорная (H_3PO_4).

Кислота — сложное вещество, которое состоит из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков.

Серная, азотная и фосфорная кислоты имеют очень большое практическое значение, так как используются для получения ряда веществ, например, минеральных удобрений.

Соль — это сложное вещество, в котором атомы металла связаны с кислотным остатком.

Для нас соль — нечто соленое. Однако не все соли солёные на вкус. Солёные соли — хлорид

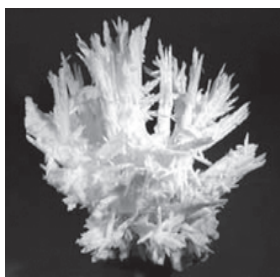


Рис. 5.6. Мирабилит (глауберова соль)

натрия (NaCl), хлорид калия (KCl), сульфат натрия (Na_2SO_4). Глауберова соль ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) до сих пор используется как слабительное средство (рис. 5.6). Есть горькая, или «английская», соль — сульфат магния (MgSO_4). Её тоже используют в медицине как слабительное и успокаивающее средство. Есть среди солей и сладкие, например, хлорид бериллия (BeCl_2). Ещё одна сладкая соль — ацетат свинца $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ называется — «свинцовый сахар» или «сахар-сатурн» (сатурн — алхимическое название свинца, по имени соответствующей ему планеты). Ацетат свинца входит в состав мазей («свинцовой примочки») — средства для лечения ушибов.

В наше цивилизованное время пробовать на вкус соли свинца, а тем более бериллия, по меньшей мере безрассудно: эти вещества ядовиты. Ещё одна очень ядовитая соль, которая часто встречается в детективных романах, — это цианид калия (KCN). Старинные книги утверждают, что эта соль тоже сладковатая на вкус; правда, тот, кто её попробовал, вряд ли мог сделать записи в лабораторных отчётах ...

Соли. Как без них? Поваренная соль — это хлорид натрия (NaCl) (рис. 5.7). Она солёная,



*Рис. 5.7. Галит
(поваренная соль)*

хорошо растворяется в воде. Без неё пища невкусная. Эта соль очень важна для человека. Но кроме неё существует множество других полезных солей. Например, стиральная (кальцинированная) сода (рис. 5.8) — карбонат натрия (Na_2CO_3); ляпис — нитрат серебра (AgNO_3) — входит в состав лекарств, используемых для лечения бородавок. Бура — тетраборат натрия ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) используется при борьбе с тараканами и муравьями. Питьевая сода (рис. 5.9) — гидрокарбонат натрия (NaHCO_3), разве можно приготовить пышные блинчики без неё. Сульфит натрия (Na_2SO_3) и тиосульфат натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) широко используются фотографами.



Рис. 5.8. Кальцинированная сода (Na_2CO_3)



Рис. 5.9. Питьевая сода (NaHCO_3)

Медный купорос ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) — в его составе — сульфат меди(II) — добавляют в побелку при ремонте и применяют на огороде против болезней и вредителей растений (рис. 5.10). Карбонат кальция (CaCO_3) — мел, который используют в строительстве, в школе мы пишем мелом по доске.



Рис. 5.10. Медный купорос ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

Лабораторный опыт 4

Действие кислот на природные индикаторы

Цель: сравнить действие природных и химических индикаторов на кислоты.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками; свежеприготовленные химические индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый; свежеприготовленные природные индикаторы: отвар свёклы и краснокочанной капусты; растворы соляной и серной кислот.

Выполнение опыта. В две пробирки налейте раствор соляной кислоты объёмом 1 см^3 . В одну пробирку добавьте 1 каплю лакмуса, в другую — 1 каплю метилового оранжевого.

Как изменяется окраска индикаторов от действия соляной кислоты? Прodelайте то же самое с серной кислотой. Что наблюдаете?

Налейте в две пробирки отвар свёклы. В первую добавьте 1—2 капли соляной кислоты, во вторую — 1—2 капли серной кислоты. Что наблюдаете? Прделайте то же самое с отваром краснокочанной капусты. Что наблюдаете? Заполните таблицу.

Индикатор	Соляная кислота	Серная кислота
Лакмус	красный	красный
Метилловый оранжевый		
Отвар свёклы		
Отвар краснокочанной капусты		

Какой общий вывод можно сделать о действии кислот на индикатор?

Практическая работа 5

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

Цель: изучить реакцию обмена на примере взаимодействия серной кислоты с оксидом меди(II); продолжать формировать умения работать с химическим оборудованием и реактивами.

Приборы и реактивы: металлический штатив с кольцом; спиртовка; держатель для пробирок;

воронка; фарфоровая чашка; стеклянная лопатка; пробирка; градуированная пипетка; фильтровальная бумага; химический стакан; раствор серной кислоты (1:10); порошок оксида меди(II).

Ход работы

1. В пробирку налейте раствор серной кислоты объёмом 1—2 см³ и слегка нагрейте её, не доводя до кипения.

2. Стеклянной лопаткой внесите в пробирку порцию оксида меди(II), содержимое взболтайте.

3. Если оксид меди(II) растворился, добавьте ещё порцию его и нагрейте пробирку на слабом пламени. Прибавление оксида меди(II) повторяйте до тех пор, пока не прекратится его растворение. Раствор всё время нагревайте высоко над пламенем, но не кипятите и помешивайте стеклянной палочкой с резиновым наконечником.

4. Приготовьте фильтр и после остывания раствора отфильтруйте его.

5. Поставьте на кольцо штатива фарфоровую чашку, перелейте в неё полученный фильтрат.

6. Выпарите фильтрат до появления синих кристаллов на стенках фарфоровой чашки.

7. Продолжайте нагревание и выпарите фильтрат досуха. Изменится ли цвет кристаллов?

8. Прилейте в чашку дистиллированную воду объёмом 10 см³ (отмерьте градуированной пипеткой или пробиркой). Что наблюдаете?

9. Перелейте полученный раствор в склянку с этикеткой CuSO_4 .

10. Составьте отчёт, заполнив таблицу:

Выполняемые операции	Рисунки с обозначениями исходных и полученных веществ	Наблюдения. Условия реакции. Уравнения реакции	Объяснение наблюдений. Выводы
Нагревание смеси оксида меди(II) и серной кислоты			
Фильтрация полученного раствора. Получение фильтрата соли			
Выпаривание раствора: а) получение синих кристаллов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;			

Окончание таблицы

Выполняемые операции	Рисунки с обозначениями исходных и полученных веществ	Наблюдения. Условия реакции. Уравнения реакции	Объяснение наблюдений. Выводы
б) получение белых кристаллов CuSO_4			

Задания и упражнения для самоподготовки

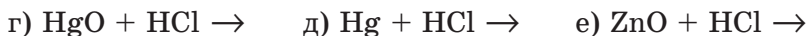
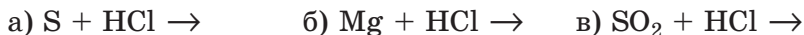
1. Приведите примеры получения водорода в результате реакций: а) разложения; б) замещения.

2. Опишите, как можно собрать водород в стеклянный цилиндр.

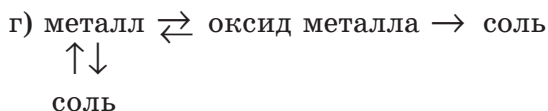
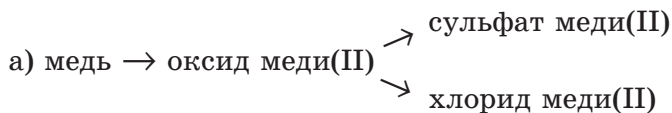
3. В перевёрнутом вверх дном стакане находится водород. Как его перелить в другой стакан? Почему?

4. Даны вещества: H_2 ; O_2 ; Zn ; HCl ; CuO . Составьте уравнения реакций возможного взаимодействия этих веществ между собой.

5. Составьте уравнения осуществимых реакций:



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



7. Одинаковое ли количество вещества воды образуется при восстановлении водородом оксида меди(I) массой 10 г и оксида меди(II) такой же массой? Ответ подтвердите расчётами.

8. На восстановление оксида неизвестного двухвалентного металла массой 7,18 г был затрачен водород объёмом 2,24 дм³ (н.у.). Определите металл.

9. Смесь медных и железных опилок массой 10 г обработали раствором соляной кислоты. При этом выделился водород массой 0,4 г. Рассчитайте массовые доли металлов в смеси.

10. Рассчитайте количество теплоты, которое выделится при сгорании водорода массой 16 г, если при сгорании водорода химическим количеством 1 моль выделяется 286 кДж теплоты.

ТЕМА 6

УДИВИТЕЛЬНОЕ ВЕЩЕСТВО — ВОДА

§ 1. Характеристика воды как сложного вещества

Вода широко распространена в природе и постоянно сопутствует жизни человека, но определить точный состав её молекулы оказалось делом нелёгким. Для установления её состава использовали два противоположных метода — анализ и синтез, которые дали результаты, подтверждающие друг друга.

Анализ — это метод определения состава сложного вещества путём его разложения на более простые.

Воду можно разложить с помощью электрического тока.

Опыт показывает, что вода под действием электрического тока разлагается на водород и кислород, объёмные отношения кислорода и водорода находятся в соотношении 1 : 2.

Синтез — получение сложных веществ из более простых. Для синтеза воды нужно собрать в цилиндр два объёма водорода и один объём кислорода. Смесь поджечь. На стенках сосуда образуется вода. Этот опыт показывает, что при взаимодействии кислорода и водорода образуется вода и газы реагируют в соотношении 1 : 2. Это соответствует формуле воды H_2O .

Физические свойства. При обычных условиях вода — прозрачная жидкость без цвета, вкуса и запаха. Следует заметить, что абсолютно чистое вещество H_2O до сих пор никто не получил. То, что мы называем водой, на самом деле представляет собой однородную смесь многих веществ (твёрдых, жидких, газообразных), где преобладает вода. Можно получить практически чистую воду (например, дистиллированную), но всё равно в ней остаются нерастворёнными посторонние вещества, хотя в очень незначительных количествах. В частности, обычно в воде растворены компоненты воздуха — азот, кислород, углекислый газ и др.

Вода — единственное вещество, которое после плавления сначала уменьшается в объёме, а затем, по мере увеличения температуры, начинает расширяться. При $t = +4\text{ }^\circ\text{C}$ вода имеет максимальную плотность, равную 1 г/см^3 (1000 кг/м^3). Эта редкостная аномалия воды имеет огромное значение для жизни в водоёмах, так как обеспечивает на их глубинах температуру не ниже $+4\text{ }^\circ\text{C}$ (рис. 6.1).

Вода — уникальное вещество, у которого плотность в твёрдом состоянии ниже, чем в жидком. Благодаря этой аномалии лёд плавает на поверхности воды. Если бы вода не обладала этим удивительным свойством, то зимой водоёмы промерзли бы до самого дна, а летом не смогли бы растаять.

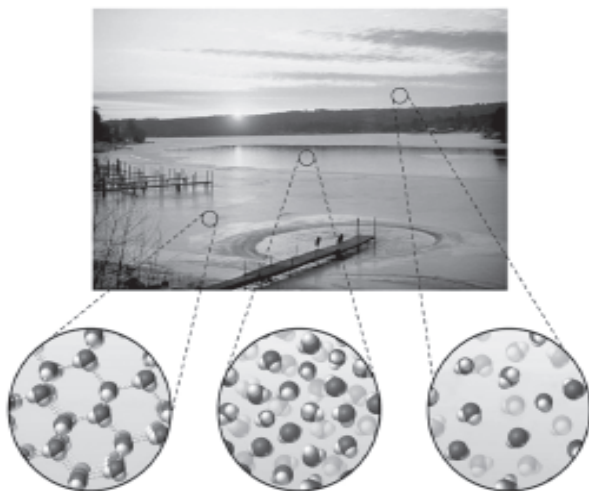


Рис. 6.1. Агрегатные состояния воды

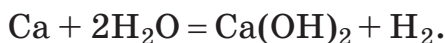
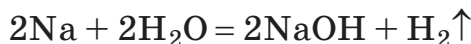
Ещё одна аномалия: вода обладает намного более высокими температурами кипения и плавления, чем этого следовало ожидать исходя из состава молекул воды. Экспериментально рассчитано, что вода должна была бы закипать при $t = -80\text{ }^{\circ}\text{C}$, и в обычных условиях находилась бы в газообразном состоянии. Но мы знаем, что чистая вода кипит при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ и плавится при $t = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Многие аномальные свойства воды объясняются тем, что каждая молекула воды довольно прочно связана ещё с четырьмя молекулами воды.

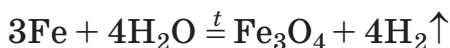
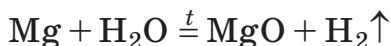
Химические свойства. Для удобства, чтобы лучше понять химические реакции, в которые вступает вода, формулу воды пишут: $\text{H} - \text{OH}$.

Вода вступает в химические реакции как с простыми, так и со сложными веществами.

1. *Взаимодействие с металлами.* С наиболее активными металлами, например, натрием, калием, кальцием эта реакция идёт при комнатной температуре:



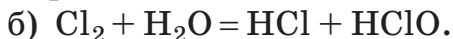
Менее активные металлы вступают в химическое взаимодействие с водой только при нагревании.



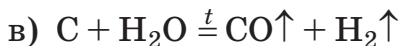
2. *Взаимодействие с неметаллами.*



Взаимодействие фтора с водой сопровождается горением, а с водяным паром — взрывом.



Раствор хлора в воде носит название «хлорная вода» и обладает отбеливающим действием, так как HClO (хлорноватистая кислота) разлагается на свету с образованием атомарного кислорода, который и приводит к отбеливанию бумаги и тканей: $\text{HClO} \stackrel{h\nu}{=} \text{HCl} + [\text{O}].$

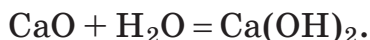


При пропускании водяного пара через раскалённый уголь образуется смесь оксида углерода (II) с водородом (водяной газ), который используется в качестве газообразного топлива.

3. Взаимодействие воды со сложными веществами.

а) Оксидами металлов.

Основный оксид + вода = растворимое основание (щёлочь):



б) Оксидами неметаллов.

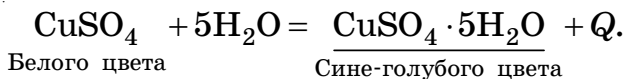
Кислотный оксид + вода = кислота:



в) * Некоторые соли способны реагировать с водой и образовывать кристаллогидраты.

Сульфат меди (II) — белое кристаллическое вещество, при растворении в воде образует раствор голубого цвета. При этом выделяется теплота. Это признаки химической реакции.

При выпаривании раствора образуются кристаллы сине-голубого цвета. Получается кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (медный купорос).



Точка в формуле показывает, что вода в кристаллогидрате связана химически, её называют кристаллизационной водой.

При температуре выше 1000°C водяной пар разлагается на водород и кислород:



§ 2. Роль воды в природе и жизнедеятельности живых организмов

Человечество издавна уделяло большое внимание воде, так как хорошо известно, что там, где нет воды, нет и жизни. В сухой земле зерно может лежать многие годы, но прорасти оно начнёт лишь в присутствии влаги. Несмотря на то что вода — самое распространённое вещество, на Земле она распределена весьма неравномерно. В Африке и в Азии имеются огромные пространства, лишённые воды, — пустыни (рис. 6.2). Страна Алжир живёт полностью на привозной воде. Воду доставляют на судах в некоторые



Рис. 6.2. Пустыня Сахара

прибрежные районы и на острова Греции. Иногда вода там стоит дороже вина. По данным ООН (Организации Объединённых Наций), в 2005 г. 3,5 млрд населения земного шара испытывали недостаток в чистой питьевой воде.

Поверхность земного шара на 3/4 покрыта водой — это океаны, моря, реки, озёра, ледники (рис. 6.3). В довольно больших количествах вода находится в атмосфере, а также в земной коре. Общие запасы свободной воды на Земле содержатся в океанах (около 97,6 %), в виде льда на

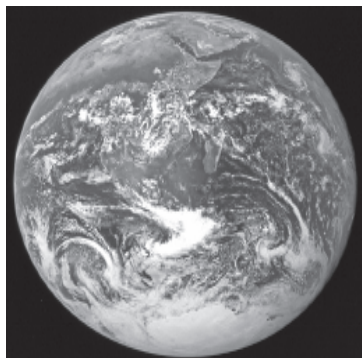


Рис. 6.3. 71 % поверхности планеты Земля составляет вода

нашей планете содержится 2,14 % воды. Вода рек и озёр составляет лишь 0,29 % и атмосферная вода — 0,0005 %. Это свободная вода. Почти столько же её находится в физически и химически связанном состоянии, *например*, в природных кристаллогидратах: глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; бокситах $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ и др.

Однако запасы пресной воды, пригодной для питья и бытовых нужд, весьма ограничены. Поэтому в настоящее время охрана водных ресурсов и очистка сточных вод стали наиболее актуальными экологическими проблемами, стоящими перед человечеством.

Организмы животных и растений содержат от 50 до 90 % воды. В организме человека она составляет около 65 % от массы тела. Большая часть воды в организме находится внутри клеток (≈ 70 %), около 23 % составляет межклеточная вода, а остальные 7 % находятся внутри кровеносных сосудов и в составе плазмы крови. Потеря организмом человека более 10 % воды может привести к смерти.

Общий объём воды, потребляемой человеком в сутки при питье и с пищей, составляет 2—2,5 дм³.

В природе существуют живые организмы, которые могут жить без воды. Не нуждаются в воде в природных условиях тушканчики, которые водятся в Европе и Азии, и американская кенгуровая крыса. Некоторые организмы обходятся лишь метаболической водой, образующейся в результате обмена веществ в живом организме, и не потребляют её извне. Примером является ковровая моль. В условиях исключительно жаркого и сухого климата верблюд обладает феноменальной способностью долгое время обходиться без пищи и воды. Так, при массе 450 кг за восьмидневный переход по пустыне верблюд может потерять около 100 кг массы тела, а потом восстановить их без последствий для организма (рис. 6.4). Известно, что



Рис. 6.4. Верблюды в период засухи

его организм использует воду, содержащуюся в жидкостях тканей и связок, а не крови, как это происходит у человека. Кроме того, в горбах верблюда содержится жир, который служит одновременно запасом пищи и источником метаболической воды.

На протяжении всей истории развития человеческого общества потребление воды постоянно возрастает (рис. 6.5).

Век

Объём воды на одного человека в сутки, дм³

Рис. 6.5. Потребление пресной воды человечеством

К основным потребителям пресной воды относятся: сельское хозяйство — 70 %; промышленность, включая энергетику, — 20 % и коммунальное хозяйство ≈ 10 %. Опыт показывает, что на бытовые нужды житель благоустроенного города расходует 200—300 дм³ воды в день. Распределение потребления воды в среднем следующее: на приготовление пищи и питьё расходуется всего лишь 5 %, в смывном бачке туалета — 43 %, для ванны и душа — 34 %, на мытьё посуды — 6 %, на стирку — 4 %, на уборку помещения — 3 %.

Для приготовления пищи в качестве питьевой может быть использована природная вода, если она не содержит вредных микроорганизмов, а также вредных минеральных и органических примесей, если она прозрачна, бесцветна и не имеет привкуса и запаха. Содержание минеральных примесей в питьевой воде не должно превышать 1 г/дм^3 . Содержание нитратов не должно превышать $50 \text{ мг на } 1 \text{ дм}^3$ воды. Естественно, используемая вода должна отвечать бактериологическим требованиям и иметь допустимые показатели на токсические химические соединения. Этим требованиям наиболее часто соответствует колодезная и родниковая вода. Однако в больших количествах найти такую воду очень сложно. Поэтому её очищают на специальных станциях. Основными стадиями очистки является фильтрование (через слой песка) и обработка окислителями (хлорирование или озонирование).

С давних пор для стерилизации питьевой воды использовалось простое кипячение, а древние греки добавляли в воду сухое вино, что создавало кислую среду, в которой погибали многие болезнетворные микробы.

Что ещё интересно: при $0 \text{ }^\circ\text{C}$ кристаллизуется чистая вода, так что, замораживая, например, морскую воду, получают пресный лёд. «Метод вымораживания» может применяться для очистки воды от примесей. Можно получить очень

чистую воду путём вымораживания даже в домашних условиях. Для этого наливают водопроводную воду в банку или кружку и ставят её в морозильную камеру холодильника. Как только лёд превратится примерно половина воды, незамерзшую часть её надо вылить, а льду дать растаять. Такая талая вода отличается высокой чистотой, и её считают очень полезной для здоровья. Получение высокочистой воды — весьма сложная задача. Поскольку она хранится в каком-то сосуде, в ней должны быть примеси материала этого сосуда (будь то стекло или металл). Для научных исследований наиболее чистую воду получают методом ректификации (перегонки) дистиллированной воды во фторопластовых колоннах.

Как уже было отмечено, основные запасы пресной воды на Земле сосредоточены в ледниках. Поскольку опреснение морской воды требует больших энергетических затрат и стоит очень дорого, разработаны проекты транспортировки айсбергов из районов Северного и Южного полюсов к месту потребления и превращения льда в пресную воду. Однако пока эти проекты не были осуществлены.

Крупными резервуарами пресной воды являются болота (рис. 6.6). По некоторым оценкам, в болотах содержится воды столько же, сколько и в озёрах. Существует широко распространённое мнение, что болотная вода непригодна для пи-



Рис. 6.6. Картина Ивана Шишкина «Болото. Полесье»

тъя. Её часто называют «гнилой». По-видимому, отпугивающим аргументом выступает цвет болотной воды. Однако исторические записи свидетельствуют о том, что в далёком прошлом болотной водой заправляли корабли, отправляющиеся в дальние плавания. Такая вода долго сохраняла свои питьевые качества. Считают, что причиной этого служат содержащиеся в ней фенолы, которые играют стерилизующую роль. Заметим, что сам фенол (карболовая кислота) широко используется в медицине как антисептическое вещество.

Ещё с глубокой древности известно, что вода, находящаяся в контакте с металлическим серебром, приобретает целебные свойства (рис. 6.7). Древние индусы обеззараживали воду, погружая в неё пластинки из серебра. В русской право-

славной церкви прихожане получают «святую воду», которая выдерживается в серебряных сосудах. В некоторых странах существует обычай при освящении колодцев бросать в них серебряные монеты. Поскольку эти наблюдения были сделаны разными народами и в различных частях света, должна быть объективная причина проявления особых свойств «серебряной» воды. В настоящее время су-



Рис. 6.7. Бактерицидные свойства серебра известны с давних времен

ществует широко распространённое мнение, что активным началом этой воды являются частицы серебра. Экспериментально доказано, что эти частицы попадают внутрь клеток бактерий и разрушают их. Бактерицидные свойства частиц серебра в 1750 раз выше, чем карболовой кислоты. Бактерицидность «серебряной» воды сохраняется в течение многих месяцев.

Статистика, проведённая во многих странах мира, показывает, что 80 % всех заболеваний связано с плохим качеством питьевой воды и нарушением санитарно-гигиенических норм водоснабжения. От болезней, связанных с водой, страдает 1/3 населения планеты, т. е. 2 млрд

человек. После этих цифр так и хочется сказать: «будьте осторожны» и «берегите воду от загрязнений».

§ 3. Беларусь — край голубых озёр

Беларусь называют «синеокой» поскольку на её территории находится свыше 10 тыс. озёр. Самое большое озеро — Нарочь (пл. 79,6 км²) (рис. 6.8), самое глубокое — Долгое (глубина 53,7 м) (рис. 6.9).

На территории Беларуси насчитывается более 20 тыс. рек и ручьёв. Средняя густота речной сети 0,44 км/км². Самые крупные реки: Днепр (с притоками Припять (рис. 6.10), Сож, Березина и др.), Западная Двина (рис. 6.11), Неман (с притоком Вилия) (рис. 6.12). Действует Днепровско-Бугский судоходный канал. Вилийско-Минская и Слепенская водные системы служат для водного благоустройства г. Минска.



Рис. 6.8. Озеро Нарочь



Рис. 6.9. Озеро Долгое

В конце XIX столетия и особенно на протяжении XX столетия стало всё более заметно, что природа постепенно переходит в полную зависимость от хозяйственной деятельности людей и сама требует бережного отношения к себе. Частью природы Беларуси являются её водные ресурсы — реки, озёра, ручьи ...

Малые реки Беларуси удовлетворяли различные потребности населения: сначала на них строились плотины с мельницами, маслобойнями, а потом и электростанции. По рекам осуществляли сплав леса и благодаря им развивалось судоходство. Сейчас главная роль отводится их использованию в промышленности. Это снижает продуктивность рек и делает невозможным использование их для отдыха, водопоя домашних животных.

Значительное отрицательное действие на свойства вод оказывает химическое и органическое



Рис. 6.10. Припять — самый большой приток Днепра



Рис. 6.11. Полоцк, река Западная Двина



Рис. 6.12. Неман

кое загрязнение, которое поступает с полей, ферм, животноводческих комплексов. Полное уничтожение лесов или значительное сокращение их площадей в границах водосборов рек приводит к снижению доли грунтового пита-

ния, к обмелению, а часто и к пересыханию рек. Для поддержания благоприятного экологического состояния на малых реках необходимо сохранить оптимальную лесистость на водосборах, а также деревья и кустарники по руслу рек.

Особенно ограниченной должна быть хозяйственная деятельность человека на прибрежной полосе шириной 15—60 метров: здесь нельзя возделывать земли и выпасать скот.

Потребность в чистой пресной воде всё время увеличивается. В пересчёте на одного жителя города используется 500—550 дм³ воды в сутки. В связи с этим остро ставится вопрос о бережном отношении к воде.

Охрана вод должна носить комплексный характер и быть направлена на рациональное использование, сохранение и возобновление водных ресурсов. Это достигается путём внедрения современных методов очистки сточных вод, строительства очистных сооружений, разработки

безотходных технологий, а также размещения хозяйственных объектов с учётом водоохраных потребностей. Проводятся работы по экономному использованию воды на предприятиях, а также населением (рис. 6.13). Охрана вод регулируется водным кодексом Беларуси.



Рис. 6.13. Это недопустимо

§ 4. Основания на службе химической науки и в хозяйственной деятельности человека

В энциклопедическом словаре записано: «Основание здания (сооружения) — массив грунта (горной породы), непосредственно воспринимающий нагрузку от здания (сооружения)». Однако к химии это не имеет никакого отношения. Химический смысл слова «основания» совсем другой.

Основания — это гидраты основных оксидов, т. е. это основные оксиды, связанные с водой (например, $\text{CaO} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$). Основания — это основные гидроксиды.

Гидроксид натрия (NaOH) — твёрдое белое вещество, гигроскопичное, расплывается на воздухе; хорошо растворяется в воде. При растворении гидроксида натрия в воде выделяется теплота. Растворы гидроксида натрия в воде мылкие

на ощупь и очень едкие. Они разъедают кожу, ткани, бумагу и другие материалы. С гидроксидом натрия и его растворами надо обращаться осторожно, чтобы они не попали на обувь, одежду и особенно на кожу рук и лица. На коже при попадании на неё едкого натра образуются долго не заживающие раны.

Гидроксид натрия применяется для очистки нефти, производства мыла, в текстильной промышленности.

Гидроксид калия (KOH) — также твёрдое белое вещество, хорошо растворяется в воде. При растворении его в воде выделяется большое количество теплоты. Раствор гидроксида калия, так же, как и гидроксида натрия, мылкий на ощупь и очень едкий. Поэтому гидроксид калия иначе называют едкое кали. Гидроксид калия сходен по свойствам с гидроксидом натрия. Он используется в аккумуляторах.

Гидроксид кальция (Ca(OH)₂), тривиальное название гашёная известь, — рыхлый белый порошок, плохо растворимый в воде, образует так называемое известковое молоко. Раствор гидроксида кальция называют известковой водой, он получается после фильтрования известкового молока. Гашёная известь используется для изготовления строительных «растворов», которые применяются при кладке и штукатурке стен. Гашёную известь используют также для приготовления бордосской смеси — средства борьбы с

болезнями и вредителями растений. Известковое молоко широко используют в химической промышленности: в производстве сахара, соды и других веществ.

Лабораторный опыт 5

Действие растворов щелочей на природные индикаторы

Цель: сравнить действие растворов щелочей на природные и химические индикаторы.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, раствор фенолфталеина, свежеприготовленные отвары столовой свёклы и краснокочанной капусты, растворы гидроксида натрия и калия.

Выполнение опыта. В две пробирки налейте растворы щелочей объёмом 10 см^3 , добавьте в каждую по 1 капле фенолфталеина.

Как изменилась окраска индикатора в растворах щелочей?

Налейте в две пробирки отвар свёклы. В первую добавьте 1—2 капли раствора гидроксида натрия, в другую — гидроксида калия. Что наблюдаете?

Прделайте то же самое с отваром краснокочанной капусты. Что наблюдаете? Заполните таблицу.

Индикатор	Гидроксид натрия	Гидроксид калия
Фенолфталеин	малиновый	малиновый
Метиловый оранжевый		
Отвар свёклы		
Отвар краснокочанной капусты		

Какой можно сделать общий вывод о действии щелочей на индикатор?

Задания и упражнения для самоподготовки

1. Какие из природных вод содержат меньше примесей: речная, колодезная или родниковая?

2. Как очистить от примесей питьевую воду?

3. Какие примеси можно отделить от воды с помощью:
а) прибора для выпаривания; б) прибора для фильтрации;
в) делительной воронки; г) перегонного аппарата;
д) кристаллизатора?

4. Как получают дистиллированную воду и где она применяется? Является ли дождевая вода дистиллированной? Ответ обоснуйте.

5. Для каких целей используется вода и её растворы в промышленности и сельском хозяйстве?

6. Приведите по одному примеру реакций соединения, разложения, замещения с участием воды. Составьте уравнения химических реакций, под формулами сложных веществ подпишите их названия.

7. Составьте по одному уравнению реакций известных вам четырёх типов, в которых полученным веществом была бы вода.

8. Напишите пять уравнений реакций, где вода была бы исходным веществом и реагировала с простыми и сложными веществами.

9. Составьте план ответа на вопрос «Основания на службе химической науки и в хозяйственной деятельности человека».

10. Приготовьте устные сообщения на темы: 1) Проблема охраны водоёмов от загрязнения; 2) Беларусь — край голубых озёр.

ТЕМА 7 РОДОСЛОВНАЯ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Неорганическая химия изучает неорганические вещества. Число неорганических веществ значительно меньше органических, но весьма значительно — более 100 тысяч. Среди этого множества неорганических веществ можно выделить группы веществ, сходных по составу и по свойствам. Другими словами, неорганические вещества можно классифицировать, т. е. разделить на классы.

Существует достаточно большое число классов сложных неорганических веществ. Вам известно, что важнейшими из них являются оксиды, кислоты, основания и соли. В этом разделе вы сможете расширить свои знания о них.

§ 1. Оксиды – «потомки» кислорода

Почти все химические элементы образуют соединения с кислородом. Одним из классов таких соединений являются оксиды (от лат. *oxigenium* — кислород).

Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых — кислород. Общая формула оксидов: $\text{Э}_m\text{O}_n$, где Э — символ элемента, образующего оксид.

* Кроме оксидов, существуют и другие соединения элементов с кислородом, в частности **перокси-ды**. В отличие от оксидов в их структуре имеются «кислородные мостики» — O — O — Например, пероксид водорода H_2O_2 , H — O — O — H, пероксид натрия Na_2O_2 , Na — O — O — Na (рис. 7.1).

В структуре оксидов кислородных мостиков нет.

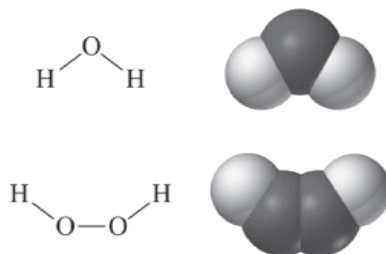
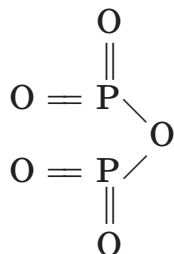


Рис. 7.1. Модели молекул воды и пероксида водорода

Структурные формулы оксидов. Формулы оксидов составляют в соответствии с валентностью кислорода и другого элемента (кислород всегда проявляет валентность — II).

Химические формулы часто изображают более наглядно — графически. При составлении графических формул каждую единицу валентности показывают чёрточкой (—) или валентным штрихом. Например, оксид фосфора(V) — P_2O_5 графически можно изобразить следующим образом:



В таком изображении каждая чёрточка показывает единицу валентности, и можно отметить, что фосфор имеет валентность V, а кислород — II.

Классификация оксидов. По способности вступать в химическое взаимодействие с кислотами и основаниями оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие.

Солеобразующие оксиды — оксиды, которые могут реагировать с кислотами или основаниями с образованием солей.

Несолеобразующие оксиды — оксиды, которые не вступают в химическое взаимодействие ни с кислотами, ни с основаниями.

Классификацию оксидов можно представить в виде следующей схемы:



Номенклатура оксидов. Названия оксидов по систематической номенклатуре образуют по следующей схеме: называют слово «оксид» + название элемента, связанного с кислородом, в родительном падеже.

Если элемент имеет *переменную валентность*, её указывают в скобках после названия.

Например, SO_2 — оксид серы(IV).

Если элемент имеет *постоянную валентность*, он образует только *один* оксид.

Если элемент имеет *переменную валентность*, он образует несколько оксидов.

Названия некоторых оксидов

Химическая формула оксида	Бытовое (тривиальное) название	Название по систематической номенклатуре
H_2O	Вода	Оксид водорода
CO_2	Углекислый газ	Оксид углерода(IV)
CO	Угарный газ	Оксид углерода(II)
SO_3	Серный газ	Оксид серы(VI)
SO_2	Сернистый газ	Оксид серы(IV)

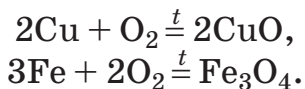
Окончание таблицы

Химическая формула оксида	Бытовое (тривиальное) название	Название по систематической номенклатуре
SiO_2	Кварц; горный хрусталь; песок кварцевый; речной и морской	Оксид кремния(IV)
Al_2O_3	Глинозём	Оксид алюминия
Fe_2O_3	Гематит (крокус)	Оксид железа(III)
CaO	Негашёная известь	Оксид кальция

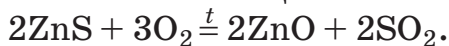
Способы получения оксидов. Оксиды можно получить различными способами. Мы рассмотрим наиболее важные из них.

Основные оксиды

1. Горение простых веществ металлов в кислороде:



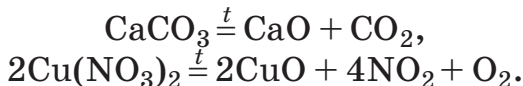
2. Горение сложных веществ в кислороде:



3. Термическое разложение нерастворимых оснований:

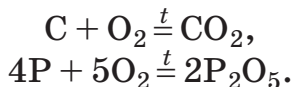


4. Разложение солей некоторых кислородсодержащих кислот:

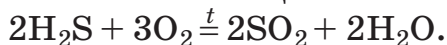


Кислотные оксиды

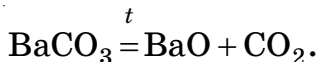
1. Горение простых веществ неметаллов в кислороде:



2. Горение сложных веществ в кислороде:

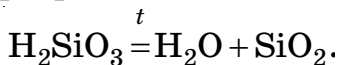


3. Разложение солей:

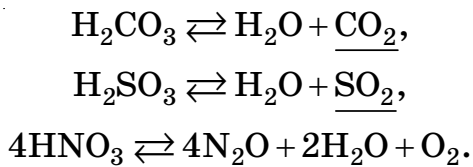


4. Разложение некоторых кислородсодержащих кислот.

Кислородсодержащие кислоты при нагревании теряют воду, превращаясь в кислотные оксиды:



Некоторые кислоты самопроизвольно теряют воду даже при низких температурах:

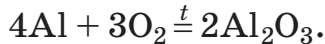


Амфотерные оксиды

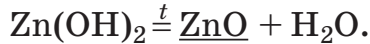
Амфотерность (от греч. *amphoteris* — и тот и другой) — способность некоторых веществ в зависимости от условий проявлять либо кислотные, либо основные свойства.

Амфотерные оксиды (рис. 7.2) можно получать всеми способами, применяемыми для получения основных оксидов.

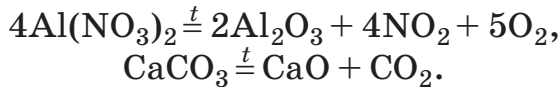
1. Взаимодействие металла, соединения которого проявляют амфотерные свойства с кислородом:



2. Разложение амфотерных гидроксидов при нагревании:



3. Разложение карбонатов, нитратов соответствующих металлов:



Физические свойства оксидов. Важнейшими физическими свойствами оксидов являются их агрегатное состояние и растворимость в воде.



Рис. 7.2. Амфотерные оксиды

По *агрегатному состоянию* оксиды можно разделить на три группы: твёрдые, жидкие и газообразные.

К *твёрдым оксидам* относятся все основные оксиды (Na_2O ; MgO ; BaO и др.); все амфотерные оксиды (Al_2O_3 ; MnO_2 ; BeO и др.); некоторые кислотные оксиды (P_2O_5 ; SiO_2 ; CrO_3 и др.).

К *жидким оксидам* относятся некоторые кислотные оксиды (SO_3 ; Cl_2O_7 ; Mn_2O_7 ; N_2O_3 и др.).

К *газообразным оксидам* относятся некоторые кислотные оксиды (CO_2 ; NO_2 ; SO_2 и др.).

По *растворимости в воде* оксиды делятся на растворимые и нерастворимые.

Растворимыми в воде оксидами являются оксиды щелочных металлов: Li_2O ; Na_2O ; K_2O ; Rb_2O ; Cs_2O ; оксиды щёлочно-земельных металлов: CaO ; SrO ; BaO ; все кислотные оксиды, кроме SiO_2 .

Нерастворимыми в воде оксидами являются все основные оксиды, кроме оксидов щелочных и щёлочно-земельных металлов; амфотерные оксиды, кислотный оксид SiO_2 .

Химические свойства оксидов. Деление солеобразующих оксидов на основные, кислотные и амфотерные обусловлено различием в их химических свойствах.

Основные	Кислотные
<p>1. Взаимодействие с водой. Оксид активного металла * + вода = щёлочь: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$</p>	<p>1. Взаимодействие с водой. Кислотный оксид + вода = кислота (кроме SiO_2): $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$</p>
<p>2. Взаимодействие с кислотами. Основный оксид (все оксиды) + кислота = соль + вода: $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$</p>	<p>2. Взаимодействие со щелочами. Кислотный оксид + щёлочь = соль + вода: $2\text{NaOH} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p>
<p>3. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой. Основный оксид + кислотный оксид = соль $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3$</p>	
	<p>4. Менее летучие оксиды вытесняют более летучие из их солей. Соль + нелетучий кислотный оксид = новая соль + летучий оксид $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$</p>

Основные	Кислотные
<i>Амфотерные</i>	
<p>Взаимодействуют с кислотами как основные:</p> $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>Взаимодействуют с основаниями как кислотные:</p> $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \stackrel{t}{=} \stackrel{t}{=} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

* Активные металлы – это металлы I, II группы А Периодической системы элементов.

Применение оксидов. Вы уже познакомились с оксидом водорода (водой). Вам известно, какое огромное значение имеет вода в природе, промышленности и в быту. Широко применяются и многие другие оксиды. Из руд, состоящих из оксидов, получают некоторые металлы. Из оксидов железа Fe_2O_3 и Fe_3O_4 получают чугун и сталь. Оксид кальция (негашёная известь) используется для получения гашёной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$, которая применяется в строительстве. Оксид кремния(IV) SiO_2 используется в производстве стекла, ке-

рамики, в производстве строительных материалов. Некоторые оксиды используются для производства красок.

Задания и упражнения для самоподготовки

1. Какие вещества называются оксидами? На какие группы они классифицируются? Приведите примеры.

2. Как опытным путём определить, является ли оксид основным или кислотным, если он нерастворим в воде? Ответ поясните примерами. Напишите уравнения реакций.

3. Чем сходны и чем отличаются химические свойства оксидов: а) CO_2 и SiO_2 ; б) CuO и SiO_2 ; в) BaO и CO_2 ; г) CaO и ZnO ? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

4. Составьте формулы оксидов, соответствующих следующим гидроксидам: $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$.

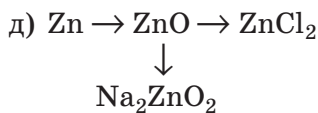
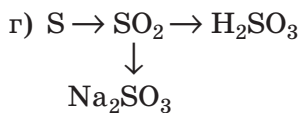
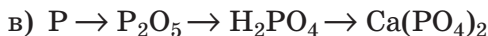
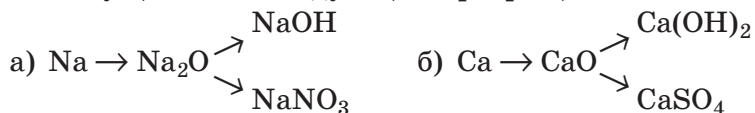
5. Составьте формулы оксидов, гидратами которых являются следующие кислоты: H_2SO_4 ; H_2SO_3 ; H_2CO_3 ; H_2SiO_3 ; HClO_4 ; H_3BO_3 .

6. С какими из оксидов K_2O ; SO_3 ; ZnO ; CO ; BaO могут взаимодействовать: а) азотная кислота; б) гидроксид натрия? Напишите уравнения реакций и укажите названия веществ.

7. Напишите уравнения реакций: а) оксида углерода (IV) с гидроксидом натрия; б) оксида серы(IV) с гидроксидом бария; в) оксида кремния с гидроксидом калия. Укажите названия продуктов реакции.

8. Напишите уравнения реакций: а) оксида бария с азотной кислотой; б) оксида железа(III) с серной кислотой; в) оксида магния с соляной кислотой. Укажите названия продуктов реакции.

9. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



10.*Для растворения оксида двухвалентного металла массой 2,4 г затратили соляную кислоту, содержащую HCl массой 2,14 г. Оксид какого элемента был взят для реакции?

§ 2. Основания – «потомки» основных оксидов

Как вам уже известно, большинство оксидов непосредственно соединяется с водой, образуя соответствующие гидроксиды.

Некоторые оксиды в воде не растворяются и с ней непосредственно не взаимодействуют, однако и этим оксидам соответствуют гидроксиды, которые можно получить косвенным путём.

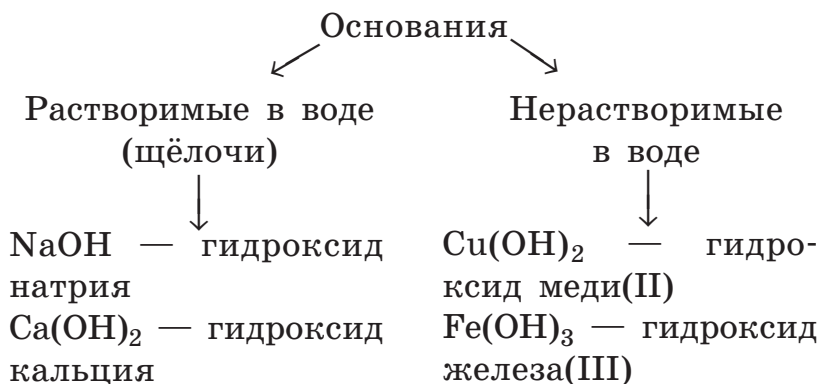
Тот или иной гидроксид может относиться к одному из трёх классов неорганических веществ: классу оснований, классу кислот или классу амфотерных гидроксидов.

Основания – это сложные вещества, в которых атомы металлов соединены с одной или несколькими гидроксильными группами (ОН).

Общая формула оснований: $\text{Me}(\text{OH})_y$; где **Me** — металл, **y** — число гидроксильных групп, равное валентности металла; валентность группы — **ОН** равна **I**.

Классификация оснований

Основания делятся на растворимые в воде (щёлочи) и нерастворимые:



*По строению, т. е. по числу гидроксильных групп в составе основания, их делят на однокислотные — в составе 1 группа **ОН**; двухкислотные — в составе 2 группы **ОН**; трёхкислотные — в составе 3 группы **ОН**.*

LiOH — однокислотное, растворимое в воде (щёлочь);

Mg(OH)₂ — двухкислотное, растворимое в воде (щёлочь);

Fe(OH)₃ — трёхкислотное, нерастворимое основание.

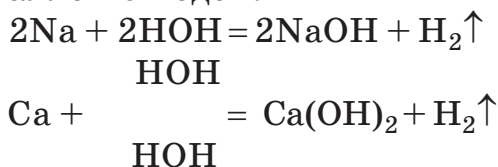
Структурные формулы оснований. При составлении структурных формул оснований необходимо учитывать валентность всех атомов и то, что атомы металла связываются непосредственно с кислородом гидроксильной группы. Например,



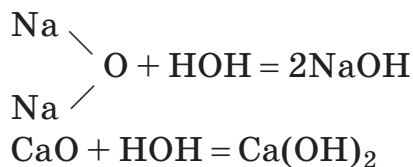
Номенклатура оснований. Чтобы назвать основание — на первое место ставят слово «гидроксид», добавляют название металла в родительном падеже, если металл имеет переменную валентность, её указывают в скобках в конце названия. Например: Ba(OH)_2 — гидроксид бария, Cr(OH)_3 — гидроксид хрома(III).

Способы получения

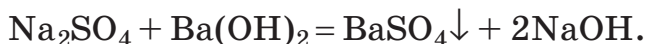
1. Взаимодействие щелочных и щёлочно-земельных металлов с водой.



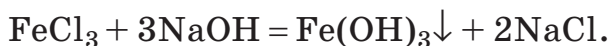
2. Взаимодействие щелочных и щёлочно-земельных металлов с водой:



3. Взаимодействие растворимой соли со щёлочью, если образуется нерастворимая соль и новая щёлочь:



Нерастворимые основания получают косвенным путём при действии щёлочи на растворимую соль с образованием нерастворимого основания:



Физические свойства оснований. По агрегатному состоянию практически все основания, кроме гидроксида аммония (NH_4OH), представляют собой твёрдые вещества разного цвета. Например, основания, образованные щелочными и щёлочно-земельными металлами, являются белыми веществами, гидроксид меди(II) — $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — голубого цвета; гидроксид железа (III) — $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурого цвета и др.

Твёрдые основания не имеют запаха.

При растворении газа (NH_3) аммиака в воде образуется в небольших количествах жидкое основание NH_4OH . В результате жидкость приобретает щелочные свойства и имеет характерный резкий запах аммиака.

По растворимости в воде основания делятся на две группы: растворимые в воде основания и нерастворимые.

К *растворимым основаниям* относятся щёлочи LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$,

Щёлочи	Нерастворимые основания
<p>2. Реакция нейтрализации Основание + кислота = соль + вода</p>	
$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
<p>3. Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами: щёлочь + кислотный оксид = соль + вода</p> $2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 =$ $= 2\text{NaSiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
<p>4. Взаимодействие щелочей с солями: щёлочь + растворимая соль = новое основание + новая соль (условие: образование осадка ↓ или газа ↑)</p> $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaOH}$ $2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 =$ $= \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$	

Окончание таблицы

Щёлочи	Нерастворимые основания
5. При умеренном нагревании не разлагаются	При нагревании разлагаются: $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
6. Едкие щёлочи разъедают кожу, ткани, бумагу. Внимание! При попадании на кожу смыть водой	

Основания находят широкое применение в промышленности и быту. С некоторыми из них мы вас познакомили в теме: «Удивительное вещество — вода».

Задания и упражнения для самоподготовки

1. Какие вещества называются основаниями? Приведите примеры.
2. Получите всеми вам известными способами гидроксид калия и гидроксид магния.
3. Охарактеризуйте физические свойства оснований.
4. Напишите формулы гидроксидов: натрия, кальция, стронция, железа(III) и соответствующих им оксидов.
5. Какие из веществ, формулы которых приведены ниже, взаимодействуют с гидроксидом калия: H_2SO_4 ;

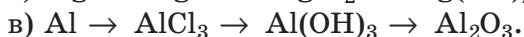
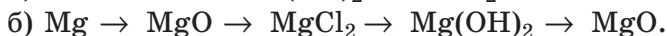
CuO ; H_2S ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; SO_2 ; NaOH ; CuSO_4 . Напишите уравнения практически осуществимых реакций.

6. Напишите уравнения реакций разложения нерастворимых оснований: а) гидроксида хрома(II); б) гидроксида алюминия; в) гидроксида магния.

7. Почему при хранении едких щелочей в склянках их необходимо плотно закрывать? Какие изменения могут произойти со щелочами? Напишите уравнения реакций.

8. Как опытным путём определить, в какой из двух пробирок находится раствор кислоты, а в какой щёлочи?

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



10. Вычислите массу соляной кислоты, которая потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 1,12 гидроксида калия?

§ 3. Кислоты – «потомки» кислотных оксидов

Кислоты — сложные вещества, имеющие в своём составе водород, способный замещаться на металл, и кислотный остаток.

Общая формула кислот: H_xR ; где **R** – кислотный остаток, **x** – число атомов водорода, равное валентности кислотного остатка.

Классификация кислот. По *основности* выделяют: одноосновные, двухосновные, трёхосновные ... кислоты. Основность кислоты определяется числом атомов водорода.

По наличию кислорода в кислотных остатках кислоты делятся на бескислородные и кислородсодержащие.

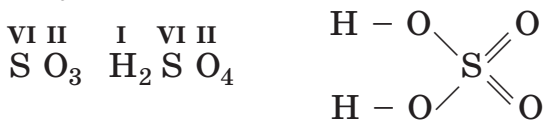
К бескислородным кислотам относятся: HCl — соляная кислота (хлороводородная), одноосновная; HF — плавиковая кислота (фтороводородная), одноосновная; H_2S — сероводородная кислота, двухосновная и др.

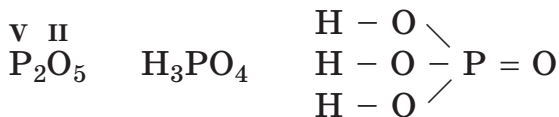
К кислородсодержащим кислотам следует отнести: H_2SO_4 — серную кислоту (двухосновная), HNO_3 — азотную кислоту (одноосновная), H_3PO_4 — ортофосфорную кислоту (трёхосновная).

Структурные формулы кислот. При составлении структурных формул бескислородных кислот учитывают валентность всех атомов и то, что в их молекулах атомы водорода непосредственно связаны с атомами неметалла. Например,



При составлении структурных формул кислородсодержащих кислот следует знать, что атомы водорода с центральным атомом-неметаллом связаны через атомы кислорода. Валентность атома-неметалла определяется по формуле соответствующего кислотного оксида. Например:





Номенклатура кислот. Названия бескислородных кислот образуются от названия неметалла с окончанием «о» и прибавлением слова *водородная*.

HF – фтороводородная, тривиальное название плавиковая кислота;

HCl – хлороводородная, или соляная, кислота;

HBr – бромоводородная кислота;

HI – йодоводородная кислота;

H₂S – сероводородная кислота.

Названия кислородных кислот образуются от названия неметалла с добавлением соответствующего окончания. Приведём названия наиболее известных кислот и соответствующих им солей:

Кислота		Название соответствующей соли
Химическая формула	Название	
I HNO ₃	Азотная	Нитрат
II H ₂ SiO ₃	Кремниевая	Силикат
I HMnO ₄	Марганцовая	Перманганат

Кислота		Название соответствующей соли
Химическая формула	Название	
II H_2SO_4	Серная	Сульфат
II H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
II H_2CO_3	Угльная	Карбонат
III H_3PO_4	Ортофосфорная или фосфорная	Ортофосфаты или фосфаты
I HClO_4	Хлорная	Хлораты

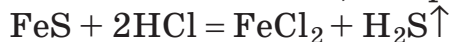
Способы получения кислот

Бескислородные кислоты

1. Взаимодействие водорода с неметаллами и последующее растворение водородного соединения в воде.

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ — хлороводород, раствор его в воде хлороводородная кислота.

2. Взаимодействие солей бескислородных кислот с сильными кислотами, например:



Кислородсодержащие кислоты

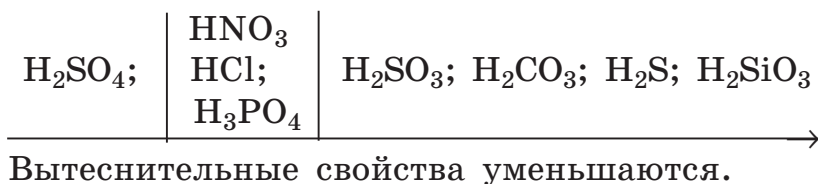
1. Взаимодействие кислотных оксидов с водой:



2. Взаимодействие солей с кислотами.

При получении кислот этим способом исходная соль должна быть растворимой, а взятая для реакции кислота – более сильной или менее летучей, чем получаемая.

Вытеснительный ряд кислот



Физические свойства кислот. По агрегатному состоянию большинство кислот являются жидкостями: азотная — HNO_3 ; серная — H_2SO_4 ; хлорная — HClO_4 и др.

Некоторые жидкие кислоты представляют собой раствор газов в воде: соляная кислота — HCl ; сероводородная — H_2S ; угольная — H_2CO_3 (раствор CO_2) и др.

Ортофосфорная кислота — H_3PO_4 ; борная кислота — H_3BO_3 ; йодная кислота — HIO_4 являются твёрдыми веществами.

Кислоты могут быть бесцветными – серная кислота H_2SO_4 ; сернистая кислота H_2SO_3 и окрашенными, например, марганцовая кислота $HMnO_4$ – раствор фиолетово-красного цвета. По растворимости в воде почти все кислоты относятся к хорошо растворимым веществам, которые смешиваются с водой в любых соотношениях. Кремниевая кислота H_2SiO_3 в воде не растворима.

Химические свойства кислот

Химические свойства	Примеры
<p>1. Действие на индикаторы</p>	<p>Лакмус фиолетовый + кислота → Лакмус красный,</p> <p>Метилоранж + кислота → Метилоранж розово-красный</p>
<p>2. Взаимодействие с металлами Кислота + металл = соль + водород <u>Внимание!</u> Кислоты разбавленные</p>	<p>$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$</p>

Химические свойства	Примеры
(кроме HNO_3); металлы, стоящие в ряду активности металлов до H_2	
<p>3. Взаимодействие с оксидами Кислота + основной (амфотерный) оксид = соль + вода</p>	$\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
<p>4. Взаимодействие с основаниями Кислота + основание = соль + вода (реакция нейтрализации)</p>	$\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCl} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 = 2\text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
<p>5. Взаимодействие с солями Кислота + соль = новая кислота + новая соль (если образуется осадок↓ или газ↑)</p>	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Кислоты разрушают кожу, ткани, древесину.

При работе с кислотами нужно быть предельно осторожными. При попадании кислоты на кожу необходимо нейтрализовать её раствором соды, тщательно смыть водой.

Кислоты имеют широкое распространение и большое практическое значение. В природе встречается много кислот: лимонная, яблочная, щавелевая, муравьиная и другие кислоты. При прокисании виноградного сока получается уксусная кислота, а при прокисании молока – молочная кислота. Кроме этих кислот известны кислоты, получаемые на химических заводах. Наиболее важными считаются: серная кислота, соляная кислота, азотная кислота.

При дальнейшем изучении химии вы будете изучать различные кислоты и их значение для народного хозяйства и человека.

Задания и упражнения для самоподготовки

1. Какие вещества называются кислотами? Как классифицируют кислоты? Приведите примеры.

2. Даны формулы кислотных остатков с обозначением их валентности чёрточками: $\equiv \text{AsO}_4$; $- \text{ClO}_4$; $= \text{CrO}_4$; $= \text{S}$; $- \text{F}$; $- \text{MnO}_4$; $- \text{VO}_3$; $\equiv \text{PO}_4$; $= \text{SeO}_4$. Напишите формулы соответствующих кислот. Распределите их по группам: а) кислородсодержащие кислоты; б) бескислородные кислоты; в) одноосновные, двухосновные, трёхосновные кислоты.

3. Перепишите формулы кислот, укажите римскими цифрами валентность кислотных остатков, назовите:

а) HBr ; H_2S ; H_2SO_3 ; H_3PO_4 ; HNO_3 ; б) HCl ; H_2CO_3 ; H_2SO_4 ; H_2SiO_3 ; HF .

4. Напишите формулы оксидов, соответствующих следующим кислотам: H_2SO_3 ; H_2SO_4 ; H_2SiO_3 ; H_3PO_4 ; HClO_4 . Назовите кислоты и оксиды.

5. Получите всеми известными вам способами следующие кислоты: H_2SO_3 и H_2S .

6. Напишите уравнения реакций между: а) раствором серной кислоты и гидроксидами: бария, алюминия, цинка, калия; б) раствором азотной кислоты и гидроксидами: кальция, железа (III), свинца (II), натрия.

7. Приведите по два примера уравнений химических реакций, характеризующих химические свойства кислот. Укажите типы химических реакций.

8. Какие из веществ, формулы которых приведены, реагируют с серной кислотой: а) MgO ; б) Ag ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; г) Zn ; д) HCl ; е) Na_2CO_3 . Напишите уравнения возможных реакций.

9. Какая из кислот богаче азотом – азотная HNO_3 или азотистая HNO_2 . Ответ подтвердите расчётами.

10. В реакции оксида алюминия с серной кислотой образовался сульфат алюминия массой 6,82 г. Определите химическое количество и массу оксида алюминия.

§ 4. Соли – «потомки» кислот и оснований

При изучении оксидов, оснований и кислот вы постоянно встречались с реакциями, в результате которых образуются соли. Соли представляют собой наиболее обширный класс неорганических веществ.

Соли следует рассматривать как продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот

атомами металлов или как продукт замещения гидроксильных групп в молекулах оснований кислотными остатками.

По составу соли можно классифицировать на следующие группы:

1. *Средние соли* — эти продукты полного замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или полного замещения гидроксильных групп в молекулах оснований кислотными остатками.

Общая формула средних солей Me_xR_y , где x — число атомов металла, равное валентности кислотного остатка; y — число кислотных остатков, равное валентности металла. Например, KCl ; $KClO_3$; Na_2SO_4 ; $CaCO_3$ и др.

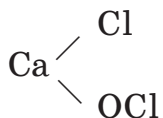
* *Кислые соли* — это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла. Например, $NaHCO_3$; $Ca(HSO_4)_2$; KH_2PO_4 ; $ВаНРО_4$ и др.

* *Основные соли* — это продукты неполного замещения гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками. Например, $(CuOH)NO_3$; $(CuOH)_2CO_3$; $Fe(OH)_2Cl$; $Al(OH)_2Cl$ и др.

* *Двойные соли* (квасцы) состоят из атомов двух разных металлов и кислотного остатка. Например: $KAl(SO_4)_2$; $KCr(SO_4)_2$.

* В состав *комплексных солей* входят сложные группы атомов. Например, $Na_2[Zn(OH)_4]$; $[Ag(NH_3)_2]Cl$.

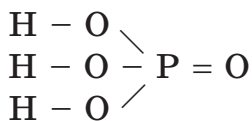
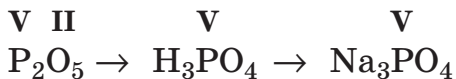
* *Смешанные соли* образуются атомами металлов и двумя различными кислотными остатками.



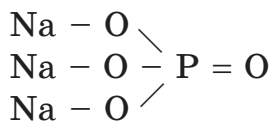
Номенклатура солей. Названия средних солей образованы от латинских названий кислотных остатков. Например, NaCl — хлорид натрия, NaNO_3 — нитрат натрия. Некоторые названия солей приведены в таблице «Номенклатура кислот» (с. 180—181).

Структурные формулы солей. Для графического изображения формул солей исходят из соответствующих формул кислот, заменяя в них атомы водорода на атомы металла с соблюдением правила валентности, т. е. один атом водорода замещается одновалентным металлом, два — двухвалентным, три — трёхвалентным. Валентность атома неметалла в кислотном остатке кислородсодержащей соли определяется так же, как и при составлении структурных формул соответствующих кислот. Например, CaCO_3 ; Na_3PO_4 .





Кислота

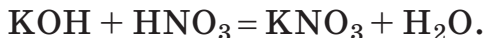


Соль

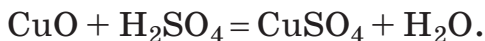
Способы получения

Выделяют десять основных способов получения солей, хотя следует иметь в виду, что не всякую соль можно получить всеми указанными способами.

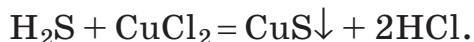
1. Взаимодействие кислот с основаниями:



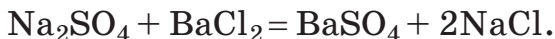
2. Взаимодействие кислот с основными оксидами:



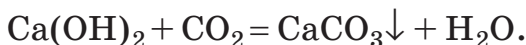
3. Взаимодействие кислот с солями:



4. Взаимодействие двух различных солей:



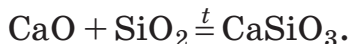
5. Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:



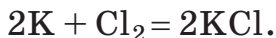
6. Взаимодействие щелочей с солями:



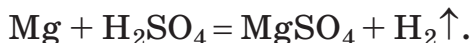
7. Взаимодействие основных оксидов с кислотными:



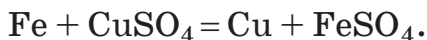
8. Взаимодействие металлов с неметаллами:



9. Взаимодействие металлов с кислотами:



10. Взаимодействие металлов с солями:



11. Взаимодействие аммиака с кислотами:



Физические свойства солей. По агрегатному состоянию соли представляют собой твёрдые вещества. Большинство солей белого цвета (KNO_3 , NaCl и др.). Соли дихромовой кислоты — дихроматы — имеют оранжевый цвет ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), хроматы — жёлтого цвета (K_2CrO_4), соли хрома(III) и никеля(II) имеют различные оттенки зелёного цвета ($\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$), сульфиды меди(II) и свинца(II) — чёрного цвета (CuS , PbS).

По растворимости в воде соли делятся на растворимые в воде, малорастворимые и нерастворимые. Растворимыми являются практически все соли щелочных металлов и соли аммония. Хорошо растворимы все соли азотной и уксусной кислоты. Среди солей серной кислоты нерастворимым является лишь сульфат бария, малора-

створимы сульфаты кальция и свинца. Хорошо растворимы также почти все хлориды, кроме нерастворимого хлорида серебра и малорастворимого хлорида свинца. А вот большинство солей фосфорной кислоты, угольной кислоты и сероводородной кислоты относятся к нерастворимым в воде веществам.

Химические свойства солей

Свойства	Примеры
<p>1. Взаимодействие с металлами Соль + металл = новая соль + новый металл (свободный металл должен быть активнее, чем тот, который входит в состав соли)</p>	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
<p>2. Взаимодействие с кислотами Соль + кислота = новая соль + новая кислота (условие: образование осадка↓ или газа↑).</p>	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
<p>3. Взаимодействие со щелочами</p>	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$

Окончание таблицы

Свойства	Примеры
<p>Соль + щелочь = новая соль + новое основание (условие: образование осадка↓ или газа↑)</p>	
<p>4. Взаимодействие с солями Соль + соль = новая соль + новая соль (условие: исходные соли растворимы в воде, одна из полученных солей осадок↓).</p>	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
<p>5. Разложение некоторых солей при нагревании</p>	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$

Применение. Большинство солей широко применяется в промышленности, в сельском хозяйстве в виде удобрений и в быту. Всем известный хлорид натрия (NaCl) используется не только дома на кухне. Хлорид натрия в промышленности используется для получения гидроксида натрия; соды; хлора; натрия и т. д. Соли фосфорной и азотной кислот в основном используются как минеральные удобрения.

Многие лекарственные препараты являются солями, например, аспирин.

Многие средства защиты растений от болезней, вредителей также являются солями. Более подробно отдельные соли будут рассмотрены при дальнейшем изучении химических элементов металлов и неметаллов.

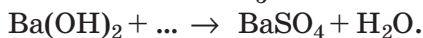
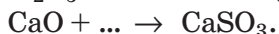
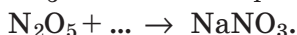
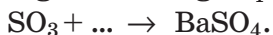
Задания и упражнения для самоподготовки

1. Какие вещества называются солями? Каков состав средних солей?

2. Перепишите формулы солей и укажите их названия:
а) NaCl ; BaSO_4 ; NaNO_3 ; KJ ; Na_2CO_4 ; б) Na_2S ; Na_3PO_4 ; CaF_2 ; NaBr ; Na_2SiO_3 .

3. Напишите формулы натриевых и калиевых солей следующих кислот: а) соляной; б) серной; в) азотной; г) ортофосфорной; д) угольной. Назовите эти соли.

4. Составьте уравнения химических реакций, неполные схемы которых даны ниже.

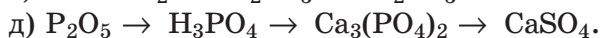
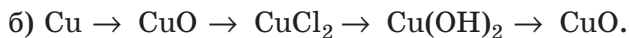


5. Какими двумя способами из оксида магния MgO можно получить MgCO_3 и MgSO_4 .

6. С какими веществами реагирует хлорид бария, если получили: а) хлорид бария; б) карбонат бария; в) ортофосфат бария; г) гидроксид бария. Напишите уравнения реакций.

7. Составьте уравнения реакций, схемы которых даны ниже.





8. Рассчитайте массовую долю металла алюминия в соли нитрат алюминия.

9. При взаимодействии гидроксида натрия массой 4 г с раствором серной кислоты образовалась средняя соль. Рассчитайте химическое количество и массу этой соли.

10. При действии соляной кислоты на смесь порошка металлического цинка и его оксида массой 7,3 г выделился водород объёмом 1,12 дм³. Определите массовые доли компонентов в смеси.

§ 5. Родословная классов неорганических веществ

Между основными классами неорганических соединений существуют взаимосвязи (по аналогии с генетическими взаимосвязями у живых организмов). На этой взаимосвязи основываются возможности их взаимного перехода друг в друга. «Генетическая связь» определяется одним «родоначальником». Этим «родоначальником» могут быть атомы металлов или неметаллов. Выделяют ряд взаимных превращений для металлов и неметаллов.

Для металлов:

Металл \rightarrow Основной оксид \rightarrow Основание \rightarrow Соль.



«Родоначальник» — атом кальция.

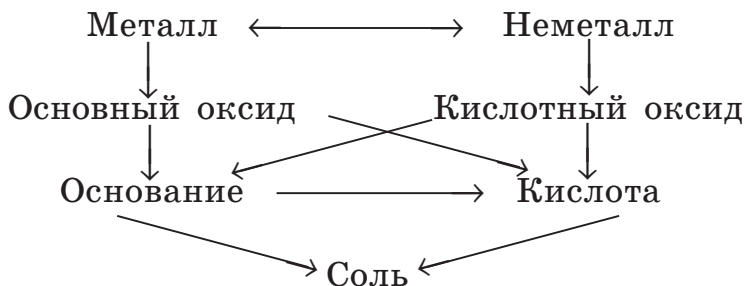
Для неметаллов:

Неметалл → Кислотный оксид → Кислота → Соль.



«Родоначалник» — атом фосфора.

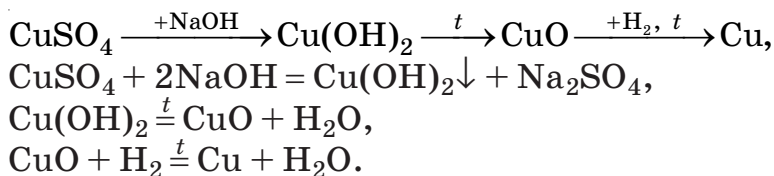
В общем виде взаимные превращения между простыми и сложными веществами можно выразить схемой:



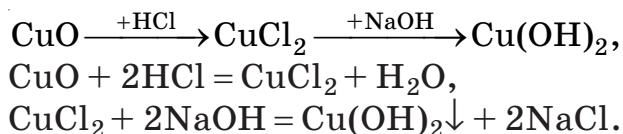
Переход от одного вещества к другому осуществляется химическими реакциями. Из схемы видно, что одну и ту же соль можно получить двумя путями. Так, фосфат кальция может быть получен из металла кальция или фосфора путём последовательных реакций:

- 1) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$,
- 2) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$,
- 3) $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$,
- 4) $4\text{P} + 5\text{O}_2 \stackrel{t}{=} 2\text{P}_2\text{O}_5$,
- 5) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$.

Возможен и обратный переход — от соли к другим классам неорганических соединений и простым веществам. *Например:*



Часто получение веществ осуществляется не простым, а косвенным путём. Гидроксид меди(II) нельзя получить взаимодействием оксида меди(II) с водой. Применяют косвенный путь:



Практическая работа 6

Решение экспериментальных задач

Цель работы: 1) повторить правила безопасного поведения при работе с кислотами и щелочами; 2) закрепить знания о химических свойствах оксидов, оснований, кислот и солей; 3) продолжить формирование практических умений и навыков при выполнении химического эксперимента.

Приборы и реактивы: магний, железо, оксид магния, оксид меди(II) для получения нерастворимых оснований гидроксида меди(II) и гидроксида железа(III), сульфат меди(II), хлорид железа(III), гидроксид натрия, карбонат

магния, растворы соляной и серной кислот, индикаторы, штатив с пробирками, держатели для пробирок.

Ход работы

Перед выполнением работы учащиеся делятся на три группы (варианта). Каждому ученику предлагается решить две экспериментальные задачи.

Вариант 1

1. Проведите реакцию нейтрализации, пользуясь имеющимися на столе реактивами.

2. Получите хлорид меди(II) из имеющихся реактивов (не менее двух способов).

Вариант 2

1. Даны: вода, соляная кислота, гидроксид натрия в растворе. Распознайте эти вещества.

2. Докажите, что оксид меди(II) — основной оксид.

Вариант 3

1. Получите хлорид магния всеми известными вам способами исходя из имеющихся на столе реактивов.

2. Экспериментально осуществите следующие превращения:



Примечание! Решение экспериментальных задач следует проводить последовательно.

Сделайте отчёт о проделанной работе, заполнив следующую таблицу (не забудьте указать вариант задания).

№ п/п	№ задачи, используе- мые реак- тивы	Признаки и условия протекания реакции	Уравне- ния хими- ческих реакций

ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1

Распространённость элементов в земной коре (по А. П. Виноградову)

Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %
O	47,2	Li	$6,5 \cdot 10^{-3}$	Tl	$3 \cdot 10^{-4}$	Rh	$1 \cdot 10^{-7}$
Si	27,6	Zn	$5 \cdot 10^{-3}$	U	$3 \cdot 10^{-4}$	Ra	$1 \cdot 10^{-10}$
Al	8,80	Ce	$4,5 \cdot 10^{-3}$	Yb	$3 \cdot 10^{-4}$	Pa	$1 \cdot 10^{-10}$
Fe	5,1	Sn	$4 \cdot 10^{-3}$	Ta	$2 \cdot 10^{-4}$	Po	$2 \cdot 10^{-14}$
Ca	3,6	Co	$3 \cdot 10^{-3}$	Br	$1,6 \cdot 10^{-4}$	Rn	$7 \cdot 10^{-16}$
Na	2,64	Y	$2,8 \cdot 10^{-3}$	Tb	$1,5 \cdot 10^{-4}$	Fr	—
K	2,60	Nd	$2,5 \cdot 10^{-3}$	Ho	$1,3 \cdot 10^{-4}$	Pm	—
Mg	2,10	La	$1,8 \cdot 10^{-3}$	Eu	$1,2 \cdot 10^{-4}$	Np	—
Ti	0,6	Pb	$1,6 \cdot 10^{-3}$	W	$1 \cdot 10^{-4}$	Pu	—
H	0,15	Ga	$1,5 \cdot 10^{-3}$	Zn	$1 \cdot 10^{-4}$	Am	—
C	0,1	Gd	$1 \cdot 10^{-3}$	Tm	$8 \cdot 10^{-5}$	Cm	—
Mn	0,09	Nb	$1 \cdot 10^{-3}$	Se	$6 \cdot 10^{-5}$	Bk	—

Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %
P	0,08	Th	$8 \cdot 10^{-4}$	Cd	$5 \cdot 10^{-5}$	Cf	—
S	0,05	Pr	$7 \cdot 10^{-4}$	I	$3 \cdot 10^{-5}$	Es	—
Ba	0,05	Cs	$7 \cdot 10^{-4}$	Bi	$2 \cdot 10^{-5}$	Fm	—
Cl	0,045	Sm	$7 \cdot 10^{-4}$	Ag	$1 \cdot 10^{-5}$	Md	—
Sr	0,04	Be	$6 \cdot 10^{-4}$	In	$1 \cdot 10^{-5}$	No	—
Rb	0,03	Ac	$6 \cdot 10^{-4}$	Hg	$7 \cdot 10^{-6}$	Zn	—
F	0,027	Sc	$6 \cdot 10^{-4}$	Os	$5 \cdot 10^{-6}$	At	—
Cr	0,02	As	$5 \cdot 10^{-4}$	Te	$1 \cdot 10^{-6}$	Tc	—
Zr	0,02	Dy	$4,5 \cdot 10^{-4}$	Pd	$1 \cdot 10^{-6}$	He	—
V	0,015	Er	$4 \cdot 10^{-4}$	Ir	$1 \cdot 10^{-6}$	Ne	—
N	0,01	Sb	$4 \cdot 10^{-4}$	Au	$5 \cdot 10^{-7}$	Ar	—
Cu	0,01	Hf	$3,2 \cdot 10^{-4}$	Pt	$5 \cdot 10^{-7}$	Kr	—
Ni	$8 \cdot 10^{-3}$	B	$3 \cdot 10^{-4}$	Ru	$5 \cdot 10^{-7}$	Xe	—
Ge	$7 \cdot 10^{-3}$	Mo	$3 \cdot 10^{-4}$	Re	$1 \cdot 10^{-7}$		

Групповые названия химических элементов

Актиноиды	Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr
Благородные газы	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
Галогены	F, Cl, Br, I, At
Лантаноиды	La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu
Халькогены	O, S, Se, Te, Po
Семейство железа	Fe, Co, Ni
Семейство платины	Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt
Щелочные металлы	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
Щелочно-земельные металлы	Ca, Sr, Ba, Ra

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		P	P	P	-	P	M	M	H	H	-	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	M	-	-	H	M	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	H	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	-	H	H	-	-
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	-
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H

P — растворимые (более 10 г в 1000 г воды);

M — малорастворимые (от 10 г до 0,01 г в 1000 г воды);

H — нерастворимые (меньше 0,01 г в 1000 г воды);

прочерк — разлагаются водой или не существуют.

Некоторые единицы международной системы (СИ)

Величина	Единица	
	название	обозначение
Основные единицы		
Длина	метр	м
Масса	килограмм	кг
Время	секунда	с
Сила электрического тока	ампер	А
Температура	кельвин	К
Количество вещества	моль	моль
Производные единицы		
Объём	кубический метр	м ³
Плотность	килограмм на кубический метр	кг/м ³
Сила, вес	ньютон	Н
Давление	паскаль	Па
Энергия, работа, количество теплоты	джоуль	Дж
Мощность	ватт	Вт
Количество электричества	кулон	Кл

**Реакции оксидов с соединениями различных классов
неорганических веществ**

Реагент	Оксид		
	Основный	Кислотный	Амфотерный
Вода	Реагируют оксиды щелочных и щёлочно-земельных металлов, образуя щёлочь	Многие реагируют, образуя кислоту	—
Щёлочь	—	Соль и вода	Соль и вода
Кислота	Соль и вода	—	Соль и вода
Основный оксид	—	Соль	Соль
Кислотный оксид	Соль	—	Соль
Амфотерный оксид	Соль	Соль	Соль
Соль	Иногда реагируют, образуя соль и оксид	Иногда реагируют, образуя соль и оксид	Иногда реагируют, образуя соль и оксид

Таблица 6

Используемые тривиальные (исторически сложившиеся) названия некоторых неорганических веществ

Алюминиевые квасцы	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
Аммонийная селитра	NH_4NO_3
Английская соль	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$
Барит	$BaSO_4$
Белая сажа	SiO_2
Бертолетова соль	$KClO_3$
Бикарбонат	$NaHCO_3$
Бура	$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$
Веселящий газ	N_2O
Гашёная известь	$Ca(OH)_2$
Гипосульфит	$Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$
Глауберова соль	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
Глет свинцовый	PbO
Глинозём	Al_2O_3
Горькая соль	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$
Двойной суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2$
Едкий натр	$NaOH$
Едкое кали	KOH
Жавелевая вода	$KClO$
Железный купорос	$FeSO_4 \cdot 7H_2O$
Железный сурик	Fe_2O_3
Жёлтая кровяная соль	$K_4Fe(CN)_6 \cdot 3H_2O$
Жжёная магнезия	MgO
Индийская селитра	KNO_3
Инертные газы	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
Калиевый щёлок	KOH
Калийная селитра	KNO_3
Каломель	Hg_2Cl_2
Кальцинированная сода	Na_2CO_3

Окончание таблицы

Каменная соль	NaCl
Каустик (каустическая сода)	NaOH
Киноварь	HgS
Красная кровяная соль	$K_3Fe(CN)_6$
Кремнезём	SiO_2
Криолит	$3NaF \cdot AlF_3$
Медный купорос	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$
Мел	$CaCO_3$
Мумия	Fe_2O_3
Натронная селитра	$NaNO_3$
Нашатырь	NH_4Cl
Негашёная известь	CaO
Никелевый купорос	$NiSO_4 \cdot 7H_2O$
Нитрит	$NaNO_3$
Питьевая сода	$NaHCO_3$
Плавиковая кислота	HF
Поваренная соль	NaCl
Поташ	K_2CO_3
Преципитат	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$
Пушонка	$Ca(OH)_2$
Свинцовые белила	$2PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$
Свинцовый сахар	$Pb(CH_3COO)_2$
Свинцовый сурик	Pb_3O_4
Свинцовый уксус	$Pb(OH)(CH_3COO)$
Сернистый газ	SO_2
Селикагель	$SiO_2 \cdot xH_2O$
Сулема	$HgCl_2$
Угарный газ	CO
Углекислый газ	CO_2
Хлорная известь	$CaOCl_2$
Хромокалиевые квасцы	$KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
Хромпик	$K_2Cr_2O_7$
Цинковый купорос	$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$
Чилийская селитра	$NaNO_3$

СОДЕРЖАНИЕ

ОТ АВТОРОВ	3
Тема 1. ХИМИЯ — НАУКА О ВЕЩЕСТВАХ.....	6
§ 1. Возникновение слова «химия»	6
§ 2. Из глубины веков...: становление и развитие химической науки	8
§ 3. Химия — наука, изучающая вещества и их превращения	15
§ 4. Методы исследований, используемые в химии	23
§ 5. Простейшие химические приборы.....	25
<i>Лабораторный опыт 1. Разделение цветных жидкостей методом бумажной хроматографии</i>	<i>29</i>
<i>Практическая работа 1. Основные приёмы лабораторных работ: измельчение, растворение, нагревание, выпаривание</i>	<i>31</i>
<i>Практическая работа 2. Измерения в химии</i>	<i>33</i>
<i>Практическая работа 3. Способы очистки веществ — перекристаллизация сульфата меди(II)</i>	<i>36</i>
Задания и упражнения для самоподготовки	37
Тема 2. «КИРПИЧКИ» МИРОЗДАНИЯ.....	40
§ 1. Атомы и молекулы.....	40

§ 2. Химический язык и его создатель Йёнс Якоб Берцелиус	44
§ 3. Джон Дальтон — скромный учитель математики и основоположник атомной теории строения вещества.....	47
§ 4. Борьба химических идей — спор химиков о постоянстве состава вещества	50
§ 5. Атомно-молекулярное учение	55
Задачи и упражнения для самоподготовки	58

**Тема 3. СОБЫТИЯ В МИРЕ ВЕЩЕСТВ —
ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ.....60**

§ 1. Признаки и условия протекания химических реакций.....	60
§ 2. Изменение энергии — одна из важнейших причин протекания химических реакций. Тепловой эффект	62
§ 3. Простейшие представления о скорости химической реакции и возможностях её изменения	67
§ 4. Теория флогистона и её несостоятельность.....	73
§ 5. Удар М. В. Ломоносова и А. Л. Лавуазье по теории флогистона.....	74
§ 6. Закон сохранения массы веществ при химических реакциях	77
§ 7. М. В. Ломоносов — учёный-энциклопедист	78
<i>Лабораторный опыт 2. Замещение меди из раствора хлорида меди(II) железом</i>	<i>87</i>

<i>Практическая работа 4. Типы химических реакций</i>	88
Задания и упражнения для самоподготовки	91

Тема 4. КИСЛОРОД И ЕГО «ПОТОМКИ»93

§ 1. Общая характеристика кислорода как химического элемента и простого вещества	93
§ 2. История открытия и способы получения кислорода	98
§ 3. Кислородная теория горения	100
§ 4. Антуан Лоран Лавуазье — основоположник классической химии, финансист и общественный деятель	103
§ 5. Озон — родственник кислорода. Понятие об аллотропии	105
§ 6. Оксиды — «дети» кислорода и других элементов	107
§ 7. Немного об углекислом газе	109
§ 8. Вычисление относительной плотности газов....	111

<i>Лабораторный опыт 3. Ферментативное разложение пероксида водорода под действием каталазы, содержащейся в картофеле</i>	115
Задачи и упражнения для самоподготовки	115

Тема 5. ВОДОРОД И ЕГО «ПОТОМКИ» 117

§ 1. Общая характеристика водорода как химического элемента и простого вещества	117
---	-----

§ 2. История открытия водорода и его получение	123
§ 3. Самый богатый из учёных и, вероятно, самый учёный среди богачей — Генри Кавендиш	127
§ 4. Индикаторы — вещества-«хамелеоны»	128
§ 5. Кислоты и соли, их роль в природе и хозяйственной деятельности человека	130
<i>Лабораторный опыт 4. Действие кислот на природные индикаторы</i>	<i>133</i>
<i>Практическая работа 5. Получение сульфата меди(II) взаимодействием оксида меди(II) с серной кислотой.....</i>	<i>134</i>
Задания и упражнения для самоподготовки	137
Тема 6. УДИВИТЕЛЬНОЕ ВЕЩЕСТВО — ВОДА.....	139
§ 1. Характеристика воды как сложного вещества	139
§ 2. Роль воды в природе и жизнедеятельности живых организмов.....	144
§ 3. Беларусь — край голубых озёр.....	152
§ 4. Основания на службе химической науки и в хозяйственной деятельности человека	155
<i>Лабораторный опыт 5. Действие растворов щелочей на природные индикаторы</i>	<i>157</i>
Задания и упражнения для самоподготовки	158

Тема 7. РОДОСЛОВНАЯ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	160
§ 1. Оксиды — «потомки» кислорода	160
Задания и упражнения для самоподготовки	170
§ 2. Основания — «потомки» основных оксидов	171
Задания и упражнения для самоподготовки	177
§ 3. Кислоты — «потомки» кислотных оксидов.....	178
Задания и упражнения для самоподготовки	185
§ 4. Соли — «потомки» кислот и оснований.....	186
Задания и упражнения для самоподготовки	193
§ 5. Родословная классов неорганических веществ.....	194
<i>Практическая работа 6. Решение экспериментальных задач</i>	<i>196</i>
ПРИЛОЖЕНИЯ	199

Учебное издание

Аршанский Евгений Яковлевич
Конорович Людмила Алексеевна

В стране чудесной химии

7 класс

Пособие для учащихся учреждений
общего среднего образования
с белорусским и русским языками обучения

2-е издание

Редактор	<i>Е. В. Полянская</i>
Компьютерный набор	<i>Е. П. Шатило</i>
Компьютерная вёрстка	<i>Е. П. Шатило</i>
Корректор	<i>Е. В. Полянская</i>

Подписано в печать 06.03.2014 г. Формат 60×84 ¹/₁₆.
Бумага офсетная № 1. Печать офсетная. Усл. печ. л. 12,32.
Уч.-изд. л. 6,0. Тираж 900 экз. Заказ № 18.

Издатель и полиграфическое исполнение:
РУП «Издательство “Адукацыя і выхаванне”».
Свидетельство о государственной регистрации
издателя, изготовителя, распространителя печатных изданий

№ 1/19 от 02.08.2013.

№ 2/17 от 26.11.2013.

Ул. Будённого, 21, 220070, г. Минск.