



Н.Е. Кузнецова
И.М. Титова
Н.Н. Гара

Cd
КАДМИЙ 112,41

N
АЗОТ 14,0067

Xe
КСЕНОН 131,30

И

Mg
МАГНИЙ 24,305

И

Я

Ag
СЕРЕБРО 107,8682



O
КИСЛОРОД 15,9994

8
КЛАСС

F
ФТОР 18,9984

Zn
ЦИНК 65,39

C
УГЛЕРОД 12,01115

S
СЕРА 32,064



Вентана-Граф



А Л Г О Р И Т М У С П Е Х А

Н.Е. Кузнецова
И.М. Титова
Н.Н. Гара

Х И М И Я

8

КЛАСС

**Учебник для учащихся
общеобразовательных
учреждений**

Издание четвёртое, переработанное

Рекомендовано
Министерством образования и науки
Российской Федерации



Москва
Издательский центр
«Вентана-Граф»
2012

Учебник включён в федеральный перечень**Кузнецова Н.Е.**

К89 Химия : 8 класс : учебник для учащихся общеобразовательных учреждений / Н.Е. Кузнецова, И.М. Титова, Н.Н. Гара. — 4-е изд., перераб. — М. : Вентана-Граф, 2012. — 256 с. : ил. ISBN 978-5-360-03417-9

Учебник входит в систему «Алгоритм успеха», предназначен для обучения химии в общеобразовательных учреждениях. Для расширения кругозора учащихся предполагается использование информации, выделенной шрифтом, иным по сравнению с основным текстом, и способствующей углублению и расширению знаний.

В основном тексте учебника представлены лабораторные опыты и практические работы. В конце каждого параграфа учащимся предлагаются задания разной степени сложности, а также творческие.

Соответствует федеральному государственному образовательному стандарту основного общего образования (2010 г.).

ББК 24я72

Условные обозначения

Подумайте перед уроком или в ходе урока



Химический эксперимент



Ответ найдёте в тексте учебника



Прочтите параграф и подумайте



Сложное задание



Творческое задание или проект



Работайте с товарищем или в группе



Вам поможет компьютер

© Кузнецова Н.Е., Титова И.М., Гара Н.Н., Жегин А.Ю., 2007

© Издательский центр «Вентана-Граф», 2007

© Кузнецова Н.Е., Титова И.М., Гара Н.Н., 2012, с изменениями

© Издательский центр «Вентана-Граф», 2012, с изменениями

Предисловие

Дорогие друзья!

Вы приступаете к освоению нового учебного предмета, который поможет вам понять важные для каждого человека вещи. Изучение химии познакомит вас со многими природными, а также искусственными веществами и материалами, созданными учёными и делающими нашу повседневную жизнь более удобной и комфортной. Вы узнаете также некоторые важнейшие явления, происходящие с этими веществами и материалами.

Самые привычные изменения веществ в окружающей нас жизни имеют очень сложную природу. Поэтому для понимания их сути необходимо изучить немалое количество понятий, теорий и законов. Химия — особая наука. Она обладает собственным химическим языком. В первую очередь это химические знаки, с помощью которых записывают формулы и химические уравнения. Овладеть правилами их использования — обязательное условие дальнейших успехов. Это потребует некоторых усилий, зато со временем окупится: вы освоите основы научного международного языка, на котором общаются учёные всего мира. Такой общий язык был выработан не сразу. И нам очень хочется, чтобы именно на материале нашего учебного предмета вы познакомились с тем, как создаётся научное знание, какой трудный и тернистый путь проходят учёные, создающие науку, а также научились бы использовать её методы в познании химии.

У предмета, к изучению которого вы приступаете, есть ещё одна особенность. Все его части (отдельные темы, параграфы) очень тесно связаны друг с другом. Умения, которые вы приобретёте при изучении первых тем, понадобятся вам до самого конца курса. А вот смысл многих важнейших понятий будет постоянно усложняться, и вы получите особое удовольствие, отмечая, как по мере продвижения в глубь научных истин меняются их содержание и определения. Так, изучая предмет сначала в рамках атомно-молекулярного учения, а потом на уровне современных электронных представлений, вы увидите, что понимание строения вещества или химического явления будет сильно меняться в зависимости от того, с точки зрения какой теории они будут рассматриваться. Так что сложностей встретится достаточно. Но ведь когда всё просто, тогда неинтересно! Постарайтесь не жалеть усилий на изучение материала учебника 8 класса. Тогда дальнейшая работа позволит вам увидеть всю красоту химического знания и понять многогранность окружающего вас мира.

Этот прекрасный и хрупкий мир уже очень сильно пострадал от того, что человек неумело использовал природные ресурсы. Химия — именно та наука, которая может создать технологии очистки, спасения и дальнейшей защиты окружающей среды. Такое направление науки носит название «зе-

лёная химия». Именно ему отводится важнейшая роль в решении проблем устойчивого развития человеческого общества — развития, которое позволяет улучшать качество жизни людей современного поколения, не подрывая при этом основы жизни людей будущих поколений. Важно понимать, что решение экологических проблем зависит не только от уровня развития науки и техники, но и от уровня ответственности человека за состояние природной среды.

Мы учли, что интересы у вас разные, и наш предмет одних заинтересует больше, а других — меньше. Поэтому тексты имеют двухуровневую структуру. То, что набрано основным шрифтом, предназначено для обязательного изучения, а информация для углублённого изучения выделена иным шрифтом. Для любознательных учащихся мы предлагаем и дополнительные материалы для чтения, хотя надеемся на то, что заглядывать в них будут все. Чтобы вам было легче подготовиться к уроку, в начале каждого параграфа дано несколько вопросов, подсказывающих направление дальнейшего изучения материала. В конце каждого параграфа указаны важнейшие понятия, рассмотренные в данном тексте. Для проверки своих знаний попытайтесь сформулировать определения всех перечисленных основных понятий.

Задания и упражнения, данные после параграфов, имеют разную сложность. Треугольником обозначены самые простые — с ними должны справляться все. Квадратом — те, над которыми, возможно, придётся подумать, но очень сложными назвать их нельзя. Кругами помечены упражнения более сложные. Звёздочкой обозначены творческие задания, которые, возможно, будут интересны всем! Мы надеемся на то, что вас заинтересуют проблемные вопросы, встречающиеся в текстах параграфов, и ещё больше на то, что изучение химии вызовет у вас желание видеть в окружающем мире химические проблемы, знакомиться с ними и пытаться их решать!

Успеха вам! Дорогу осилит идущий!

Авторы

§1

Предмет и задачи химии



Какие физические тела вы знаете? Из каких веществ состоят эти тела? Чем, на ваш взгляд, одно тело отличается от другого?

Всё бесконечное разнообразие твёрдых, жидких и газообразных, окрашенных в разные цвета, блестящих, тусклых и прозрачных, обладающих самыми различными запахами и прочими свойствами *физических тел*, составляющих мир, в котором мы живём, обусловлено существованием в природе различных *веществ*.

Гранитный утёс, стеклянный стакан, пластмассовая бутылка — всё это физические тела. Они состоят из веществ. Каждая из клеток нашего собственного тела в конечном итоге также состоит из сложного комплекса разных веществ.

Известно, что человеку для жизни нужно не так уж много: кислород (воздух), вода, пища, элементарная одежда и жильё. Однако человек, осваивая окружающий его мир, приобретая всё новые знания о нём, постоянно изменяет свою жизнь. Создавая новые вещи, он делает свой быт более удобным и привлекательным, получая новые лекарства — избавляется от болезней, синтезируя новые красители и волокна — делает более красивыми одежду, жильё и т. п. К решению всех этих и множества других задач причастны и химики.



Химия — это наука о веществах и их свойствах, о превращениях веществ и способах управления этими превращениями.

На протяжении многих столетий все необходимые человеку вещи производились им из природных веществ и материалов.

Во второй половине XIX в. химическая наука достигла такого уровня развития, который сделал возможным создание в химических лабораториях новых, не существующих в природе веществ. Такие вещества называются *синтетическими*. С некоторыми из них, полученными уже в XX в., вы хорошо знакомы. Это полиэтилен, поливинилхлорид, капрон и др. Сегодня нам трудно представить свою жизнь без изделий из пластмасс. Однако все пластмассы появились относительно недавно. Человек широко использует их всего лишь около семи-восьми десятилетий.

Свойствами веществ называются признаки, по которым вещества отличаются друг от друга либо сходны между собой.

Бурное развитие техники постоянно требует от химиков создания всё новых материалов, с помощью которых можно решить конкретные практические задачи. Поэтому сегодня **предметом химии** как науки является изучение веществ и их превращений, а также создание требующихся человеку веществ и материалов с заданными свойствами.

Однако научно-технический прогресс не только послужил развитию нашей цивилизации, но и стал причиной возникновения ряда серьёзных проблем. На первом месте среди них стоит *защита окружающей среды*.

Свой «вклад» в разрушение окружающей среды вносят бурно развивающиеся транспорт, промышленность, работа многочисленных электростанций и т. д. Для существующих и строящихся во всём мире производств постоянно не хватает электроэнергии. И хотя её производят в огромных количествах, люди всё ещё предпочитают не экономить производимое, а строить новые станции. Страшный вред наносят не только ядовитые вещества, которые попадают в атмосферу, почву, воду рек, озёр и морей в составе производственных выбросов и при различных авариях. Любое вещество способно вступать в химическое взаимодействие со множеством других, образуя при этом новые вещества. Поэтому нередко просто невозможно предсказать, как поведёт себя то или иное вещество, оказавшись в конкретных природных условиях.

Порой даже достоинства используемых веществ и материалов становятся причиной экологических бед. Например, известно: полиэтилен не гниёт. Это очень ценное качество. Однако использованные и выброшенные на свалку полиэтиленовые бутылки и мешки способны, не разлагаясь, сохраняться десятки лет, создавая огромные массы мусора.

Подобных проблем множество. Из их существования вытекают следующие выводы: чтобы выжить, человечество должно *поставить природу в ряд своих высших ценностей, таких, как добро, справедливость, красота, и этим определять своё отношение к ней*. Спасти природу можно только на основе такой организации различных производств, при которой будет исключено попадание в окружающую среду ядовитых и потенциально ядовитых веществ, а также любых других веществ в слишком больших количествах. А для этого прежде всего нужны знания, в частности химические.

Поэтому одна из важнейших задач науки химии — защита и сохранение окружающей среды.

Итак, вы приступаете к изучению основ науки не только интересной, но и крайне необходимой для решения самых острых проблем человечества.

Основные понятия

Вещества • Свойства веществ • Предмет химии

Вопросы и задания

1. Назовите природные и созданные химиками вещества, которые используются в производстве легковых автомобилей.

- 2. Какие синтетические материалы вам известны? Где их применяют и на каких свойствах основано применение?
- 3. Всегда ли достижения химической науки используются правильно?
- ★ 4. Изготовьте коллекцию синтетических материалов.

Когда и как возникла химическая наука (дополнительный материал к § 1)



Какие вещества сыграли наиболее значительную роль в развитии цивилизации? Почему?

Какие химические знания (о веществах и их обработке) были накоплены ещё в древности?

Что вам известно об алхимии? Каков её вклад в развитие науки?

Химия как наука в современном понимании возникла относительно недавно, лишь в XVIII столетии. Этому предшествовал длительный процесс накопления химических знаний в процессе развития различных ремёсел и искусств. Прикладные знания о веществах, их свойствах и способах обработки позволяли человеку удовлетворять потребности в различных вещах, поэтому интерес к веществам возник на заре цивилизации.

Первые технические достижения: лук (создан около 15 тыс. лет назад), примитивные формы обжига гончарных изделий, приёмы обработки каменных орудий — использовались ещё кроманьонским человеком. В основе этих достижений — знания о веществах.

Особую важность для развития человечества имели металлы. Об этом свидетельствует тот факт, что некоторые из них дали названия целым эпохам: на смену каменному веку пришли медный, бронзовый, затем наступил железный. На рисунке 1 показаны этапы знакомства человечества с различными металлами.

Одними из первых металлов, которые человек стал использовать для своих нужд, были **самородные металлы**: золото (Au), серебро (Ag), медь (Cu), а также металлы, легко получаемые из руд, — олово (Sn) и свинец (Pb). Это произошло практически одновременно в Азии, Африке, Европе в 6–5-м тысячелетиях до н. э. Но расцвет медного века наступил начиная с 4-го тысячелетия до н. э., когда человек научился выплавлять медь из руд и стал широко использовать её в обиходе для изготовления орудий труда и оружия (рис. 2).

Термическая обработка руд в конце 4-го тысячелетия до н. э. привела к получению бронзы — сплава меди и олова. Медь можно сплавлять с различными металлами, но наилучшими для дальнейшей обработки свойствами обладает именно медно-оловянная бронза. Она имеет более низкую, чем медь,

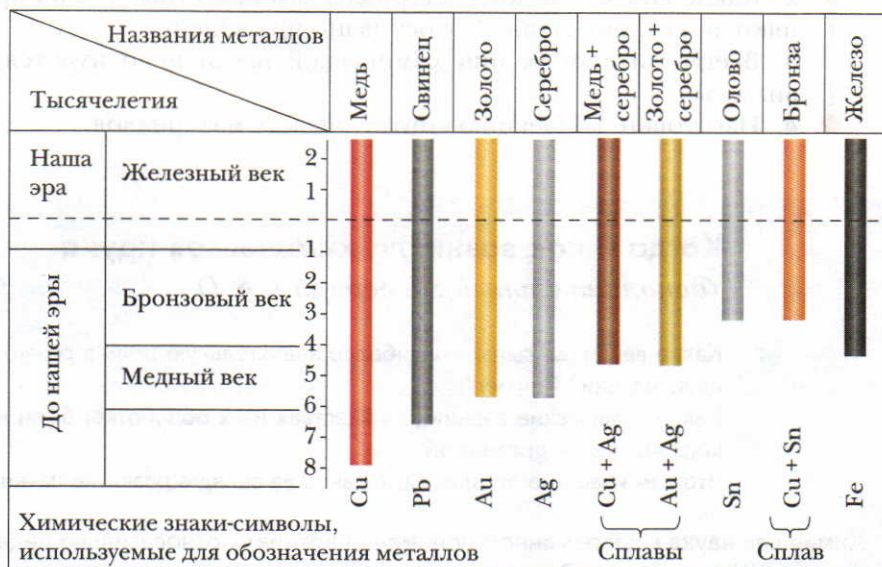


Рис. 1. Примерное время освоения металлов и сплавов человеком



Рис. 2. Древние изделия из меди и бронзы

температуру плавления, более высокую твёрдость, а также свойства, необходимые для литейного производства.

Мелкие изделия из метеоритного железа изготавливались в первой половине 3-го тысячелетия до н. э. В ту эпоху оно считалось почти драгоценным металлом. Однако искусство металлургии постоянно развивалось и совершенствовалось. Уже в начале 1-го тысячелетия до н. э. началось изготовление изделий из ковкого металлического сплава железа с углеродом. Этому способствовало относительно широкое распространение в природе руд железа (они встречаются чаще, чем медные). Массовое изготовление железных изделий началось приблизительно в V в. до н. э., что обозначило переход к железному веку. Железный век сыграл революционную роль в истории, вооружив человечество новыми, более совершенными орудиями труда.

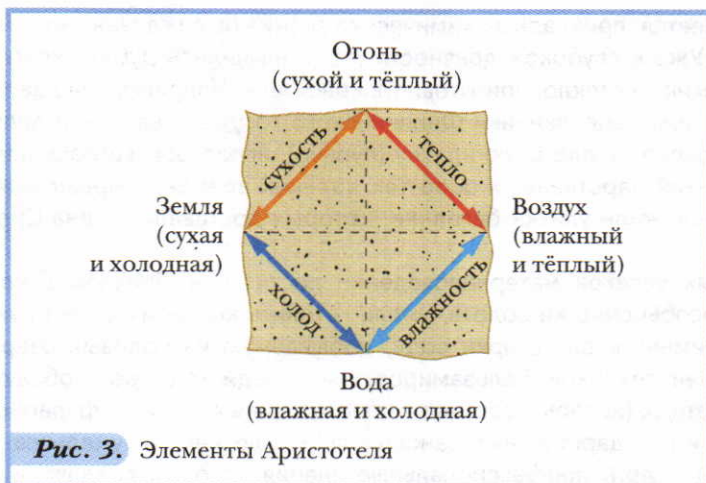
Разумеется, прикладные химические знания были связаны не только с металлами. Уже в глубокой древности люди научились дубить кожу, изготавливать керамику и стекло, готовить красители. Например, за две тысячи лет до нашей эры ремесленники Финикийского государства умели делать особо ценную красно-фиолетовую краску (пурпур), использовавшуюся для окрашивания мантий царственных особ тех далёких времён. Сырьём для её изготовления служили улитки-багрянки, которых доставали со дна Средиземного моря.

Особых успехов материаловедение достигло в Древнем Египте. Здесь знали способы очистки золота, умели готовить косметические мази и благовония, применять для стирки соду, добываемую из содовых озёр, владели сложнейшей техникой бальзамирования. Среди мастеров, обслуживавших Город мёртвых (который состоял из бесчисленных гробниц фараонов, членов их семей и государственных сановников), было немало умельцев (медники, гипсоделы и др.), профессиональные знания которых создавали практическую основу для возникновения химической науки. Не случайно некоторые исследователи считают, что само слово «химия» происходит от древнего названия Египта — Хемия, или Хеми (от греч. *chemia*), что означает «страна чёрного ила (чёрной земли)». Согласно другим гипотезам название науки связано с названиями различных операций, производимых при работе с веществами: химейя — «наливание», «настаивание»; химевсис — «смешивание»; хюма — «литьё».

Значительными прикладными химическими знаниями располагали учёные Месопотамии, Индии и Китая.

Итак, в древности химические знания развивались и накапливались параллельно с развитием ремёсел и искусств. Получение новых веществ и материалов нередко служило основой для совершенствования живописи, мозаичного дела и т. д.

В VII—IX вв. в Азии возникло мощное государство — Арабский халифат. Взаимодействие культур арабов и завоёванных ими народов дало толчок развитию наук и искусств. Арабские учёные, располагавшие прекрасными собраниями рукописей, привезённых в халифат со всего света, использовали химические знания египтян и греков, ассирийцев и китайцев. Слово «химия» по-арабски звучало как «алхимия». В Европу алхимия проникла через Испанию в XI столетии и получила широкое распространение в период Позднего Средневековья. Главной задачей алхимиков стал поиск философского камня, способного, по преданию, превращать в золото неблагородные металлы, исцелять больных и возвращать молодость. Идея философского камня возникла не случайно. Древние считали всю природу живой и одушевлённой. Это позволяло им полагать, что металлы, например, «растут и созревают» в лоне Земли. При этом золото рассматривалось как «созревший» металл, а свинец или железо — как «недозрелые». Алхимики стремились ускорить процесс созревания. Важной теоретической опорой алхимии было учение Аристотеля, широко распространённое до XVIII в. Вслед за древними греками алхими-



ки полагали, что все вещества состоят из четырёх первоначал (элементов): земли, воздуха, воды и огня (рис. 3), а несхожесть различных веществ объясняли разным содержанием в них исходных компонентов. Некоторые результаты химических опытов, казалось, убедительно подтверждали эту идею. Например, сплав, получаемый из олова, ртути и меди, был очень похож на серебро.

Не имея представления об истинном составе веществ, алхимики ориентировались на внешние признаки получаемых материалов.

Фактически алхимики предприняли первую попытку использования всех прикладных знаний, накопленных металлургами, ювелирами, «златоделате-

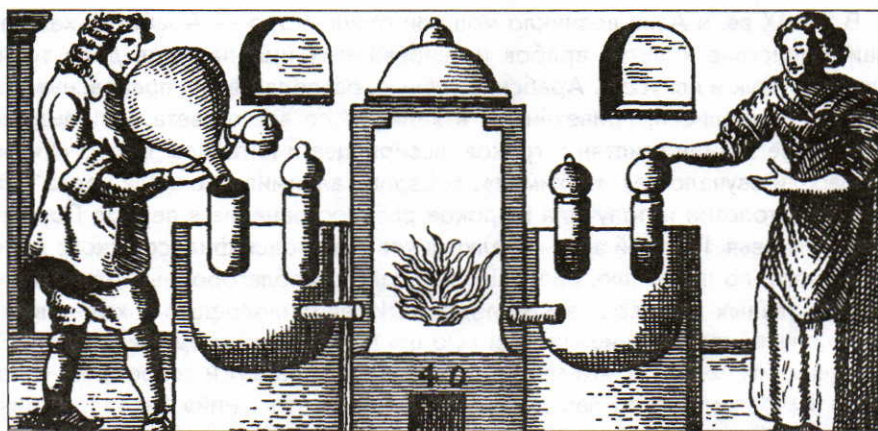


Рис. 4. В лаборатории алхимика

лями» и представителями иных ремёсел, на основе общего принципа — взаимопревращения веществ. В то же время их деятельность обычно сопровождалась магическими ритуалами. Впоследствии это нередко служило причиной полного отрицания заслуг алхимии в деле развития науки. Это несправедливо. Ведь алхимиками был накоплен большой опыт экспериментальной работы и наблюдений, разработаны методы очистки веществ; впервые были выделены в чистом виде и описаны многие вещества (рис. 4, 5). Однако наукой в современном понимании алхимия не была.

Условиями становления химии как науки послужили целенаправленное использование химического эксперимента как способа получения знаний о веществах и их изменениях, выработка единых взглядов учёных на химические явления и развитие единой системы понятий и названий химических соединений. Большой вклад в последующее оформление этих задач внёс английский учёный Роберт Бойль, которого нередко называют «отцом химии».

Процесс превращения химии в науку был длительным и сложным. Он потребовал усилий многих учёных и был завершён работами французского химика Антуана Лорана Лавуазье, создавшего кислородную теорию горения. Химия оформилась в науку, изучающую вещества, из которых состоят многообразные тела природы. О том, как изменялось содержание задач химии по мере её развития, вы узнаете в процессе изучения школьного курса.



Роберт Бойль
(1627–1691)

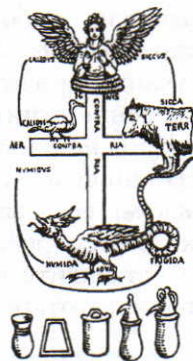


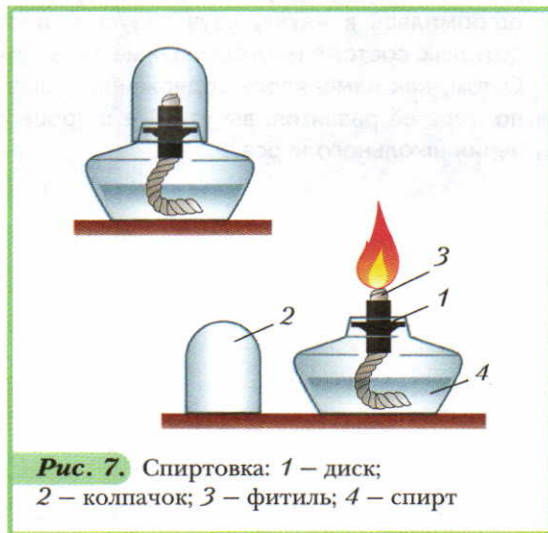
Рис. 5.
Алхимические
символы и сосуды

Приёмы обращения с лабораторным оборудованием. Строение пламени

Вы уже знаете, что химия — экспериментальная наука. На ближайших уроках потребуется выполнить лабораторные опыты. Слова *лаборатория*, *лаборант* и другие происходят от латинского *laborare* — «работать». Выполнение опытов — труд непростой. Он требует не только аккуратности и внимания, но и знания многих правил. Начнём с самых общих, таких, которые следует выполнять всегда, находясь в кабинете химии.

1. Общие правила работы в химическом кабинете

1. Содержите рабочее место в чистоте.
2. Старайтесь не разливать на стол жидкости и не рассыпать сухие вещества. Случайно пролитые или рассыпанные реактивы немедленно удаляйте под наблюдением учителя.
3. Никогда не пробуйте вещества на вкус. В кабинете химии запрещается принимать пищу и пить воду, тем более из химической посуды.
4. Знакомьтесь с запахом веществ осторожно, направляя рукой воздух от пробирки к носу (рис. 6).
5. Не оставляйте открытыми склянки с реактивами. Чтобы не перепутать пробки, не открывайте одновременно несколько склянок.



6. Осторожно обращайтесь с огнём. Вспыхнувшую жидкость гасите, засыпая её песком или накрывая влажным полотенцем.

7. Не наклоняйтесь над пробиркой, особенно если в ней находится кипящая жидкость: брызги могут попасть в лицо.

8. Не оставляйте на рабочем столе химическую посуду с остатками веществ.

II. Приёмы обращения со спиртовкой. Строение пламени

В химических лабораториях используют различные нагревательные приборы. Познакомимся с простейшим из них — спиртовкой (рис. 7). Обратите внимание: диск должен плотно прикрывать отверстие резервуара спиртовки, иначе, когда вы поднесёте спичку, испаряющийся спирт вспыхнет.

Чтобы подготовить спиртовку к работе, надо сделать следующее:

- из хлопчатобумажных нитей приготовить фитиль и вставить в трубочку диска (не слишком плотно), конец фитиля ровно обрезать ножницами;
- в резервуар через воронку налить спирт (не более $\frac{2}{3}$ объёма) и поместить в резервуар фитиль;
- закрыть спиртовку колпачком.

Помните:

- зажигать спиртовку следует горячей спичкой (спичку поджигаем движением от себя) или лучинкой; ни в коем случае **нельзя** зажигать её от другой горячей спиртовки (объясните почему);
- **запрещается** переносить горящую спиртовку с одного стола на другой;
- **нельзя** наклоняться над горящей спиртовкой, дуть на неё; тушить пламя можно только одним способом: накрывая его колпачком.

Правила нагревания:

- нагреваемый предмет держат в верхней, самой горячей части пламени; пробирку с веществом сначала слегка прогревают всю, а затем греют в нужном месте, не вынимая из пламени;
- нельзя нагревать пробирку в том месте, где находится уровень жидкости;
- при нагревании жидкости в открытой пробирке отверстие её следует направлять в сторону от себя и от товарищей: кипящая жидкость может быть выброшена из пробирки;
- не следует нагревать в пробирке большие количества веществ; жидкости можно наливать не более $\frac{1}{3}$ объёма пробирки.

Ход работы

1. Зарисуйте в тетрадь устройство спиртовки.
2. Подготовленную к работе спиртовку зажгите, рассмотрите пламя. Однородно ли оно? Какие зоны можно в нём выделить?

3. Поместите одновременно две спички головками в различные зоны пламени (рис. 8, зоны 1 и 3). В какой зоне температура пламени выше?

4. Поместите лучинку горизонтально так, чтобы она пересекала все зоны пламени. Что вы наблюдаете? Как объяснить это различие? Какая часть пламени имеет большую температуру? Зарисуйте строение пламени.

5. Наполните пробирку на $\frac{1}{4}$ объёма водой, зажмите её в держателе и, выполняя все правила, нагрейте воду до кипения.

III. Приёмы обращения с лабораторным штативом

Штатив (рис. 9) служит для укрепления лабораторной посуды при выполнении опытов. Рассмотрите его устройство.

Подставка придаёт штативу устойчивость, на ввинченном в неё стержне с помощью специальных зажимов закрепляют лапки или кольца. Каждый зажим имеет два винта. С помощью одного его закрепляют на стержне, с помощью другого в нём зажимают лапку или кольцо. Зажимы можно передвигать по стержню, что позволяет закреплять лапки-держатели на требуемой высоте.

При закреплении пробирки её надо держать внутри лапки левой рукой, а правой рукой медленно закручивать винт лапки до тех пор, пока пробирка не будет зафиксирована. Пробирку закрепляют близко к отверстию, чтобы можно было нагревать её по всей длине.

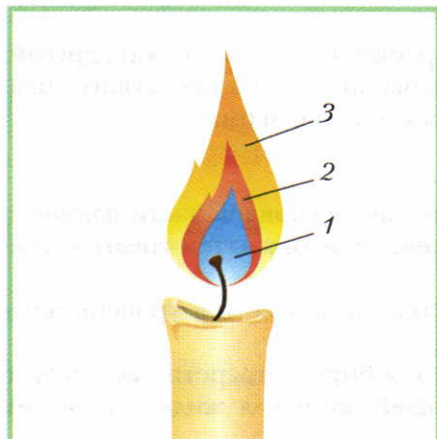


Рис. 8. Строение пламени.

Разные зоны обозначены различными оттенками:

- 1 – тёмное, негорячее;
- 2 – яркое, горячее;
- 3 – менее яркое, самое горячее

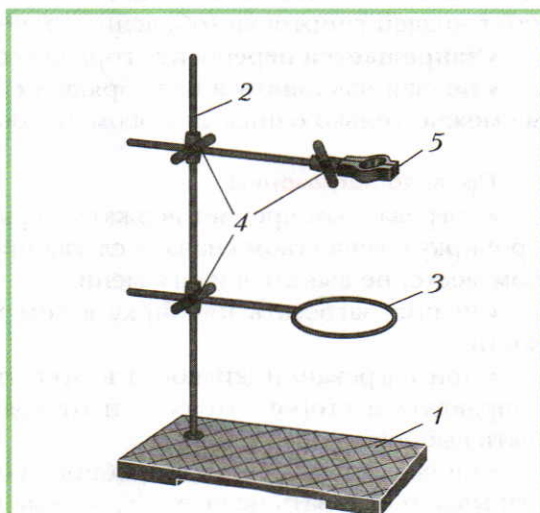


Рис. 9. Лабораторный штатив:

- 1 – подставка; 2 – стержень; 3 – кольцо;
- 4 – зажим; 5 – лапка

Чтобы переместить пробирку в горизонтальное положение, не вынимая её из лапки, ослабьте винт зажима, крепящий лапку, и поверните лапку вместе с пробиркой на нужный угол.

Ход работы

1. Вывинтите и вновь закрутите стержень штатива.
2. Закрепите на стержне зажим, вставьте в него лапку. Переместите лапку с зажимом вверх и вниз по стержню, устанавливая на различной высоте.
3. Закрепите в лапке штатива пробирку, придайте пробирке вертикальное, затем горизонтальное положение.
4. Вставьте в нижний зажим кольцо. На кольцо поставьте фарфоровую чашечку с водой и нагрейте её до кипения воды.
5. Зарисуйте устройство штатива.

IV. Приёмы обращения со стеклянной посудой

На рисунке 10 показаны основные виды стеклянной химической посуды. Познакомьтесь с их названиями. Рассмотрите выданную вам посуду.



Рис. 10. Лабораторная посуда: 1 – пробирка; 2–4 – колбы: плоскодонная, круглодонная, коническая; 5, 6 – воронки: обычная, капельная; 7 – химический стакан; 8 – фарфоровая ступка с пестиком; 9 – фарфоровый тигель; 10 – кристаллизатор

Правила обращения со стеклянной посудой

- Не ставьте предметы из стекла на грязный стол, особенно если на нём есть песок. Небольшие царапинки, оставленные на стекле песчинками, могут стать причиной его растрескивания при нагревании.

- После нагревания стеклянную посуду **нельзя** ставить на холодную поверхность стола.
- Химическую посуду из толстого стекла нагревать **не следует**: стекло нагревается неравномерно и легко растрескивается.
- Сразу после окончания работы посуду следует вымыть.

§2

О понятиях и теориях химии



Перечислите источники химических знаний, существовавшие до возникновения науки химии. С какими другими науками химия связана наиболее тесно? Какие теории физики вам известны?

В химии, как и в любой другой науке, используют специальные слова, или термины, обозначающие **научные понятия**. Важнейшими из них являются *химический элемент*, *вещество*, *химическая реакция*, *химическая технология*.

Значение этих понятий можно показать с помощью следующих упрощённых рассуждений. На данный момент известно более 110 видов атомов. Каждый вид атомов называется химическим элементом. Все вещества построены из атомов различных химических элементов. Вещества в химии получают и исследуют с помощью химических реакций. Рассмотрим соотношение понятий: вещество — атом — химический элемент. Для полноты рассуждений придётся воспользоваться понятием «молекула», которое уже знакомо вам из курса физики.

Представьте себе ароматный ванильный торт или плитку ванильного шоколада. Характерный приятный запах обусловлен тем, что в эти продукты добавлен *ванилин* — вещество, содержащееся в стручках ванили плосколистной, растения семейства орхидных, произрастающей в Мексике и на Мадагаскаре (рис. 11).

После специальной обработки на стенках стручков образуются блестящие кристаллы ванилина. Их-то и добавляют в кондитерские изделия. Вещество ванилин состоит из одинаковых, довольно сложных молекул (изображение модели молекулы вы видите на рис. 11, 4). В образовании каждой из молекул ванилина участвуют атомы трёх химических элементов: водорода, кислорода и углерода. Условно мы изобразили их шариками разного радиуса и окраски. Все молекулы ванилина, как и любого другого вещества, одинаковы. Они состоят из определённого числа атомов химических элементов, образующих эти молекулы.

Из атомов тех же химических элементов: водорода, кислорода и углерода, но соединённых в иных соотношениях и ином порядке, состоят сотни тысяч других веществ, например молекулы этилового спирта, молекулы ща-

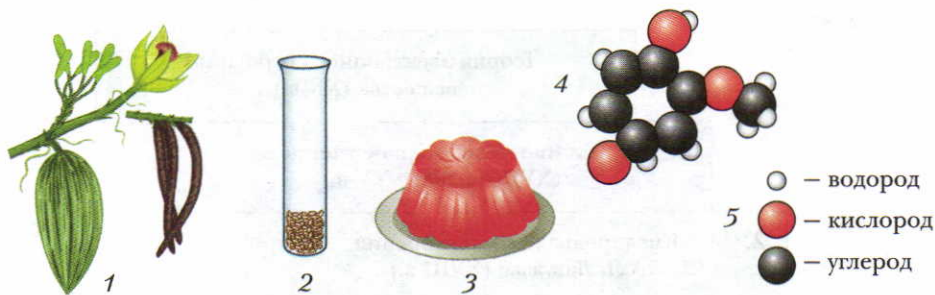


Рис. 11. 1 – ветка цветущей ванили и её стручки; 2 – кристаллы вещества ванилина; 3 – кондитерское изделие; 4 – модель молекулы ванилина; 5 – условные обозначения атомов водорода, кислорода, углерода

велевой кислоты, содержащейся в щавеле, ревене, шпинате, незрелых яблоках и др. (рис. 12).

Уже на этих примерах видно, что для изучения особенностей различных веществ в первую очередь необходимо более подробно познакомиться с содержанием таких понятий, как *атом*, *молекула*, *химический элемент*.

Путь развития химического знания был очень долг и сложен. Для объяснения фактов, полученных при различных наблюдениях, в химическом эксперименте, учёные создавали теории, которые служили некоторое время, а затем становились «тесными» для вновь открываемых и накапливаемых знаний.

Под **теорией** принято понимать такую совокупность научных идей и положений, которая способна объяснять известные научные факты и давать прогноз по применению и дальнейшему развитию научных знаний.

Когда новые экспериментальные данные и научные разработки вступают в противоречие с существующей теорией, возникает необходимость создания новой, более совершенной теории, и это повторяется неоднократно: каждая предшествующая теория служит основой для новой теории. И каждая теория вносит свой вклад в развитие химического знания. На рисунке 13 представлено лишь несколько из важнейших теорий химии.

Постоянное совершенствование теоретических знаний проявилось в постепенном обогащении и уточнении содержания многих химических поня-

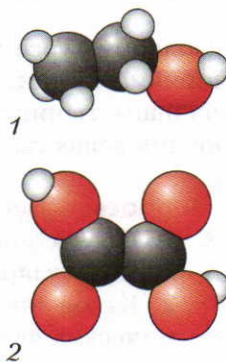


Рис. 12. Модели молекул:
1 – этилового спирта;
2 – щавелевой кислоты

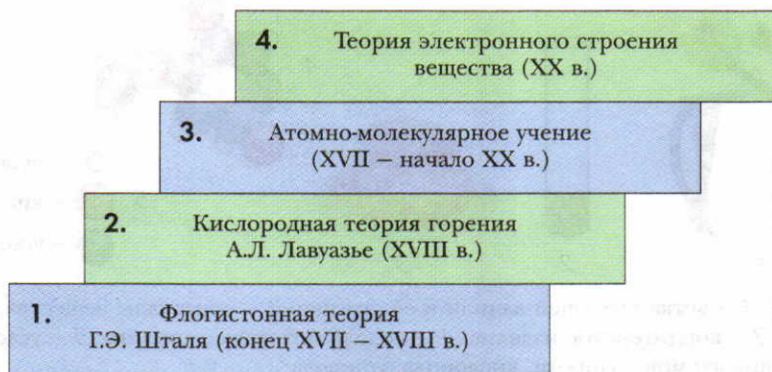


Рис. 13. Теоретические уровни развития химического знания

тий. В школьном курсе химии невозможно, да и не нужно знакомиться со всеми теориями химии. В курсе 8 класса мы ограничимся изучением основ двух важнейших теорий: атомно-молекулярного учения и теории электронного строения вещества.

Вопросы и задания

- ▲ 1. По учебнику физики повторите основные положения атомно-молекулярного учения.
- ★ 2. Какое значение имеют теории и понятия для понимания химических явлений и для развития науки?

Глава 1. Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения

§3

Понятие «вещество» в физике и химии. Физические и химические явления



Сформулируйте определения понятий: «физическое тело», «вещество», «физическое явление». Приведите примеры физических явлений.

Физика изучает механические, электрические, световые и другие виды явлений. В них обычно рассматривается состояние и поведение физических тел. А что происходит с веществами, образующими эти тела, в процессе таких явлений?

Чтобы ответить на этот вопрос, проведём лабораторные опыты.



1. Нагревайте тонкую стеклянную трубку, постоянно вращая её в пламени спиртовки (трубку следует держать за концы двумя руками), в течение 3–4 мин. Когда стекло размягчится, дайте ему прогнуться под действием собственной тяжести. Извлеките трубку из пламени и очень осторожно согните, доведя угол до прямого (раскалённую трубку не следует класть на холодный стол — дождитесь её полного остывания).

2. В пробирку налейте 2–3 мл воды. Вставьте пробирку в держатель, нагрейте воду до кипения. Поставьте пробирку в штатив и накройте холодным стаканчиком. Что наблюдаете?



Как изменились форма трубки и агрегатное состояние воды? Что произошло с образующими их веществами? Можно ли создать условия, при которых стеклянная трубка приобретёт исходную форму?

В обоих опытах происходили обратимые изменения. В первом случае в результате разогревания стекло размягчилось и вам удалось изменить форму трубки — физического тела. После остывания стекло вновь приобрело

твёрдость. При желании трубку можно ещё раз нагреть и вернуть ей прежнюю форму. Во втором случае вода, испарившаяся при нагревании, конденсировалась на стенках холодного стакана, т. е. также вернулась в исходное жидкое состояние.

Таким образом, в проделанных опытах наблюдались изменения формы тела, агрегатного состояния вещества, но в обоих случаях не произошло таких изменений, которые сделали бы невозможным возврат в исходное состояние.

Явления, при которых данные вещества не превращаются в другие, а изменяются только их агрегатное состояние и форма, называются физическими явлениями.

Задание. Приведите примеры других физических явлений.

Выполним ещё одну серию опытов.



3. Подожгите длинную лучину. Какие изменения происходят с древесиной? Почему изменился её цвет? Образовались ли при горении древесины новые вещества? По каким признакам можно об этом судить?

4. В пробирку поместите несколько маленьких кусочков мрамора или мела и прилейте 3–4 мл раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Поднесите к отверстию пробирки с реагирующей смесью горящую лучину. Чем объяснить происшедшее? Почему гаснет пламя? Какой газ выделяется при взаимодействии мрамора (мела) с кислотой?

Выразим содержание опыта 4 схематически:

Мрамор + Соляная кислота = Углекислый газ + Прозрачный раствор

Исходные вещества Продукты реакции

В процессе «растворения» мрамора в кислоте образовались новые вещества — углекислый газ (из курса природоведения вы знаете, что углекислый газ не поддерживает горение) и прозрачный раствор. Если выпарить этот раствор, в пробирке останется кристаллическое вещество — хлорид кальция (возможно, вам знаком раствор этого вещества).

При горении древесины также образовались новые вещества: древесина изменилась — обуглилась, выделились газообразные продукты горения (вы обратили внимание на лёгкий дымок?).



Явления, в процессе которых происходит образование новых веществ, называются *химическими*. Химические явления называются также *химическими реакциями*.

В выполненных опытах об образовании новых веществ можно было судить по **признакам химических реакций**. Такие признаки весьма разнообразны. Подробнее вы познакомитесь с ними позднее, а пока охарактеризуем лишь важнейшие.

1. В процессе взаимодействия мрамора с кислотой вы наблюдали образование пузырьков *газообразного вещества*.

2. При горении лучинки происходило *изменение окраски* древесины: её почернение свидетельствовало об образовании угля в качестве продукта реакции.

3. Нередко в результате химических реакций образуются *нерастворимые вещества*, которые в жидкой среде выпадают в *осадок*.

Вспомните: на уроках природоведения вы пропускали углекислый газ через раствор известковой воды. В результате этого прозрачная жидкость становилась мутной, поскольку образовывалось новое вещество, выпадающее на дно пробирки в виде осадка.

4. Важным признаком химических реакций является *поглощение* (либо *выделение*) *энергии*. Например, при растворении в воде щёлочи (гидроксида натрия) происходит химическое явление, сопровождающееся выделением такого большого количества теплоты, что, если в стакан с растворяющейся щелочью опустить пробирку с эфиром, последний закипит (температура кипения эфира равна 34°C) и его пары можно будет поджечь (рис. 14).

Вещества, вступающие в химические реакции, распадаются на атомы, вместо них образуются новые вещества — *продукты реакции*. Их молекулы строятся из атомов, которые входили в состав молекул *исходных веществ*. Чтобы вновь получить исходное вещество, необходимо провести новые химические реакции, чаще всего не одну, а несколько.

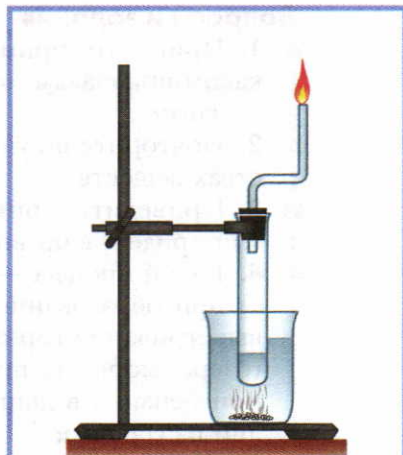


Рис. 14. Опыт, иллюстрирующий выделение теплоты при растворении в воде щёлочи

Выводы

1. Изменения (явления), которые происходят с веществами, можно разделить на физические и химические.
2. Физические явления состоят в изменении тел, при этом образования новых веществ не происходит.
3. При химических явлениях (реакциях) образуются новые вещества — продукты реакции.
4. Для объяснения сущности химических реакций необходимо изучить состав, строение, свойства вещества.
5. О протекании химических реакций можно судить по таким признакам: образование газообразного или нерастворимого вещества, выделение или поглощение энергии, изменение цвета (окраски) вещества.

Основные понятия

Физические и химические явления • Химические реакции
• Признаки химических реакций

Вопросы и задания

- ▲ 1. Приведите примеры физических и химических явлений. По каким признакам можно отличить физическое явление от химического?
- ▲ 2. Повторите по учебнику физики параграф о физических свойствах веществ.
- 3. Приведите примеры химических реакций, происходящих в природе и в организме человека.
- 4. Какой процесс — химический или физический — происходит:
а) при образовании ржавчины на железных предметах; б) при выветривании горных пород; в) при испарении воды из водоёма (озера, моря); г) при кипячении воды в чайнике; д) при сжигании бензина в двигателе автомобиля; е) при потемнении изделий из серебра?
- 5. Дома проведите следующий опыт: положите в стакан одну чайную ложку пищевой соды и прилейте столовую ложку уксуса (столовый уксус — это раствор уксусной кислоты). С помощью горящей спички выясните, какой газ выделяется в результате протекающей реакции. Узнайте у родителей, в каких случаях применяется эта реакция, называемая в быту *гашением соды*.



Какие физические свойства вещества вам известны? Какая физическая величина называется плотностью вещества и каковы единицы её измерения? Как взаимосвязаны масса, объём и плотность вещества? Какой формулой выражается эта взаимосвязь?

Для изучения химии огромное значение имеет *наблюдение за ходом химических реакций*. Для того чтобы успешно справиться с этой задачей, важно научиться характеризовать вещества по их внешнему виду, а также пользоваться справочными данными. С некоторыми свойствами веществ вы уже познакомились при изучении физики. Вам известны три состояния вещества (твёрдое, жидкое, газообразное) — их обычно называют **агрегатными состояниями**. Все вещества в зависимости от внешних условий (давление, температура) могут существовать в любом из трёх состояний. Так, газообразный при нормальных условиях ($t = 0^\circ\text{C}$, $p = 760$ мм рт. ст.) кислород при охлаждении до -182°C превращается в бледно-синюю жидкость. При дальнейшем охлаждении (до $-218,7^\circ\text{C}$) жидкость превращается в кристаллы синего цвета (рис. 15). Такие превращения веществ называются *фазовыми переходами*.

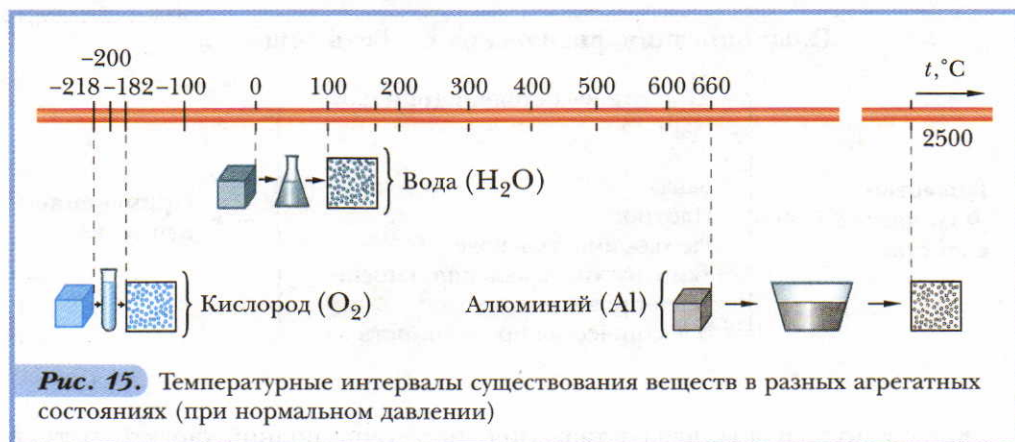
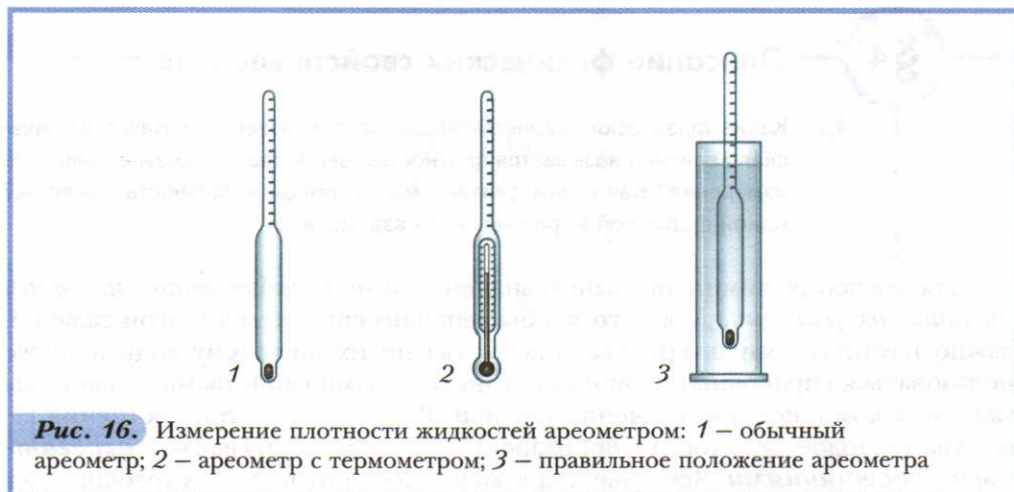


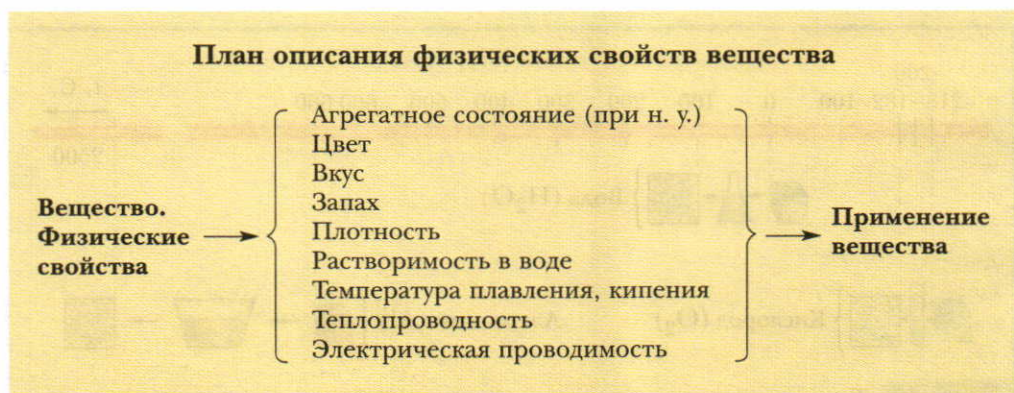
Рис. 15. Температурные интервалы существования веществ в разных агрегатных состояниях (при нормальном давлении)

Вы знакомы также с **плотностью вещества**. Для измерения плотности жидких веществ используется специальный прибор — *ареометр* (рис. 16). Действие его, как вы знаете, основано на законе Архимеда, согласно которому на тело, погружённое в жидкость, действует сила, выталкивающая это тело из жидкости. По глубине погружения ареометра (по объёму вытесненной им жидкости) с помощью специальной шкалы, нанесённой на поверхность прибора, судят о плотности исследуемой жидкости.



Многие физические свойства: *цвет, вкус, запах, теплопроводность* и другие – вам также хорошо известны.

Для описания свойств веществ целесообразно пользоваться определённым планом.



Как видно из плана, для составления достаточно полной характеристики физических свойств вещества придётся воспользоваться справочными данными. Рассмотрим примеры описания веществ.

Пример 1

Вода. Прозрачная жидкость без цвета, вкуса, запаха.

$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$ (при 4°C); $t_{\text{кип}} = 100^\circ\text{C}$. Плохой проводник тепла и электричества.

Пример 2

Медь. Твёрдое вещество красного цвета с металлическим блеском, без запаха.

$\rho(\text{Cu}) = 8,9 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 1085^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} = 2880^\circ\text{C}$. Хороший проводник тепла и электричества.

Как видно из примеров, план описания веществ индивидуален (для жидкостей следует охарактеризовать прозрачность, для металлов — металлический блеск и т. д.). Отдельные пункты плана могут быть опущены (это касается характеристики вкуса веществ, количественных данных, особенно если нет возможности выяснить их по справочнику). Таким образом, план — лишь руководство к действию при описании веществ, а применять его следует творчески.



Рассмотрите выданные вам образцы угля, железа, серы, хлорида натрия (это обычная поваренная соль). Составьте в тетради описание двух веществ из числа предложенных.

Свойства веществ определяют их применение. Например, серебро и медь обладают высокой электропроводностью, поэтому их используют для изготовления проводников электричества. Золото обладает очень высокой пластичностью и тягучестью. Из него можно вытягивать проволоку, в тысячу раз тоньше человеческого волоса. Такая проволока используется в медицине, в нейрохирургической практике. С XI в. для золочения куполов зданий на Руси использовались тоненькие пластинки из золота. В XIX столетии русские мастера умели делать золотую фольгу толщиной 0,1 мкм, или 10^{-7} см. Пластинами золота, изготовленными по современной технологии, в 70-х гг. XX в. заново покрыли 72-метровый шпиль Адмиралтейства в Санкт-Петербурге (рис. 17). Если всё израсходованное при этом золото переплавить, то получится шарик диаметром всего 6 см!

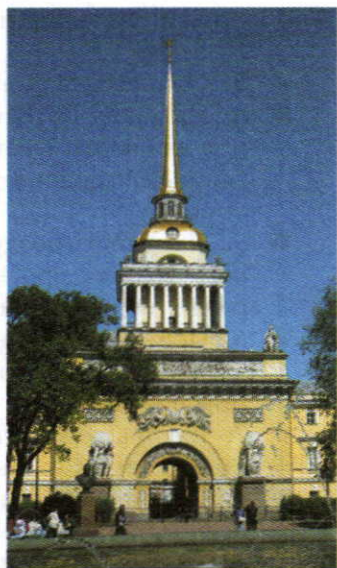


Рис. 17. Шпиль на здании Адмиралтейства

Основные понятия

Физические свойства • Агрегатные состояния • Плотность

Вопросы и задания

1. Заполните таблицу по образцу. Результаты работы обсудите с товарищем.

Сравнительная характеристика веществ

Сравниваемые вещества	Свойства	
	сходные	различные
а) Медь б) Железо		
а) Сахарный песок б) Поваренная соль		

2. В кабинете химии есть две одинаковые по размерам и форме ступки: чугунная и медная. Какая из них имеет большую массу? Почему?
3. Опишите свойства алюминия, уксусной кислоты, питьевой соды.
4. На каких свойствах веществ основано применение: а) алюминия для изготовления посуды; б) графита для изготовления карандашных стержней; в) серебра для изготовления столовых приборов?
5. Плотность воздуха при 0°C равна $1,29\text{ кг/м}^3$, а плотность жидкого воздуха при -194°C равна 960 кг/м^3 . Как объяснить такое различие плотностей? Как получают жидкий воздух?
6. Пользуясь справочными таблицами, рассчитайте массу кубика льда, объём которого равен 15 см^3 ; алюминиевой проволоки объёмом 300 см^3 .
7. Каковы области применения: а) воды; б) углекислого газа; в) алюминия; г) меди; д) серебра? Какими свойствами веществ обусловлены различные способы их использования? Выберите любое из перечисленных веществ и оформите ответ в виде схемы, разместив её на одной стороне листа альбома для рисования. Часть информации можно выразить с помощью рисунков. Для составления перечня способов применения выбранного вами вещества воспользуйтесь дополнительной литературой.

? Что вы знаете об атомах и молекулах?

Для изучения важнейших характеристик веществ (их состава, строения и свойств) необходимо рассмотреть следующие понятия: атом, молекула, химический элемент.

Вы уже знаете: многие вещества состоят из **молекул** — мельчайших частиц, сохраняющих свойства этих веществ. Размеры молекул различны: от нескольких ангстрем ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ м}$) до нескольких микрон ($1 \text{ мкм} = 10^{-6} \text{ м}$). Например, радиус молекулы воды около двух ангстрем. Молекулы, несмотря на очень малые размеры, состоят из ещё более мелких частиц — **атомов**.

На рисунке 18 показано, что молекулы воды состоят из атомов двух видов. Это атомы водорода (условно обозначены кружками белого цвета) и атомы кислорода (красного цвета). Рассмотрев изображение модели молекулы воды, мы можем сделать вывод: она состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода.

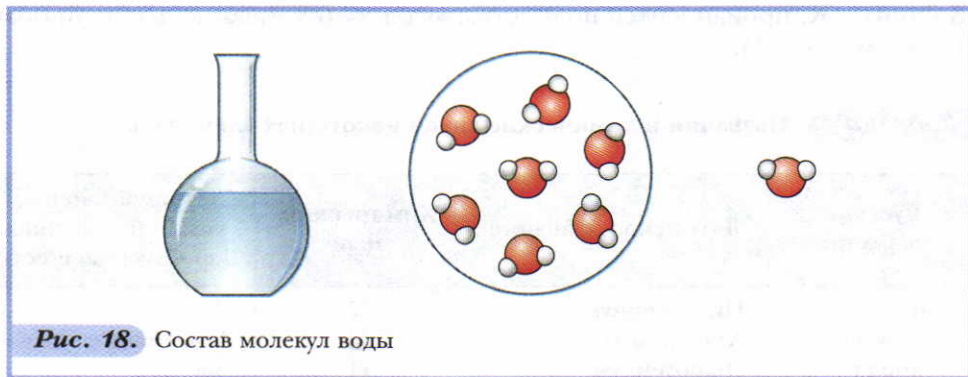


Рис. 18. Состав молекул воды

В конце XVII столетия английский учёный Роберт Бойль впервые использовал в науке понятие о *химическом элементе* как составной части вещества. Он считал, что химический элемент — это вещество, которое нельзя разложить на более простые вещества. Более чем через 100 лет другой английский учёный — Джон Дальтон связал понятие о химическом элементе с атомной гипотезой о строении вещества. Определением, которое дал Дальтон, химики пользуются и в наши дни.

! **Химический элемент** — это совокупность атомов определённого вида.



Джон Дальтон
(1766–1844)

В природе найдено 89 различных химических элементов. Достижения ядерной физики позволили получить ряд элементов искусственным путём. Поэтому в настоящее время известно 118 химических элементов. В различных комбинациях атомы химических элементов образуют все известные вещества. Получено и описано уже более 10 млн различных веществ.

Каждый химический элемент имеет условное обозначение – **химический знак**, или символ, который состоит из первой либо из первой и одной из последующих букв его латинского названия. В первом случае это обозначение произносится как название буквы, а во втором должно звучать его латинское название.

Например: водород (Hydrogenium) – H, произносится «аш»; углерод (Carboneum) – C, «цэ»; сера (Sulfur) – S, «эс»; ртуть (Hydrargyrum) – Hg, «гидраргирум»; медь (Cuprum) – Cu, «купрум».

В рассмотренном правиле есть несколько исключений, например: калий (Kalium) – K, произносится полностью «калий» (окончание *-ум* не произносится, см. табл. 1).

Таблица 1. Названия и химические знаки некоторых элементов

Русское название	Латинское название	Химический знак	Произношение химического знака в формуле вещества
Азот	Нитрогениум	N	Эн
Алюминий	Алюминиум	Al	Алюминий
Водород	Гидрогениум	H	Аш
Железо	Феррум	Fe	Феррум
Кислород	Оксигениум	O	О
Медь	Купрум	Cu	Купрум
Ртуть	Гидраргирум	Hg	Гидраргирум
Свинец	Плюмбум	Pb	Плюмбум
Сера	Сульфур	S	Эс
Углерод	Карбонеум	C	Цэ
Фосфор	Фосфорум	P	Пэ
Хлор	Хлорум	Cl	Хлор

Задание. Найдите в таблице 1 примеры обозначения элементов одной и двумя буквами и прочитайте их названия.

Все известные человеку химические элементы представлены в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Эта таблица является выражением периодического закона, который вы будете изучать позже. А пока научимся пользоваться таблицей. В каждой клетке таблицы, помимо знака и названия элемента, имеется два числа: верхнее — *порядковый (атомный) номер элемента*, нижнее — *атомная масса*, или *массовое число*.

Атомы одного и того же химического элемента могут незначительно отличаться по массе. Такие разновидности данного элемента называют **изотопами** (от греч. *isos* — «равный», *topos* — «место»; таким образом, изотопы — это занимающие одно место, одну клетку в таблице). Число, приведённое около каждого знака химического элемента, указывает среднюю атомную массу изотопов данного элемента.

Все химические элементы делятся на две большие группы — *металлов* и *неметаллов*.

Открытие каждого химического элемента воспринималось в науке как событие огромной важности. Названия, которые давались им при этом, никогда не были случайными. Они отражали либо одно из свойств открытого элемента или вещества, из которого он был выделен, либо были связаны с событием его открытия, а в некоторых случаях элементы названы в честь страны — родины учёного, открывшего элемент. Среди последних — элемент **рутений**, открытый в 1844 г. профессором Казанского университета Карлом Карловичем Клаусом и названный в честь России.

Таким образом, каждое название несёт в себе некоторую информацию об обозначаемом элементе. Так, латинское название азота **нитрогениум** означает «рождающий селитру» (это соединение азота с давних пор хорошо знакомо человеку), а его русское название «азот» переводится с греческого как «безжизненный» (*a* — частица отрицания, *zōos* — «живой»), так как вещество азот не поддерживает дыхания и горения. Латинское название водорода **гидрогениум** значит «рождающий воду» (при соединении водорода с кислородом образуется вода); **алюминий** получил своё название от латинского *alumen* — «квасцы», которые ещё в глубокой древности, 3,5 тыс. лет назад, в Древнем Египте использовались в качестве закрепителей красителей на тканях и, как выяснилось значительно позже, содержат алюминий и могут служить сырьём для его получения. Название **фосфор** составлено из греческого *phōs* — «свет», *phoros* — «несущий». Следовательно, фосфор означает «светоносец». **Медь** в древности добывали на острове Кипр, отсюда и её латинское название *Cyprium*. В науке существовали и другие способы обозначения химических элементов.

Как вам известно из курса физики, атомы очень малы. Например, радиус атома углерода равен $1,5 \cdot 10^{-10}$ м (0,000 000 000 15 м)! Осознать значение

этого числа очень трудно. Но чтобы составить хотя бы некоторое представление о нём, возьмите простой карандаш (грифель простого карандаша состоит из графита — вещества, образованного атомами углерода) и прочертите им отрезок прямой линии длиной 3 см. Полученная линия содержит 100 млн атомов углерода в длину и около 1 млн — в ширину!

Выводы

1. Молекула — наименьшая частица вещества, сохраняющая его свойства.
2. Химический элемент — вид атомов, характеризующийся определённой совокупностью свойств и занимающий определённое место в периодической системе химических элементов.
3. Мельчайшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств, называется атомом (от греч. *átomos* — «неделимый»).
4. Атомы одного или разных химических элементов, соединяясь друг с другом, образуют молекулы (или частицы) всех веществ.

Основные понятия

Молекула • Атом • Химический элемент • Изотоп • Химический знак (символ)

Вопросы и задания

- ▲ 1. Найдите в таблице «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева» элементы, символы которых начинаются с букв Н, О, С, N или состоят из них, прочитайте и произнесите их названия.
- ▲ 2. Расскажите друг другу, как произносятся названия следующих химических элементов: Р, Hg, Al, Fe, О, Н, Рb?
- 3. Используя Интернет, выясните, какие химические элементы названы в честь стран, в честь учёных.
- ★ 4. Классификацией называют логическую операцию разделения какого-либо класса предметов на виды по определённому признаку. Составьте простейшую электронную схему классификации химических элементов и обсудите её с товарищем.
- 🖥 5. Используя Интернет, подготовьте рассказ об истории открытия одного из химических элементов.

Формы существования химических элементов. Простые и сложные вещества. Вещества молекулярного и немолекулярного строения



Какие вещества можно отнести к простым, а какие — к сложным?

Химические элементы редко встречаются в природе в виде одиночных атомов. Например, в космическом пространстве существует в виде отдельных атомов водород. В условиях же Земли более естественной и распространённой формой существования химических элементов являются **химические соединения** — простые и сложные вещества.

Химические соединения, образованные атомами одного химического элемента, называют **простыми веществами**. Особую группу простых веществ-неметаллов составляют содержащиеся в воздухе инертные газы (He, Ne, Ar, Kr), имеющие одноатомные молекулы. Их ещё называют **благородные газы**.

Химические соединения, образованные атомами разных химических элементов, называют **сложными веществами**.

Таким образом, можно выделить три формы существования химических элементов: в виде одиночных атомов; в составе простых веществ; в составе сложных веществ. В таблице 2 приведены примеры различных форм существования некоторых химических элементов в природе.

Простые вещества делятся на **металлы** и **неметаллы**. Классификация и общие характеристики физических свойств металлов и неметаллов представлены на рисунке 19.

Русские названия простых веществ обычно совпадают с русскими названиями соответствующих химических элементов: водород — водород, медь — медь и т. д. Но есть и исключения. Например, атомы элемента углерода образуют несколько простых веществ (аллотропных модификаций) — сажу, алмаз, графит, различных по строению и свойствам. Атомы элемента кислорода образуют два простых вещества: кислород и озон, обладающие разным составом молекул, а следовательно, и разными свойствами.








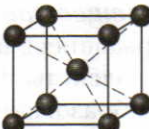

Таким образом, сходство в названиях элементов и простых веществ не должно приводить к отождествлению этих понятий (табл. 3).

Некоторые сведения о молекулярном и немолекулярном строении веществ

Как видно из рисунков таблицы 2, далеко не все химические соединения состоят из молекул. Атомы химических элементов, соединяясь друг с другом, в одних случаях образуют молекулы, в других — более сложные структуры.

Порядок соединения атомов при образовании из них веществ обуславливает особенности строения веществ. Различают вещества **молекулярного** и **немолекулярного строения**.

Таблица 2. Формы существования химических элементов

Название и химический знак элемента	Условные модели молекул (частиц) и химические формулы веществ		
	в форме одиночного атома	в составе простого вещества	в составе сложного вещества
Водород H		 H ₂	 H ₂ O
Сера S		 S ₈	 H ₂ S
Натрий Na		 Na	 NaCl

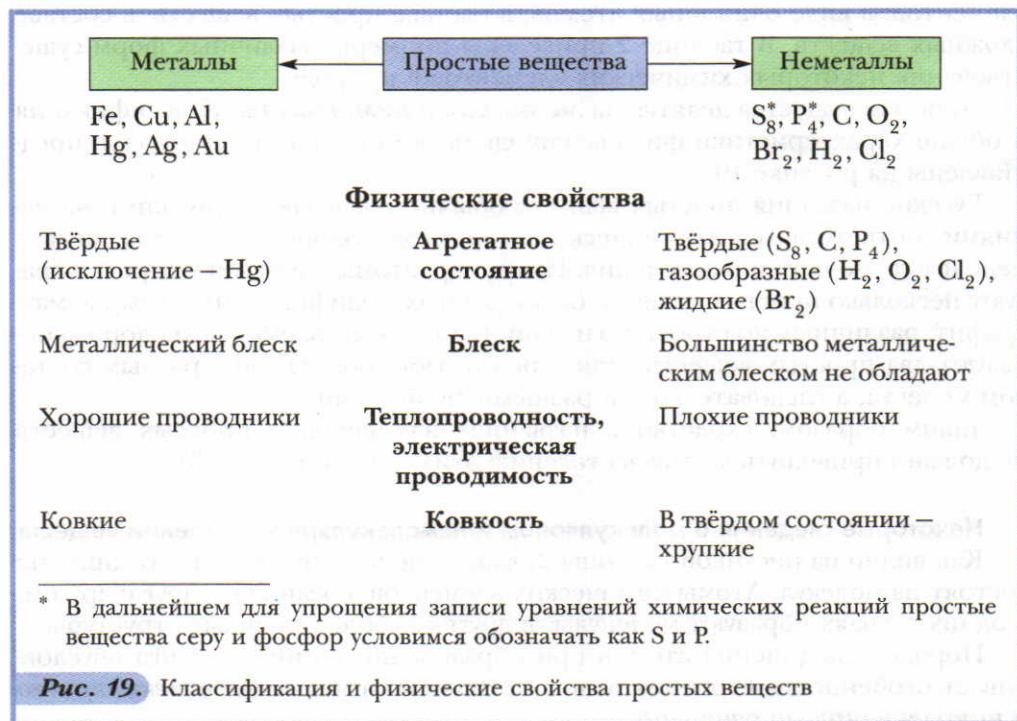


Таблица 3. Сравнение понятий «химический элемент» и «простое вещество»

Признаки сравнения	Сравниваемые понятия	
	Химический элемент	Простое вещество
Определение	Вид атомов, обладающих одинаковыми свойствами	Вещество, образованное атомами одного химического элемента
Обозначение	Химический знак	Химическая формула
Характеристики	Размер, масса атомов	Совокупность физических и химических свойств

Атомы хлора и натрия в составе поваренной соли (рис. 20), соединяясь друг с другом, выстраиваются в строго определённом порядке, образуя кристалл.

Вещества, в кристаллах которых нет молекул, имеют *немолекулярное строение*. Атомы в немолекулярных кристаллах связаны друг с другом разными способами, но *всегда очень прочно*.

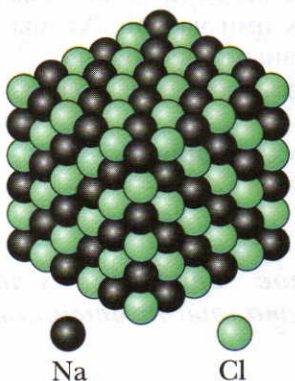


Рис. 20. Модель кристалла хлорида натрия

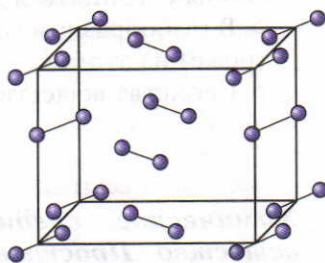


Рис. 21. Модель кристалла иода

Такие вещества плавятся и переходят в газообразное состояние только при очень сильном нагревании, когда энергии достаточно, чтобы разрушить прочные связи, с помощью которых частицы удерживаются в кристалле. Например, температура плавления поваренной соли равна 801°C . При нагревании этого соединения до 1465°C от поверхности кристалла начнут отрываться

ся его мельчайшие частицы состава NaCl , т. е. будет происходить испарение. Тогда можно считать, что при этой температуре хлорид натрия существует в молекулярной форме. Металлы (см. рис. 77, с. 202), алмаз (см. рис. 80, с. 204), графит, красный фосфор имеют немолекулярное строение.

А как же иод? Ведь это твёрдое кристаллическое вещество испаряется легче, чем вода. Ответ постарайтесь найти, сравнивая кристаллические решётки хлорида натрия (рис. 20) и иода (рис. 21). Кристаллы иода состоят не из атомов, а из молекул I_2 .

Вещества *молекулярного строения* не столь прочны: молекулы в них связаны слабыми, легко разрушающимися связями. Поэтому вещества такого строения (иод, лёд, кристаллический углекислый газ) легкоплавки и летучи.

Выводы

1. Атомы химических элементов существуют в свободном виде либо в составе простых и сложных веществ.
2. Простые вещества подразделяются на металлы и неметаллы.
3. Существуют вещества молекулярного и немолекулярного строения.
4. Кристаллы первых построены из молекул, кристаллы вторых — из атомов или образованных ими частиц. Атомы способны соединяться друг с другом разными способами.
5. В газообразном состоянии вещества состоят из молекул или (реже) из атомов.
6. Свойства веществ обусловлены их строением.

Основные понятия

Химическое соединение • Простое вещество • Сложное вещество • Простые вещества: металлы, неметаллы

Вопросы и задания

- ▲ 1. Рассмотрите изображения моделей молекул различных химических соединений. Какие из них относятся к простым, какие к сложным веществам?



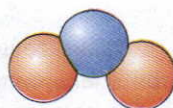
Водород
 H_2



Пероксид водорода
 H_2O_2



Аммиак
 NH_3



Диоксид азота
 NO_2

- ▲ 2. Как строение вещества сказывается на его свойствах?
- 3. Вставьте пропущенные слова: а) в состав ... хлорофилла входят ... магния; б) в состав ... уксусной кислоты входят ... углерода, кислорода и водорода; в) кислород, водород, графит, фосфор – ...
- 4. Как следует классифицировать вещества по их составу? Постройте схему классификации и обсудите её с товарищем.
- 5. Белый фосфор при самом слабом нагревании на воздухе легко загорается, поэтому его хранят под слоем воды; температура плавления этого вещества составляет $44,2^{\circ}\text{C}$. Какие предположения о строении белого фосфора можно сделать на основании этих данных?

§7

Состав веществ. Закон постоянства состава. Химические формулы

? Какие науки используют формулы? Какие формулы вы знаете?

Важнейшей характеристикой вещества является его состав: качественный и количественный. **Качественный состав** – это перечень всех образующих вещество химических элементов. **Количественный состав** – это число атомов каждого элемента в составе мельчайшей частицы вещества – его молекулы.

! **Запись, выражающая качественный и количественный состав вещества с помощью химических знаков, называется химической формулой.**

Состав химических соединений определяют экспериментально с помощью *качественного* и *количественного анализа*. Чтобы показать, как на основании данных химического эксперимента делают выводы о составе конкретного вещества, обратимся к примеру.



Разложение воды электрическим током (рис. 22). В специальном приборе пропустим через воду электрический ток. Под его действием молекулы воды разрушаются. Продукты протекающей химической реакции – два бесцветных газообразных вещества собираются в трубках прибора. Трубки прибора градуированы, и это позволяет определить, что объёмы газов относятся как 2 : 1. Если поднести тлеющую лучинку к трубке, содержащей меньший объём газа, и открыть кран, лучинка ярко вспыхнет: один из не-

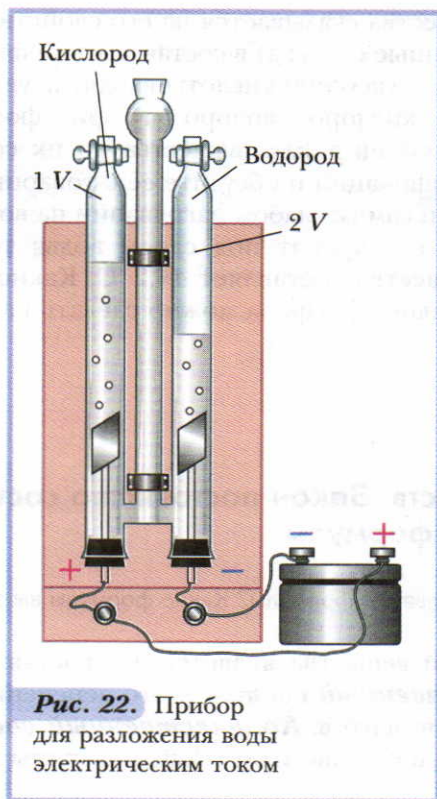


Рис. 22. Прибор для разложения воды электрическим током

известных газов оказывается кислородом. При проверке другого газа горящей лучинкой раздаётся негромкий хлопок. Так сгорает водород.

Следовательно, при разложении воды электрическим током образовались два газообразных вещества: водород и кислород (рис. 23), объёмные отношения которых можно выразить следующим образом:

$$V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = 2 : 1$$

В других специально проведённых опытах установлены массы газов, занимающих объём 1 л:

$$m(\text{H}_2) = 0,089 \text{ г}$$

$$m(\text{O}_2) = 1,429 \text{ г}$$

Найдём соотношение масс образовавшихся в проведённом опыте веществ:

$$(0,089 \cdot 2) : (1,429 \cdot 1) = 0,178 : 1,429 = 1 : 8 = 2 : 16$$

Известно, что масса атома кислорода в 16 раз больше, чем масса атома водорода. Следовательно, в молекуле воды на два атома водорода приходится один атом кислорода. Поэтому формула воды — H_2O .

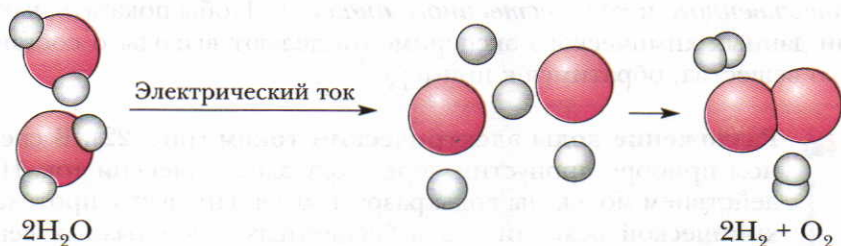


Рис. 23. Разложение воды электрическим током

Описать известное несложно. Но в своё время для определения качественного и количественного составов воды учёным пришлось затратить огромные усилия, поставить множество опытов и исправить немало ошибок.

Французский химик Жозеф Луи Пруст в период с 1799 по 1806 г. исследовал состав ряда химических соединений. Он установил, что *многие вещества, независимо от нахождения в природе или способа получения их в лаборатории, всегда имеют один и тот же состав*. Это положение получило название **закон постоянства состава**.

Это означало, например, что все молекулы углекислого газа, содержащегося в воздухе классной комнаты или леса, а также образующего брикет сухого льда, которым охлаждают мороженое, или газа, полученного при прокаливании известняка либо гашении соды уксусом, всегда имеют один и тот же состав. Каждая молекула образована атомом углерода и связанными с ним двумя атомами кислорода (рис. 24).



Рис. 24. Модель молекулы углекислого газа

Позже было обнаружено, что данный закон распространяется далеко не на все химические соединения и область его применения не столь широка. Однако в начале XIX в. он сыграл в науке весьма важную роль, поскольку создал теоретическую основу для выражения состава веществ с помощью химических формул. Например: CH_4 , H_2O , CO_2 , HCl , H_2SO_4 .

Возможно, вы уже заметили, что количественный состав веществ в химических формулах выражен с помощью индексов. **Индексом** называется цифра (справа внизу около химического знака), обозначающая число атомов каждого химического элемента, входящих в состав молекулы — мельчайшей частицы вещества (рис. 25).



Индексы

В одной молекуле

серной кислоты

содержатся 2 атома водорода,
1 атом серы, 4 атома кислорода

метана

содержатся 1 атом углерода
и 4 атома водорода

Рис. 25. Индексы в химических формулах

При прочтении химических формул индексы называют. Например, формулу молекулы метана CH_4 следует читать так: «це-аш-четыре»; формулу серной кислоты H_2SO_4 — «аш-два-эс-о-четыре».

Основные понятия

Закон постоянства состава • Качественный, количественный состав • Индекс • Химическая формула

Вопросы и задания

1. Дайте формулировку закона постоянства состава. Каково его практическое значение?
2. Опишите качественный и количественный состав следующих веществ: H_2S — сероводород; HNO_3 — азотная кислота; MgSO_4 — сульфат магния; Al_2O_3 — оксид алюминия; H_3PO_4 — ортофосфорная кислота.

§8

Атомно-молекулярное учение в химии



Что вы знаете о жизни и научных исследованиях М.В. Ломоносова?

На уроках физики вы познакомились с молекулярным учением, которое с XVII в. использовалось для объяснения физических явлений. Практическое применение молекулярной теории в химии было ограничено тем, что её положения не могли объяснить сущность протекания химических реакций, ответить на вопрос, как из одних веществ в ходе химического процесса образуются новые.



Михаил Васильевич
Ломоносов
(1711–1765)

Решение этого вопроса оказалось возможным на основе **атомно-молекулярного учения**. В 1741 г. в книге «Элементы математической химии» М.В. Ломоносов фактически сформулировал основы атомно-молекулярного учения. Русский учёный-энциклопедист рассматривал строение вещества не как определённую комбинацию атомов, но как сочетание более крупных частиц — **корпускул**, которые, в свою очередь, состоят из более мелких частиц — **элементов**.

Терминология Ломоносова со временем претерпела изменения: то, что он называл **корпускулами**, стали называть **молекулами**, а на смену термину **элемент** пришёл термин **атом**. Однако суть высказанных им идей и определений блестяще выдержала испытание временем.

История развития и утверждения в науке атомно-молекулярного учения оказалась очень непростой. Работа с объектами микромира вызывала огромные трудности: атомы и молекулы было невозможно увидеть и, таким образом, убедиться в их существовании, а попытки измерения атомных масс нередко заканчивались получением ошибочных результатов. Через 67 лет после открытия Ломоносова (в 1808 г.) известный английский учёный Джон Дальтон выдвинул атомную гипотезу. Согласно этой гипотезе атомы представляют собой мельчайшие частицы вещества, которые невозможно разделить на составные части или превратить друг в друга. По Дальтону, все атомы одного элемента имеют совершенно одинаковый вес и отличаются от атомов других элементов. Соединив учение об атомах с учением о химических элементах, разработанным Р. Бойлем и М.В. Ломоносовым, Дальтон обеспечил прочный фундамент для дальнейших теоретических исследований в химии. К сожалению, Дальтон отрицал существование молекул у простых веществ. Он считал, что из молекул состоят только сложные вещества. Это не содействовало дальнейшей разработке и применению атомно-молекулярного учения.

Условия для распространения идей атомно-молекулярного учения в естествознании сложились лишь во второй половине XIX в. В 1860 г. на Международном съезде естествоиспытателей в немецком городе Карлсруэ были приняты определения атома и молекулы. Учения о строении веществ тогда ещё не было, поэтому было принято положение о том, что все вещества состоят из молекул. Считалось, что простые вещества, например металлы, состоят из одноатомных молекул. Впоследствии такое сплошное распространение принципа молекулярного строения на все вещества оказалось ошибочным.

Основное **содержание атомно-молекулярного учения** можно представить следующими положениями.

1. Молекула — наименьшая часть вещества, сохраняющая его состав и важнейшие свойства.
2. Молекулы состоят из атомов. Атомы одного элемента сходны друг с другом, но отличаются от атомов других химических элементов.
3. Атомы и молекулы находятся в непрерывном движении.
4. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических — разрушаются.
5. Атомы в химических реакциях не разрушаются. Новые вещества образуются в процессе химических реакций из тех атомов, из которых состояли исходные вещества.

Распространение атомно-молекулярного учения способствовало утверждению определений важнейших химических понятий, формированию и раз-

витию единого химического языка, объяснению открытых законов и развитию дальнейших теоретических исследований.

Основные понятия

Атомно-молекулярное учение • Атом • Молекула

Вопросы и задания

1. Когда и где возникли первые представления об атомах?
2. К каким явлениям относятся диффузия и броуновское движение? С помощью какой теории и как объясняются эти явления?
3. В одной из работ М.В. Ломоносов писал: «*Элемент* есть часть тела, не состоящая из каких-либо меньших и отличных между собою тел... *Корпускулы* есть собрание *элементов* в одну небольшую массу... *Корпускулы* однородны, если состоят из одинакового числа одних и тех же *элементов*, соединённых одинаковым образом... *Корпускулы* разнородны, когда *элементы* их различны и соединены различным образом или в различном числе; от этого зависит бесконечное разнообразие тел». Перепишите, заменив в цитате выделенные слова современными терминами.
4. Используя Интернет, а также знания, приобретённые на уроках истории, физики и химии, составьте хронологическую таблицу, отражающую историю развития атомно-молекулярного учения, начиная с его зарождения. Обсудите результаты работы в малых группах.
5. Один из создателей атомно-молекулярного учения Дж. Дальтон полагал, что все его рассуждения можно зарисовать или изобразить схематически. Попробуйте проиллюстрировать положения атомно-молекулярного учения так, чтобы получился целостный его конспект.

§9

Масса атома. Атомная единица массы. Относительная атомная масса элемента



Охарактеризуйте известную вам физическую величину — массу.

Современная химия располагает данными о массах атомов химических элементов. Последние могут быть выражены в любых единицах массы: граммах, килограммах и т. п. Однако вследствие очень малой величины атомов значения их массы, выраженные в единицах, применяемых для обозначения массы предметов *макромира*, очень неудобны для использования. Например:

$$m_a(\text{O}) = 2,66 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$$

$$m_a(\text{C}) = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$$

Здесь знак m_a обозначает **массу** одного **атома** элемента.

Для удобства выражения массы атомов используется специальная единица — **атомная единица массы** (обозначается: а. е. м.).

$$1 \text{ а. е. м.} = m_a(\text{C}) : 12 = 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} : 12 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Атомная единица массы (по величине равная $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$) — это $\frac{1}{12}$ массы атома углерода ^{12}C (цифрой обозначено массовое число).

Современными исследованиями установлено, что элемент углерод имеет две разновидности атомов (изотопов) с массовыми числами 12 и 13. Подробнее об изотопах вы узнаете из § 39.

Химики долгое время не имели ни малейшего представления о том, сколько весит один атом какого-либо элемента в привычных и удобных для нас единицах измерения массы (грамм, килограмм и т. д.). Поэтому первоначально задача определения атомных масс была изменена. Были предприняты попытки определить, во сколько раз атомы одних элементов тяжелее других. Таким образом учёные стремились *сопоставить массу атома одного элемента с массой атома другого элемента*.

Решение этой задачи также было сопряжено с большими трудностями, и прежде всего с выбором эталона, т. е. того химического элемента, относительно которого следовало проводить сравнение атомных масс остальных элементов.

Учёные XIX столетия решили эту проблему на основании экспериментальных данных по определению состава веществ. В качестве эталона был взят *самый лёгкий атом* — *атом водорода*. Экспериментально было установлено, что атом кислорода в 16 раз тяжелее атома водорода, т. е. его относительная масса (относительно массы атома водорода) равна 16. Эту величину условились обозначать буквами A_r (индекс r — от начальной буквы английского слова *relative* — «относительный»). Таким образом, запись значения относительных атомных масс химических элементов должна выглядеть следующим образом:

$$A_r(\text{H}) = 1; \quad A_r(\text{O}) = 16; \quad A_r(\text{Fe}) = 56 \text{ и т. д.}$$

Относительная атомная масса показывает, во сколько раз масса атома одного химического элемента больше массы атома, являющегося эталоном, поэтому данная величина не имеет размерности.

Как уже говорилось, первоначально значения атомных масс определяли по отношению к массе атома водорода. Позже эталоном для определения атом-

ных масс стала $\frac{1}{12}$ часть массы атома углерода (атом углерода в 12 раз тяжелее атома водорода).

Относительная атомная масса элемента (A_r) — это отношение массы атома химического элемента к $\frac{1}{12}$ массы атома углерода с массовым числом 12.

$$A_r(\text{Э}) = m_a(\text{Э}) \cdot \frac{1}{m_a(\text{C})},$$

где Э — обозначение химического элемента; m_a — средняя масса атома химического элемента; $m_a(\text{C})$ — масса атома углерода.

Значения атомных масс химических элементов приведены в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

Откройте периодическую таблицу, помещённую на форзаце учебника, и рассмотрите любую её клетку, например под номером 8:

8	O
Кислород	
15,9994	

Под химическим знаком и названием в нижней строке указывается значение атомной массы химического элемента: $A_r(\text{O}) = 15,9994$. Обратите внимание: относительные атомные массы почти всех химических элементов имеют дробное значение. Причиной этого является существование изотопов (см. с. 29).

В школе в расчётах обычно используют значения относительных атомных масс, округлённые до целых чисел. Но в нескольких случаях пользуются дробными величинами, например: $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.

Основные понятия

Масса атома • Атомная единица массы • Относительная атомная масса

Вопросы и задания

1. Как вы определите понятия «макромир», «микромир»?
2. Что означают следующие записи:
 $m_a(\text{O}) = 16 \text{ а. е. м.}$; $m_a(\text{C}) = 12 \text{ а. е. м.}$; $m_a(\text{S}) = 32 \text{ а. е. м.}$?
3. Выпишите округлённые значения относительных атомных масс элементов № 5, 11, 18, 20.
4. Объясните, что означают следующие записи: $A_r(\text{H}) = 1,008 \approx 1$; $A_r(\text{Ag}) = 107,87 \approx 108$.



Можно ли вычислить массу молекулы? В каких единицах её можно измерить?



Относительной молекулярной массой вещества (M_r) называется число, показывающее, во сколько раз масса молекулы этого вещества больше $\frac{1}{12}$ массы атома углерода.

Относительную молекулярную массу веществ рассчитывают по химическим формулам, выражающим состав веществ. Для нахождения относительной молекулярной массы надо суммировать значения относительных атомных масс элементов, входящих в состав молекулы вещества, с учётом количественного состава, т. е. числа атомов каждого элемента (в химических формулах оно выражается с помощью индексов):

$$M_r(C_n D_m) = A_r(C) \cdot n + A_r(D) \cdot m$$

Например:

$$M_r(\text{NH}_3) = A_r(\text{N}) \cdot 1 + A_r(\text{H}) \cdot 3 = 14 \cdot 1 + 1 \cdot 3 = 17$$

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = A_r(\text{H}) \cdot 3 + A_r(\text{P}) \cdot 1 + A_r(\text{O}) \cdot 4 = 1 \cdot 3 + 31 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98$$

Используя атомные единицы массы (а. е. м.), можно выразить массу отдельных молекул веществ (обозначается m_m):

$$m_m(\text{NH}_3) = m_a(\text{N}) \cdot 1 + m_a(\text{H}) \cdot 3 = 14 \text{ а. е. м.} \cdot 1 + 1 \text{ а. е. м.} \cdot 3 = 17 \text{ а. е. м.}$$

$$m_m(\text{H}_3\text{PO}_4) = m_a(\text{H}) \cdot 3 + m_a(\text{P}) \cdot 1 + m_a(\text{O}) \cdot 4 = 1 \text{ а. е. м.} \cdot 3 + 31 \text{ а. е. м.} \cdot 1 + 16 \text{ а. е. м.} \cdot 4 = 98 \text{ а. е. м.}$$

Относительная молекулярная масса — величина безразмерная. Её не следует путать с истинной массой молекул, выражаемой в а. е. м.

По химическим формулам можно также вычислить *массовые доли элементов* в химических соединениях.

Массовая доля элемента (обозначается латинской буквой w) показывает, какую часть от относительной молекулярной массы вещества составляет масса элемента.

Массовые доли элементов могут быть выражены в долях единицы или в процентах. Разумеется, при определении массовых долей элементов следует учитывать число их атомов в молекуле.

Например, для вещества состава C_nD_m

$$w(C) = \frac{n \cdot A_r(C)}{M_r(C_nD_m)}$$

$$w(D) = \frac{m \cdot A_r(D)}{M_r(C_nD_m)}$$

Задача 1

Определите массовую долю железа в его соединении с кислородом, имеющем формулу Fe_2O_3 .

Дано:



$$w(Fe) = ?$$

Решение:

1. Вычислим относительную молекулярную массу соединения Fe_2O_3 :

$$M_r(Fe_2O_3) = 2 \cdot A_r(Fe) + 3 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160$$

2. Вычислим массовую долю железа:

$$w(Fe) = \frac{2 \cdot A_r(Fe)}{M_r(Fe_2O_3)} = \frac{2 \cdot 56}{160} = 0,7, \text{ или } 70 \%$$

Ответ: $w(Fe) = 0,7$, или 70 %.

Зная массовую долю элемента, можно вычислить, какая масса железа может быть получена из любой массы Fe_2O_3 , например из 1 т:

$$m(Fe) = m(Fe_2O_3) \cdot w(Fe) = 1 \text{ т} \cdot 0,70 = 0,70 \text{ т} = 700 \text{ кг}$$

Сумма массовых долей всех элементов в соединении равна 1, или 100 %. Это уточнение используют для проверки решения.

В химических лабораториях на основе результатов анализа химических соединений определяют формулы исследуемых веществ. При этом решают задачи, обратные предыдущей.

Задача 2

Экспериментально установлено, что вещество содержит 83 % азота и 17 % водорода. Какова формула этого вещества?

Дано:

$$A_r(N) = 14$$

$$A_r(H) = 1$$

$$w(N) = 82,35 \%$$

$$w(H) = 17,65 \%$$

$$N_xH_y = ?$$

Решение:

Поскольку известно, что вещество состоит из атомов двух элементов — азота и водорода (17,65 % + 82,35 % = 100 %), представим формулу исследуемого вещества как N_xH_y .

Отсюда следует:

$$w(N) = x \cdot A_r(N) : M_r(N_xH_y)$$

$$\begin{aligned}
 w(\text{H}) &= y \cdot A_r(\text{H}) : M_r(\text{N}_x\text{H}_y) \\
 x &= w(\text{N}) \cdot M_r(\text{N}_x\text{H}_y) : A_r(\text{N}) \\
 y &= w(\text{H}) \cdot M_r(\text{N}_x\text{H}_y) : A_r(\text{H}) \\
 x : y &= [w(\text{N}) \cdot A_r(\text{H})] : [w(\text{H}) \cdot A_r(\text{N})] = \\
 &= [82,35 \cdot 1] : [17,65 \cdot 14] = 82,35 : 247,1 = 1 : 3
 \end{aligned}$$

Ответ: NH_3 .

Следовательно, формула водородного соединения азота NH_3 . Это – аммиак. Водный раствор этого соединения известен вам под названием «нашатырный спирт». Аммиак используют для получения удобрений и ряда других важных продуктов химической промышленности.

По отношению к веществам немолекулярного строения правильное употреблять термин не «молекулярная», а «формульная масса». Но традиционно для этих веществ пользуются термином «молекулярная масса», понимая его условность (в таких случаях формула выражает состав мельчайшей частицы кристалла, а не молекулы).

Основные понятия

Относительная молекулярная масса • Массовая доля элемента

Вопросы и задания

1. Определите относительные молекулярные массы следующих веществ: CO_2 , CuO , H_2O , CH_4 . Рассчитайте массовые доли элементов, входящих в состав этих соединений.
2. Рассчитайте массы молекул сероводорода, серной кислоты, кислорода. Полученные массы молекул переведите в единицы массы, используемые для описания объектов макромира.
3. Какую информацию о веществе сообщает химическая формула? Ответьте на этот вопрос (письменно), рассматривая формулы веществ: азотной кислоты HNO_3 , хлорида алюминия AlCl_3 , пероксида водорода H_2O_2 .
4. Сравните понятия «масса молекулы» и «относительная молекулярная масса».
5. Из курса ботаники вы знаете, что для роста зелёной массы растений необходим азот. Использование какого минерального удобрения (аммиачная селитра NH_4NO_3 , калийная селитра KNO_3 , мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$) окажется наиболее эффективным и почему? Как вы полагаете, является ли содержание в веществе элемента, необходимого для растений, единственным фактором, определяющим целесообразность его использования в качестве удобрения?

6. Какая из руд наиболее богата железом: гематит Fe_2O_3 , магнитный железняк Fe_3O_4 , сидерит FeCO_3 ? Ответ подтвердите расчётами, считая содержание минералов и пустой породы в рудах одинаковым.
7. Какова формула вещества, исследованного в лаборатории, если анализ показал, что оно на 50 % состоит из серы и на 50 % из кислорода?

§11

Что показывают химический знак и химическая формула



Какие особенности выделяют химию среди других учебных предметов?

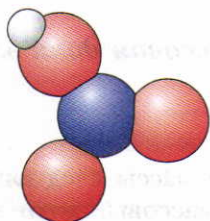


Рис. 26. Модель молекулы азотной кислоты

Подведём первые итоги изучения химии.

Важными инструментами химика являются химические знаки (символы) и формулы. Это — **язык химии**. Ведь они не только обозначают определённый химический элемент или вещество, но и несут большую информацию об обозначаемом объекте.

Что показывает химический знак? Во-первых, он обозначает химический элемент или отдельный атом этого элемента; во-вторых, по знаку можно определить место элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева, а отсюда и значение его относительной атомной массы.

А теперь следует обобщить ту информацию, которую содержит химическая формула (табл. 4).

Таблица 4. Информация, содержащаяся в химической формуле

Пример: HNO_3 — азотная кислота

И. Что показывает химическая формула

1. Качественный состав вещества

2. Количественный состав вещества

1. Молекула состоит из атомов трёх химических элементов: Н, N, О

2. В состав молекулы входят 5 атомов:
1 атом водорода, 1 атом азота,
3 атома кислорода

II. По формуле можно вычислить	
3. Относительную молекулярную массу вещества	3. $M_r(\text{HNO}_3) = 1 \cdot 1 + 14 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 63$
4. Массу молекулы	4. $m_m(\text{HNO}_3) = 1 \text{ а. е. м.} \cdot 1 + 14 \text{ а. е. м.} \cdot 1 + 16 \text{ а. е. м.} \cdot 3 = 63 \text{ а. е. м.}$
5. Массовые доли элементов	5. $w(\text{H}) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot n}{M_r(\text{HNO}_3)} = \frac{1 \cdot 1}{63} = 0,016$, или 1,6 % $w(\text{N}) = \frac{A_r(\text{N}) \cdot n}{M_r(\text{HNO}_3)} = \frac{14 \cdot 1}{63} = 0,222$, или 22,2 % $w(\text{O}) = \frac{A_r(\text{O}) \cdot n}{M_r(\text{HNO}_3)} = \frac{16 \cdot 3}{63} = 0,762$, или 76,2 %

Основные понятия**Химический знак • Химическая формула • Язык химии****Вопросы и задания**

- ▲ 1. Выпишите информацию, которую сообщают химические символы Mg, S, Na, Cl.
- ▲ 2. Какую информацию несут формулы следующих соединений:
а) NO_2 ; б) H_2S ; в) CH_4 ; г) H_3PO_4 ?
- ▲ 3. В лаборатории установили, что некое вещество содержит 75 % углерода и 25 % водорода. Какова его формула?

§ 12**Система химических элементов
Д.И. Менделеева**

На какие группы делятся химические элементы? Что вам известно о размещении в периодической таблице элементов-металлов и элементов-неметаллов?

Атомы химических элементов — это те «кирпичики», из которых построено всё вещество Вселенной.



Дмитрий Иванович
Менделеев
(1834–1907)

К 60-м гг. XIX в., ознаменовавшимся утверждением и распространением в естествознании идей атомно-молекулярного учения, было открыто 64 элемента. Для дальнейшего развития науки возникла необходимость систематизировать эти элементы, найти связывающие их общие закономерности, ответить на вопросы: много ли химических элементов остаются ещё не открытыми? В каких направлениях следует вести поиск этих элементов?

Попытки создания универсальной системы химических элементов, которая позволила бы ответить на поставленные вопросы, предпринимали многие учёные середины XIX в. Сделать это удалось нашему великому соотечественнику Д.И. Менделееву в 1869 г.

Благодаря его открытию все известные сегодня химические элементы объединены в *единую систему*. Слово «система» говорит о том, что элементы размещаются в ней согласно определённым законам и изменять в ней что-либо произвольно нельзя. Действительно, система химических элементов обобщённо выражает **периодический закон**. Менделеев открыл этот закон на основании накопленных фактов и огромной аналитической работы, в ходе которой были найдены закономерности периодического повторения свойств элементов, рассмотренных в порядке возрастания значений их *атомного веса*. Атомным весом тогда называли относительную атомную массу элемента.

! Свойства химических элементов, а также свойства и формы их соединений находятся в периодической зависимости от их атомных весов.

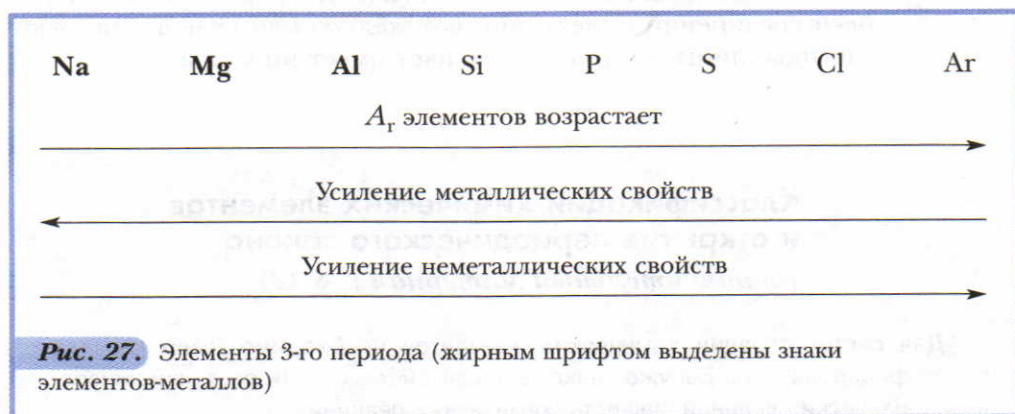
Затем на основании этого закона учёный расположил все известные химические элементы в определённой последовательности, создав тем самым периодическую систему. Сложность работы заключалась в том, что к 1869 г. были известны далеко не все элементы, а атомная масса многих из них была определена неточно.

Чтобы составить такой ряд элементов, в котором их атомная масса действительно постоянно, монотонно возрастала, учёному пришлось уточнить значения атомного веса и свойства ряда элементов. В этом ряду Менделеев смог выделить последовательно располагающиеся отрезки, на протяжении которых повторялся характер изменения свойств элементов от металлических к неметаллическим. На этом основании он разделил ряд элементов на *периоды*.

Периодом называется такой ряд элементов, в котором атомная масса постепенно возрастает, а свойства элементов изменяются от металлических к неметаллическим.

Каждый период начинается с типичного металла и заканчивается типичным неметаллом (рис. 27).

Периоды Д.И. Менделеев разместил один под другим так, чтобы элементы со сходными свойствами оказывались в одном вертикальном столбце (металлы — под металлами, неметаллы — под неметаллами), составляющем *группу*.



Получилась таблица, в которой место каждого химического элемента определено двумя параметрами — номером периода и номером группы.

Каждая группа элементов (вертикальный столбец) состоит из двух подгрупп: *главной* (А-группы) и *побочной* (В-группы).

А-группы составляют элементы с 1-го по 7-й период. В-группы образованы элементами периодов с 4-го по 7-й период.

? Какие элементы V группы периодической таблицы образуют VA-группу, какие — VB-группу?

Место каждого химического элемента в системе определено его свойствами, рассмотренными в сопоставлении со свойствами всех химических элементов. Поэтому **порядковый номер элемента** (обозначается буквой Z) является существенной характеристикой каждого элемента.

Научимся характеризовать место элементов в периодической системе.

1. Кислород. Порядковый номер $Z(\text{O}) = 8$. Элемент 2-го периода VIA-группы периодической системы. Неметалл.

2. Кальций. Порядковый номер $Z(\text{Ca}) = 20$. Элемент 4-го периода IIA-группы периодической системы. Металл.

Основные понятия

Периодический закон • Система элементов • Период • Группа • Главная и побочная подгруппы • Порядковый номер элемента

Вопросы и задания

1. Почему для дальнейшего развития химии как науки важно было систематизировать знания об элементах и их соединениях?
2. Приведите формулировку периодического закона.
3. Доказано, что минерал галит состоит из атомов натрия и хлора. Массовая доля натрия — 39,3 %. Найдите формулу галита. Присоединения железа придают жёлтую или красную окраску, частицы глины — серую. Какой цвет имеет минерал?

Классификации химических элементов и открытие периодического закона (дополнительный материал к § 12)

Для систематизации химических элементов необходимо было вначале классифицировать их. Вы уже знакомы с классификациями растений, животных, физических явлений, веществ, химических реакций.

Классификация — это распределение объектов и явлений по классам, группам, семействам на основе их общих признаков. Одной из первых классификаций элементов было их распределение на металлы и неметаллы по общим физическим свойствам. Делались попытки объединить элементы по сходству их свойств в отдельные группы, семейства и даже найти общие закономерности, характерные для выявленных групп этих элементов.

Каждый химический элемент весьма индивидуален по своей природе, но в то же время у отдельных элементов имеются сходные признаки. Основываясь на них, немецкий учёный И. Дёберейнер объединил сходные между собой элементы в **триады**, например: галогены (Cl, Br, I); щёлочноземельные металлы (Ca, Sr, Ba). Он сравнил их атомные веса и обнаружил, что значение атомного веса промежуточного в триаде элемента равно среднему арифметическому атомных весов крайних элементов триады.

Сходные по свойствам элементы были также объединены в естественные семейства (группы).



**Иоганн Вольфганг
Дёберейнер**
(1780–1849)

Внутри них были установлены даже закономерности в изменении свойств элементов.

Примерами противоположных по характеру семейств элементов служат щелочные металлы и галогены. Остановимся на их краткой характеристике.

Семейство щелочных металлов включает в себя элементы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий. По физическим свойствам эти металлы пластичны, легко режутся, легкоплавки, имеют малую плотность. Они химически активны: легко окисляются кислородом воздуха, непосредственно реагируют с водой и многими неметаллами.

Семейство неметаллов галогенов включает элементы: фтор, хлор, бром, иод. Галогены образуют простые молекулярные вещества с резким запахом. При нормальных условиях фтор и хлор — газы бледно-жёлтого и жёлто-зелёного цвета, бром — тёмно-красная жидкость, иод — кристаллическое вещество чёрно-серого цвета, в парах фиолетовое. Галогены химически активны: с водородом образуют газообразные галогеноводороды — HR ; непосредственно реагируя с металлами, «рождают» соли (галогены — «солероды»). Вместе с тем элементы сходных семейств (групп) имеют различия, обусловленные увеличением их атомных масс. Выразим их обобщённо (табл. 5).

Вывод: свойства элементов в естественных группах закономерно изменяются в зависимости от увеличения их атомных масс.

В середине XIX в. продолжался поиск такой характеристики элементов, в зависимости от которой находились бы все остальные их свойства. Английский учёный Дж. Ньюлендс обнаружил, что при расположении элементов в порядке увеличения атомного веса их свойства повторяются через каждые семь элементов. На основе замеченной периодичности в изменении свойств он выделил октавы элементов, в которых каждый восьмой элемент имел сходство с первым элементом.

Французский учёный А. де Шанкуртуа (1820—1886) расположил известные в то время химические элементы по спирали с увеличением их атомного веса. В полученной спирали одни элементы располагались под другими таким образом, что удалось установить сходство некоторых из них по вертикали.

Немецкий исследователь В. Мейер расположил сходные элементы в вертикальные столбцы и получил таблицу элементов. Он ближе всех подошёл к открытию закона периодичности, но не сумел сделать нужные теоретические обобщения.

Безуспешность поиска общего закона, который позволил бы свести все элементы в единую



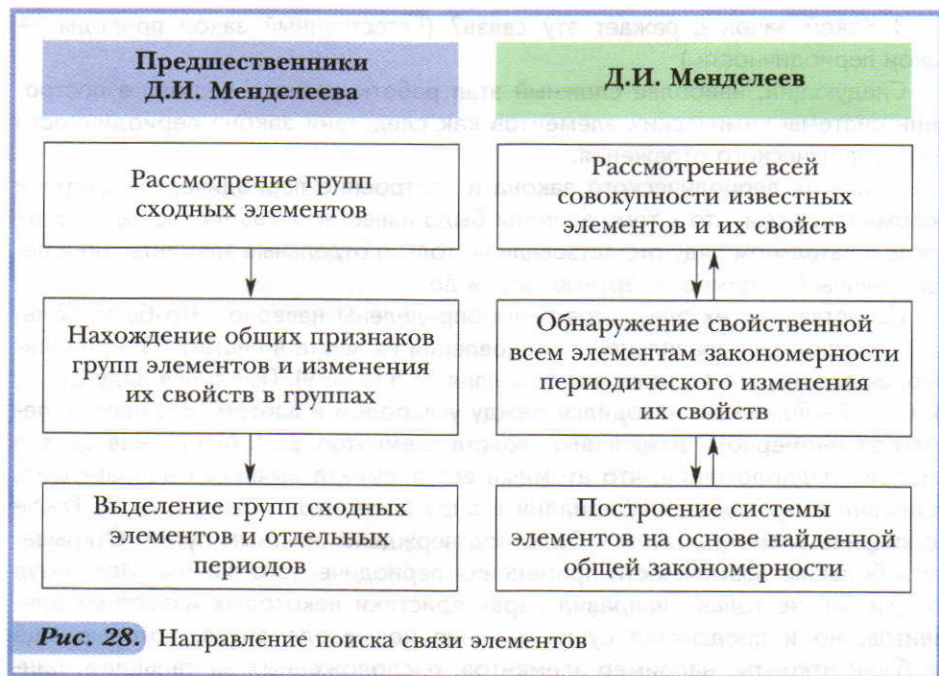
Виктор Мейер
(1848–1897)

Таблица 5. Изменение свойств элементов и простых веществ внутри подгрупп

Знаки элементов	Изменение свойств щелочных металлов					Изменение свойств галогенов			
	Li	Na	K	Rb	Cs	F	Cl	Br	I
Ar	6,9	23,0	39,0	85,5	132,9	18,9	35,5	79,9	126,9
	Температура плавления уменьшается →								
	Температура кипения уменьшается →					Температура кипения уменьшается →			
	Плотность в г/см ³ увеличивается →					Плотность увеличивается (г.), (ж.), (тв.) →			
	Химическая активность по отношению к O ₂ и H ₂ O возрастает →					Сгущение окраски (жёлто-зелёная, тёмно-красная, чёрно-серая) →			
						Химическая активность по отношению к H ₂ и металлам уменьшается →			

систему, объяснялась тем, что учёные устанавливали и анализировали закономерности изменения свойств элементов лишь в сходных их группах. Они не пытались соединять все известные элементы между собой, сравнивать друг с другом противоположные по свойствам группы. Вместе с тем в этих научных поисках прослеживалась определённая логика развития науки: от накопления и анализа фактов к их систематизации, а затем к выявлению закономерностей.

В отличие от своих предшественников (рис. 28), Д.И. Менделеев сравнивал не только сходные, но главным образом несходные между собой элементы и их группы (например, щелочные металлы и галогены), располагая их на основе главной (известной к тому времени) характеристики элемента — атомного веса.



Д.И. Менделеев сопоставил элементы разных групп, располагая их в порядке возрастания атомных весов:

F = 19	Cl = 35,5	Br = 80
Na = 23	K = 39	Rb = 85
Mg = 24	Ca = 40	Sr = 87

«В этих трёх группах видна суть дела», — писал Д.И. Менделеев. Галогены обладают меньшим атомным весом, чем щелочные металлы, а они — меньшим, чем щёлочноземельные металлы. При этом в непрерывном ряду элементов: F, Na, Mg, ..., Cl, K, Ca, ..., Br, Rb, Sr, ..., несмотря на пропуски многих из них, видно, что свойства элементов меняются периодически, т. е. резкий переход от металла к неметаллу сменяется плавным переходом от щелочного металла к щёлочноземельному и уменьшению основных свойств их соединений.

На основе всестороннего и глубокого анализа, сравнения, синтеза и обобщения всех накопленных знаний об элементах, а также благодаря гениальной научной интуиции **Д.И. Менделеев открыл в 1869 г. периодический закон.**

Открытие периодического закона позволило ответить на следующие вопросы.

1. Что общего у всех химических элементов? (Атомный вес.)
2. Есть ли связь между атомным весом и свойствами элементов? (Связь существует в виде зависимости свойств от атомного веса.)

3. Какой закон отражает эту связь? (Естественный закон природы — закон периодичности.)

Следующий, наиболее сложный этап работы учёного состоял в построении системы химических элементов как следствия закона периодичности и его графического отражения.

Открытие периодического закона и построение периодической системы осложнялись тем, что к тому времени было известно лишь 64 элемента. В их последовательном ряду отсутствовали не только отдельные элементы, но и целые группы (например, инертные газы и др.).

Свойства многих элементов были определены неверно. Это было большой помехой для правильного установления их места в системе. Так, например, считалось, что атомный вес бериллия 13,5 (а не 9). Поэтому в ряду Li, ..., B, C, ... бериллий Be находился между углеродом и азотом. Это противоречило закономерному изменению свойств элементов. Д.И. Менделеев сделал смелое предположение, что атомный вес элемента вычислен неправильно, исправил его и поставил бериллий в ряду элементов между Li и B. Такое положение элемента затем и было подтверждено опытным путём. Открывались большие возможности применения периодического закона. Используя их, учёный не только исправил характеристики некоторых известных элементов, но и предсказал существование новых элементов, которые ещё не были открыты, например элементов, расположенных за кальцием, цинком и др.

Д.И. Менделеев не только предсказал, но и с большой точностью описал элементы, которые назвал **экаалюминием**, **экабором**, **экасилицием** (стоящие ниже Al, B, Si).

Учёные всего мира с нетерпением ждали открытия этих элементов. В 1875 г. француз Л. де Буабодран открыл предсказанный Д.И. Менделеевым элемент «экаалюминий» и назвал в честь своей родины **галлием** (старинное название Франции — Галлия). В 1879 г. Л. Нильсон обнаружил и назвал **скандием** описанный Д.И. Менделеевым элемент «экабор». В 1886 г. К. Винклер открыл третий предсказанный элемент «экасилиций» и также назвал его в честь родины **германием**. Учёных поразила необыкновенная точность, с которой эти неизвестные ещё элементы были описаны Д.И. Менделеевым, например галлий (табл. 6).

После этих открытий на основе периодического закона стали прогнозировать открытие новых элементов и уточнять свойства имеющихся.

Открытие группы инертных элементов, или, как их ещё называют, «благородных газов», расширило периодическую систему. Позже Д.И. Менделеев использовал введённую им более фундаментальную, чем атомный вес, характеристику элементов, а именно их порядковый номер (физический смысл порядкового номера объяснили позднее). Были установлены закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах. Шли поиски удобного табличного выражения периодической системы как естественной классификации элементов.

Таблица 6. Свойства галлия

Предсказанные в 1870 г. Д.И. Менделеевым	Найденные опытным путём в 1875 г. Л. де Буабодраном
Валентность по кислороду III Атомный вес 68 Плотность 6 г/см ³ Температура плавления низкая Должен быть устойчив на воздухе Должен образовывать квасцы Должен растворяться в КОН	Валентность по кислороду III Атомный вес 69,9 Плотность 5,94 г/см ³ Температура плавления 30,15 °С Устойчив на воздухе Образует квасцы Растворяется в КОН

§ 13

Валентность химических элементов. Определение валентности в бинарных соединениях



Какую информацию содержит формула химического соединения?
Что нужно знать, чтобы составить формулы веществ?

Как вы уже знаете, состав веществ устанавливается на основании данных эксперимента. До сих пор мы пользовались готовыми формулами. Однако можно составлять химические формулы, не прибегая к предварительному выполнению сложных опытов, требующих длительной, кропотливой работы.

Задание. Определите количественный состав веществ, формулы которых приведены ниже:

HCl
хлороводород

H_2S
сероводород

NH_3
аммиак

CH_4
метан

Формулы веществ показывают, что атомы соединяются между собой в различных соотношениях. В хлороводороде на один атом водорода приходится один атом хлора, в сероводороде на один атом серы приходится два атома водорода, в аммиаке на один атом азота — три атома водорода, в метане — четыре атома водорода на один атом углерода.

Для определения состава **бинарных** (или двухэлементных, т. е. состоящих из атомов двух химических элементов) соединений и составления их формул достаточно знать *валентность* (от лат. *valentia* — «сила») химических элементов.

С середины XIX в. известно следующее определение валентности.

Свойство атомов присоединять определённое число других атомов называется валентностью.

Поскольку атомы в молекуле соединены между собой химическими связями, валентность определяется числом простых (одинарных) связей, которые данный атом образует с другими атомами. С современным определением валентности вы познакомитесь позднее, в § 44.

Изучение состава веществ, образованных атомами водорода и других элементов, показало, что атом водорода не может присоединять более одного атома других элементов. Это позволило принять *валентность водорода за единицу*. Дальнейшие рассуждения могут быть построены следующим образом: если в состав молекулы хлороводорода входит по одному атому водорода и хлора, значит, валентность хлора в данном случае также равна единице.

Поскольку в молекуле сероводорода содержится один атом серы и два атома водорода, значит, валентность серы в два раза превышает валентность

водорода и равна двум: $\overset{\text{I}}{\text{H}}_2\overset{\text{II}}{\text{S}}$. (Значение валентности принято указывать рим-

ской цифрой над символом химического элемента: $\overset{\text{III}}{\text{P}}\overset{\text{I}}{\text{H}}_3$.) По аналогии мож-

но определить валентности атомов азота, углерода и кислорода в следующих

соединениях: $\overset{\text{III}}{\text{N}}\overset{\text{I}}{\text{H}}_3$, $\overset{\text{I}}{\text{H}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}$, $\overset{\text{IV}}{\text{C}}\overset{\text{I}}{\text{H}}_4$. Итак, запомним:

Водород всегда одновалентен, кислород, как правило, двухвалент-

тен: $\overset{\text{I}}{\text{H}}$, $\overset{\text{II}}{\text{O}}$.

Атомы химических элементов проявляют валентность только в соединениях. Наряду с элементами, всегда проявляющими *постоянную валент-*

ность (Ca, Al и др.), существует множество элементов, проявляющих

переменную валентность (C, $\overset{\text{II, IV}}{\text{P}}$, $\overset{\text{III, V}}{\text{S}}$, $\overset{\text{II, IV, VI}}{\text{Pb}}$ и др.).

Единицу валентности условно можно изобразить в виде *валентной черты*, соединяющей символы атомов элементов. Такой вид представления молекул называется *графической формулой*. Например, по такой формуле видно, что в молекуле сероводорода каждый атом водорода проявляет валентность I, а валентность атома серы — II; в молекуле оксида углерода (IV) каждый атом кислорода проявляет валентность II, а валентность углерода — IV.



Способность элементов проявлять то или иное значение валентности определяется строением их атомов. Поскольку строение атомов мы будем изучать позднее, научимся определять валентность, исходя из *положения элементов в периодической системе* (рис. 29, табл. 7).

Для этого следует учитывать, что каждая группа (вертикальный столбец) элементов состоит из двух подгрупп: главной и побочной. Рассмотрите таблицу 7. В неё внесены химические элементы, с которыми вы будете встречаться особенно часто.

Элементы-металлы, располагающиеся в главных подгруппах I и II групп, проявляют постоянную валентность, равную номеру группы. Это же относится и к алюминию (III группа). А вот металлические элементы IV группы (главная подгруппа) олово и свинец служат исключением и проявляют переменную валентность, численно равную II и IV. Для многих металлов побочных подгрупп также характерно наличие переменной валентности, однако *высшее значение валентности обычно равно номеру группы!*

Большая часть неметаллов, располагающихся в главных подгруппах групп с четвёртой по седьмую, проявляет переменную валентность. В ряду возможных значений валентностей неметаллов следует выделять высшую и низшую. Высшая валентность равна номеру группы, низшая – разности, полученной вычитанием числа, равного номеру группы, из числа VIII. На-



Таблица 7. Определение валентности химических элементов по положению элементов в периодической системе

Период	Ряд	Номер группы (значение высшей валентности)							
		I	II	III	IV _(II, IV)	V _(III, V)	VI _(II, IV, VI)	VII _(I, V, VII)	VIII
1	1	H							He
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	4	K	Ca				Cr	Mn	Fe
	5	Cu	Zn			As	Se	Br	Kr
5	6	Rb							
	7	Ag			Sn		Te	I	Xe
6	8	Cs							
	9	Au	Hg		Pb				
Общие формулы высших оксидов		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄

пример: высшая валентность элемента фосфора, стоящего в V группе, равна V, низшая: VIII – V = III. Следовательно, валентность фосфора переменная – III и V.

Элементы, расположенные в группах с чётными номерами, проявляют чётные значения валентности (например, C, Si, S), а для элементов нечётных групп характерны нечётные значения валентности (P, Cl). Эта характерная особенность называется **правилом чётности-нечётности**.

По формуле бинарного (состоящего из атомов двух элементов) соединения можно определить валентность одного из элементов, если известна валентность другого.

Алгоритм определения валентности элемента по формуле его соединения

Действие	Примеры		
1. Записать химические формулы веществ, указав известные значения валентности	$\overset{\text{I}}{\text{Li}_3\text{N}}$	$\overset{\text{II}}{\text{MgO}}$	$\overset{\text{II}}{\text{Al}_2\text{O}_3}$
2. Найти общее число валентностей известного элемента (для этого надо перемножить значение валентности на индекс элемента)	$\overset{\text{I}}{\text{Li}_3\text{N}}$ $3 \cdot \text{I} = 3$	$\overset{\text{II}}{\text{MgO}}$ $1 \cdot \text{II} = 2$	$\overset{\text{II}}{\text{Al}_2\text{O}_3}$ $3 \cdot \text{II} = 6$
3. Общее число валентностей известного элемента разделить на индекс второго элемента, полученное число и есть значение валентности последнего	$\overset{\text{I}}{\text{Li}_3\text{N}}$ $3 : 1 = 3$	$\overset{\text{II}}{\text{MgO}}$ $2 : 1 = 2$	$\overset{\text{II}}{\text{Al}_2\text{O}_3}$ $6 : 2 = 3$

Выводы

1. Валентность — свойство атомов присоединять определённое число других атомов.
2. В зависимости от строения атомов элементы проявляют постоянную или переменную валентность.
3. Металлы главных подгрупп проявляют постоянную валентность, равную номеру группы.
4. Валентность кислорода и водорода постоянна: $\overset{\text{II}}{\text{O}}, \overset{\text{I}}{\text{H}}$.
5. В случаях переменной валентности высшее её значение равно номеру группы.
6. Для определения значения низшей валентности элементов-неметаллов следует из числа VIII вычесть номер группы.

Основные понятия

Валентность: постоянная, переменная • Правило чётности-нечётности

Вопросы и задания

1. Рассмотрите таблицу 7. Какие металлы обладают постоянной валентностью? Какие элементы первой группы обладают переменной валентностью? Какую подгруппу они образуют?

- 2. Используя таблицу 7, составьте формулы кислородсодержащих соединений известных вам элементов.
- 3. Определите валентность химических элементов по формулам их соединений: HgO , HBr , ZnS , MgF_2 , CuO , AlCl_3 .
- 4. Определите валентность химических элементов в соединениях: Cl_2O , NO , NO_2 , N_2O_3 , SO_2 , SO_3 , Cl_2O_5 .
- 5. Начертите графические формулы для молекул: аммиака NH_3 , воды H_2O , сернистого газа SO_2 .

§14

Составление формул по валентности



Можно ли составить формулу по валентности?

Для того чтобы научиться составлять химические формулы по валентности, надо помнить следующие **правила**.

Правила составления химической формулы по валентности

Действие	Примеры
1	2
<p>1. При составлении формул веществ, в состав которых входят атомы металлов и неметаллов, на первом месте пишут химический знак элемента-металла, на втором — знак элемента-неметалла.</p> <p>Если соединение образовано двумя элементами-неметаллами, тогда первое место отводится элементу, проявляющему <i>высшее значение валентности</i>, а на втором записывают символ элемента-неметалла, проявляющего <i>низшую валентность</i></p>	<p style="text-align: center;"> $\begin{matrix} \text{I} & \text{I} & \text{II} & \text{II} \\ \text{NaCl}, & \text{MgO} \end{matrix}$ </p> <p style="text-align: center;"> $\begin{matrix} \text{V} & \text{II} & \text{IV} & \text{II} \\ \text{P}_2\text{O}_5, & \text{CS}_2 \end{matrix}$ </p>
<p>2. Неметаллические элементы в соединениях с металлами проявляют низшую валентность</p>	<p>Составим формулу соединения металла натрия с неметаллом серой. В периодической системе Na ($Z = 11$) располагается в IA-группе,</p>

1	2
	<p>следовательно, проявляет постоянную валентность, равную единице:</p> <p>^I Na. Сера ($Z = 16$) стоит в VIA-группе, её высшая валентность равна VI, тогда значение низшей валентности</p> <p>^{II} равно $VIII - VI = II$, т. е. S. Сера – неметалл, следовательно, в соединении с натрием она проявит низшую валентность – II. Значит, формула</p> <p>^I ^{II} соединения: Na_2S</p>
<p>3. Для составления формул сложных веществ, состоящих из атомов двух неметаллов, следует учитывать, что <i>высшую</i> валентность проявит тот элемент, который стоит в периодической системе <i>левее</i> или <i>ниже</i>, а <i>низшую</i> – соответственно тот, который стоит <i>правее</i> или <i>выше</i></p>	<p>Составим формулу соединения, образованного атомами P и Cl (элементы № 15 и 17).</p> <p>Элементы хлор и фосфор расположены в одном периоде – третьем, однако хлор располагается справа от фосфора, значит, он проявит низшую валентность, равную единице ($VIII - VII = I$). Следовательно, фосфор в данном соединении имеет высшую валентность, равную пяти, а формула соединения –</p> <p>^V ^I PCl_5</p>
<p>4. В соединениях с кислородом элементы-неметаллы проявляют высшую валентность, в соединениях с водородом – низшую (табл. 8)</p>	<p>^V ^{III} P_2O_5, PH_3</p>

Таблица 8. Высшая и низшая валентность элементов-неметаллов

Символ элемента, значения его низшей и высшей валентности		P	S	Cl
Формулы соединений	с кислородом	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
	с водородом	PH_3	H_2S	HCl

Алгоритм составления химических формул по валентности

Действие	Примеры		
1. Записать символы химических элементов, которые входят в состав веществ	KS	SO	PCl
2. Над символами химических элементов проставить значения валентностей	I II KS	IV II SO	V I PCl
3. Определить наименьшее общее кратное чисел, выражающих валентность атомов обоих элементов	2	4	5
4. Определить индексы делением найденного наименьшего общего кратного на значения валентности и записать их	$2 : I = 2$ $2 : II = 1$ K ₂ S	$4 : IV = 1$ $4 : II = 2$ SO ₂	$5 : V = 1$ $5 : I = 5$ PCl ₅
<i>Примечание:</i> индекс «1» не пишут!			

Основные понятия

Высшая валентность • Низшая валентность

Вопросы и задания

- ▲ 1. Какие валентности могут проявлять атомы элементов № 3, 12, 14, 19 (в периодической таблице)?
- 2. Составьте молекулярные формулы возможных бинарных кислородных соединений для серы (II и IV) и фосфора (III и V). Начертите графические формулы молекул этих соединений.
- 3. Составьте формулы соединений натрия, алюминия, кремния, цинка и олова с кислородом и хлором.
- 4. Расставьте индексы вместо точек в формулах следующих соединений:

$$\text{K} \dots \text{N} \dots, \overset{\text{IV}}{\text{Sn}} \dots \overset{\text{VII}}{\text{O}} \dots, \overset{\text{III}}{\text{Mn}} \dots \overset{\text{III}}{\text{O}} \dots, \overset{\text{III}}{\text{Fe}} \dots \overset{\text{III}}{\text{S}} \dots, \text{Cr} \dots \text{Cl} \dots$$
- 5. Составьте формулы соединений, состоящих из пар элементов: калий и сера, натрий и фосфор, кальций и хлор, азот и магний, углерод и кремний.



Дайте определения относительным атомной и молекулярной массам. Рассчитайте относительную молекулярную массу молекул воды, сероводорода H_2S , аммиака NH_3 , хлороводорода HCl . В каких единицах она измеряется? Почему для измерения масс атомов и молекул потребовалась особая единица?

До сих пор мы говорили об индивидуальных атомах или молекулах, а также об их массах, измеряемых в атомных единицах массы, или относительных массах. Однако в химической практике невозможно иметь дело с индивидуальными молекулами, и химики взвешивают нужные им вещества в граммах, а не в атомных единицах массы.

Чтобы перейти от молекулярной шкалы измерения масс к обычной, воспользуемся единицей измерения, которая называется *моль*.



Моль — это количество вещества, содержащее такое число молекул, которое совпадает с числом атомов в 0,012 кг изотопа углерода-12.

Это означает, что 1 моль любого вещества имеет такую массу (в граммах), которая численно равна молекулярной массе данного вещества, выраженной в атомных единицах массы. Например, $m_{\text{м}}(\text{O}_2) = 16 \text{ а. е. м.} \cdot 2 = 32 \text{ а. е. м.}$, следовательно, 1 моль кислорода соответствует массе 32 г.

Самое важное заключается в том, что



1 моль любого вещества содержит одно и то же число молекул.

Это число называется **постоянной Авогадро**. Постоянная названа в честь итальянского химика Амедео Авогадро, очень много сделавшего для утверждения в науке атомно-молекулярного учения. Она обозначается символом $N_{\text{А}}$ и выражает отношение единиц, используемых для измерения масс объектов микро- и макромира:

$$N_{\text{А}} = \frac{1 \text{ г}}{1 \text{ а. е. м.}} = \frac{1 \text{ г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Это очень большое число — $6,02 \cdot 10^{23}$. Чтобы как-то представить его, скажем лишь, что оно больше, чем число стаканов воды, которое содержится



Амедео Авогадро
(1776–1856)

в Мировом океане, а $6 \cdot 10^{23}$ зёрен пшеницы имели бы массу порядка $2 \cdot 10^{16}$ т. Для сбора такого урожая потребовалось бы более 2 млн лет. Из примеров ясно: применение числа Авогадро для отсчёта макротел бессмысленно. Главное его назначение — определение количества частиц (атомов, молекул) *микромира* и *связь единиц микро- и макромира*.

Согласно Международной системе единиц (СИ) моль является единицей измерения особой физической величины — **количества вещества**. Под количеством вещества (обозначается латинской буквой n) понимают число структурных единиц этого вещества (атомов, молекул и др.).

Моль — это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (атомов, молекул), сколько содержится атомов в 0,012 кг углерода:

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{1,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}},$$

где $1,99 \cdot 10^{-26}$ кг — масса одного атома углерода.

Зная количество вещества, можно судить о числе частиц в определённой его порции и брать вещества для реакций в необходимых количествах, т. е. химики могут определять число атомов и молекул путём взвешивания порций веществ. Приведём примеры таких расчётов.

Пример 1

Какому количеству вещества соответствует $12 \cdot 10^{23}$ атомов меди?

Дано:

$$N(\text{Cu}) = 12 \cdot 10^{23} \text{ атомов}$$

$$n(\text{Cu}) = ?$$

Решение:

$$n = N : N_A,$$

где n — количество вещества; N_A — постоянная Авогадро; N — число атомов

$$n(\text{Cu}) = \frac{12 \cdot 10^{23} \text{ атомов}}{6 \cdot 10^{23} \text{ атомов/моль}} = 2 \text{ моль}$$

Ответ: 2 моль.

Пример 2

Сколько молекул (N) серной кислоты содержится в 0,5 моль этого вещества?

Дано:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль}$$

$$N(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Решение:

$$n = N : N_A,$$

$$\text{отсюда } N = n \cdot N_A$$

$$N(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 3 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Ответ: $3 \cdot 10^{23}$ молекул.

Основные понятия

Моль • Постоянная Авогадро • Количество вещества

Вопросы и задания

1. Определить число молекул углекислого газа и воды, содержащихся в следующих порциях веществ: а) 4 моль; б) 0,2 моль; в) 125 моль.
2. Население земного шара составляет примерно $6,5 \cdot 10^9$ человек. Сколько планет, подобных Земле, потребовалось бы для расселения $6 \cdot 10^{23}$ людей (числа, равного числу Авогадро)?
3. Какому количеству вещества соответствует: а) $3 \cdot 10^{23}$ молекул воды; б) $36 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода?
4. Масса 10 моль воды равна:
1) 1,8 г 2) 3,6 г 3) 90 г 4) 180 г
5. Какое количество вещества составляет 88 г оксида меди (II)?
1) 0,5 моль 2) 1,1 моль 3) 1,5 моль 4) 2 моль
6. В лаборатории изучают образцы различных металлов одинакового объёма. Расположите эти образцы по возрастанию числа атомов, содержащихся в образце. Металлы: железо, медь, цинк, алюминий. Их плотность (г/см³) соответственно: 7,87; 8,96; 7,13; 2,70.
7. Определите, какое количество вещества хлороводорода содержит столько же молекул, сколько их заключено в 360 г воды.
8. Масса порции сульфата меди (II), в которой содержится $1,204 \times 10^{23}$ атомов кислорода, равна:
1) 8 г 2) 32 г 3) 64 г 4) 128 г



Как вычислить относительную молекулярную массу?

**Молярной массой** называется масса вещества, взятого в количестве 1 моль.

Молярную массу обозначают символом M и выражают в кг/моль или г/моль.

Численное значение молярной массы равно значению относительной молекулярной массы.

Например:

$$A_r(S) = 32, \text{ отсюда } M(S) = 32 \text{ г/моль}$$

$$M_r(H_2SO_4) = 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98$$

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$$

Её можно определить, умножив массу атома или молекулы на число Авогадро:

$$M = m_a \cdot N_A$$

$$M = m_m \cdot N_A$$

Например:

$$m_a(C) = 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$$

$$M(C) = 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 0,012 \text{ кг/моль}$$

Приведём примеры выполнения расчётов.

Пример 1

Определить молярную массу углекислого газа CO_2 .

Дано:



$$M(CO_2) = ?$$

Решение:

$$M_r(CO_2) = 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 44$$

$$M(CO_2) = 44 \text{ г/моль}$$

Ответ: $M(CO_2) = 44 \text{ г/моль}$ — это означает, что 1 моль углекислого газа ($6 \cdot 10^{23}$ молекул) имеет массу 44 г.

Пример 2

Какое количество вещества содержится в 54 г воды?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 54 \text{ г}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Решение:

$$M = m : n,$$

$$\text{отсюда } n = m : M$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{54 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль}$$

$$\text{Ответ: } n(\text{H}_2\text{O}) = 3 \text{ моль.}$$

Пример 3

Какова масса оксида алюминия, взятого в количестве 0,5 моль?

Дано:

$$\begin{aligned} n(\text{Al}_2\text{O}_3) &= \\ &= 0,5 \text{ моль} \end{aligned}$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$$

Решение:

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102$$

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль}$$

$$M = m : n,$$

$$\text{отсюда } m = M \cdot n$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 51 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 51 \text{ г.}$$

Подведём итоги: определённую порцию любого вещества мы можем теперь описать, пользуясь различными физическими величинами (рис. 30).

Вопросы и задания

1. Вставьте пропущенные слова: а) вода ... 10 моль; б) ацетон ... 5 г; в) сера ... 6 кг; г) олово ... 7,3 г/см³; д) ... серной кислоты 98 г/моль; е) железо ... 1 моль.
2. Сколько атомов серебра содержится в бруске массой 32,4 г?
3. Какое количество вещества магния взято, если оно содержит: а) $24 \cdot 10^{23}$ атомов; б) $1,8 \cdot 10^{23}$ атомов?
4. Где содержится больше атомов: а) в 1 г алюминия или в 1 г углерода; б) в 1 моль алюминия или в 1 моль углерода?

Вода H_2O

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 18 \text{ см}^3$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 6 \cdot 10^{23} \frac{\text{молекул}}{\text{моль}} \times \\ \times 1 \text{ моль} = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Метанол CH_3OH

$$m(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ г}$$

$$\rho(\text{CH}_3\text{OH}) = 0,79 \text{ г/см}^3$$

$$V(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{32 \text{ г}}{0,79 \text{ г/см}^3} = 40,5 \text{ см}^3$$

$$n(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{32 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль}$$

$$N(\text{CH}_3\text{OH}) = 6 \cdot 10^{23} \frac{\text{молекул}}{\text{моль}} \times \\ \times 1 \text{ моль} = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Масса**Плотность****Объём****Количество
вещества****Число
частиц****Рис. 30.** Способы описания порции вещества

- 5. Какое количество вещества содержится: а) в 90 г воды; б) в 4,9 г серной кислоты H_2SO_4 ; в) в 22 г углекислого газа?
- 6. Одинаковое ли число молекул составляют 32 г метана CH_4 и 32 г оксида серы(IV)?
- 7. Одинаковое ли количество вещества соответствует 160 г оксида железа(III) и 160 г сульфата меди(II)?
- ★ 8. Масса 0,5 моль серной кислоты равна
1) 98 г 2) 9,8 г 3) 49 г 4) 4,9 г
- 9. Примите участие в разработке и защите проекта на тему «Научный подвиг Д.И. Менделеева». Используйте для подготовки проекта различные источники информации, в том числе Интернет.

Глава 2. Химические реакции. Законы сохранения массы и энергии

§ 17

Сущность, признаки и условия протекания химических реакций. Тепловой эффект химической реакции



Что такое явление и какие группы явлений вы знаете? В чём главное отличие химических явлений от физических? Дайте определение, приведите примеры и укажите признаки химической реакции.

Вы уже знаете многие вещества, наблюдали их превращения и сопровождающие эти превращения **признаки** (изменение цвета, выделение газа, поглощение и выделение энергии и др.). Существуют и другие признаки реакций. Обратимся к эксперименту.

Прodelайте лабораторные опыты и назовите признаки протекания химических реакций. Все опыты проводите, соблюдая правила работы в лаборатории.



1. Зачищенный кусок медной проволоки или пластинки зажмите тигельными щипцами и нагревайте в пламени спиртовки.
2. Прилейте 1–2 мл раствора уксусной кислоты к порошку пищевой соды или к карбонату кальция (известняку).
3. Прилейте 3–4 мл раствора хлорида меди к раствору едкого натра.
4. К 2 мл раствора крахмала добавьте 1–2 капли раствора иода.

Вы также знакомы со многими химическими реакциями, которые сопровождают нашу жизнь (горение дров и газа в плитах, выделение пузырьков газа при добавлении в тесто соды, лимонной кислоты или уксуса, ржавление железа, горение ацетилена в газовой горелке при резке и сварке металлов, которое сопровождается выделением большого количества тепла).



Опираясь на наблюдения известных химических явлений, перечислите признаки, по которым можно судить о протекании химических реакций.

Самым *главным признаком* химической реакции является образование новых веществ. Но об этом можно судить и по некоторым внешним признакам протекания реакций.

Внешние признаки протекания химических реакций:

- выпадение осадка;

- изменение цвета;
- выделение газа;
- появление запаха;
- выделение или поглощение энергии (тепла, электричества, света).

Например, если к смеси водорода и кислорода поднести зажжённую лучинку или пропустить через эту смесь электрический разряд, то произойдёт оглушительный взрыв, а на стенках сосуда образуется новое вещество — вода. Произошла реакция образования молекул воды из атомов водорода и кислорода с выделением тепла. Наоборот, разложение воды на кислород и водород требует электрической энергии (см. рис. 22).

Однако для возникновения химической реакции необходимы определённые условия. Рассмотрим реакцию горения винного (этилового) спирта. Она происходит при взаимодействии спирта с кислородом воздуха, для начала реакции необходимо соприкосновение молекул спирта и кислорода.



1. Откроем колпачок спиртовки, но при соприкосновении исходных веществ (спирта и кислорода) реакции не происходит. Поднесём зажжённую спичку. Спирт на фитиле спиртовки нагревается и загорается, начинается реакция горения. Какое условие необходимо для возникновения реакции?

2. В пробирку наливаем 3 %-й раствор перекиси водорода. Добавим немного чёрного порошка оксида марганца (IV). Наблюдаем бурное выделение газа. Это кислород, который образовался при реакции разложения перекиси водорода. Какое условие было необходимо для начала этой реакции?

Очевидно, что для **возникновения и течения** химических реакций необходимы некоторые **условия**, а именно: соприкосновение исходных веществ (реагентов), их нагревание до определённой температуры, применение веществ, ускоряющих химическую реакцию (катализаторов).

Характерной особенностью химических реакций является то, что они всегда сопровождаются *поглощением или выделением энергии*.

Д.И. Менделеев указывал: важнейшим признаком всех химических реакций является изменение энергии в процессе их протекания.

Выделение или поглощение теплоты в процессе химических реакций обусловлено тем, что энергия затрачивается на процесс разрушения одних веществ (разрушение связей между атомами и молекулами) и выделяется при образовании других веществ (образование связей между атомами и молекулами).

Энергетические изменения проявляются либо в выделении, либо в поглощении теплоты. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются **экзотермическими**. Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются **эндотермическими**.

Экзотермическая реакция: $\boxed{\text{исходные вещества}} \rightarrow \boxed{\text{продукты реакции}} + Q.$

Эндотермическая реакция: $\boxed{\text{исходные вещества}} \rightarrow \boxed{\text{продукты реакции}} - Q.$

Количество выделенной (или поглощённой) теплоты называют **тепловым эффектом** реакции. Тепловой эффект обычно обозначают буквой Q и соответствующим знаком: $+Q$ — для экзотермических реакций и $-Q$ — для эндотермических реакций.

Область химии, занимающаяся изучением тепловых эффектов химических реакций, называется термохимией. Уравнения химических реакций, в которых указан тепловой эффект, называют **термохимическими**. Ранние исследования термохимических явлений принадлежат учёному Н.Н. Бекетову.

Значение теплового эффекта относят к 1 моль вещества и выражают в килоджоулях.



Николай Николаевич
Бекетов
(1827–1911)

Большинство осуществляющихся в природе, лаборатории и промышленности химических процессов — экзотермические. К ним относятся все реакции горения, окисления, соединения металлов с другими элементами и др. Однако существуют и эндотермические процессы, например разложение воды под действием электрического тока. Тепловые эффекты химических реакций колеблются в широких пределах (4–500 кДж/моль). Наиболее значителен тепловой эффект при реакциях горения.

 Что происходит с веществами в процессе химической реакции?

Попробуем объяснить, в чём сущность происходящих превращений веществ и что происходит с атомами реагирующих веществ. Согласно атомно-молекулярному учению все вещества состоят из атомов, соединённых друг с другом в молекулы или другие частицы. В процессе реакции происходит разрушение исходных веществ (реагентов) и образование новых веществ (продуктов реакции). Таким образом, *все реакции сводятся к образованию новых веществ из атомов, входящих в состав исходных веществ. Следовательно, сущность химической реакции состоит в перегруппировке атомов, в результате которой из молекул (или других частиц) получаются новые молекулы (или другие формы вещества).*

Процесс перегруппировки атомов в ходе химической реакции можно представить с помощью графических моделей, изображённых на рисунке 31.

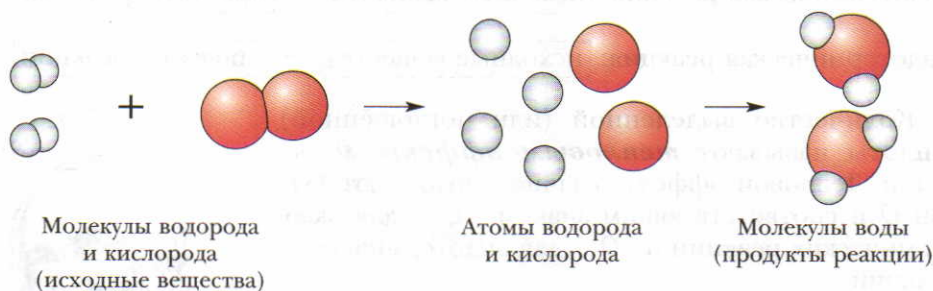


Рис. 31. Образование воды

! *Химической реакцией* называют превращение одних веществ в другие. Вещества, полученные в результате реакции, отличаются от исходных веществ составом, строением и свойствами.

Основные понятия

Химическая реакция • Признаки и условия возникновения и течения реакций • Экзотермические и эндотермические реакции • Тепловой эффект • Термохимическое уравнение



Вопросы и задания

- ▲ 1. Что называется химической реакцией?
- ▲ 2. На какие типы (по тепловому эффекту) можно разделить химические реакции?
- 3. Какие признаки говорят о том, что перечисленные ниже процессы являются химическими реакциями: а) гниение листьев; б) пригорание пищи; в) ржавление железа; г) окисление меди; д) взаимодействие известковой воды и углекислого газа; е) скисание молока?
- 4. Приведите примеры протекания химических реакций, для которых характерны признаки: выделение газа, появление осадка, изменение окраски.
- 5. Изобразите схему реакции образования сероводорода из серы и водорода:




Объясните её с точки зрения атомно-молекулярного учения.

- 6. К какому типу — экзо- или эндотермическому — относятся следующие реакции: образование воды из водорода и кислорода, са-

- мозговой штурм и взрыв метана (газ, который часто выделяется породой и скапливается в шахтах).
-  7. Предложите и с помощью компьютера начертите схему прибора для измерения теплового эффекта химической реакции. Обсудите её с товарищем.
- 


§18

Законы сохранения массы и энергии

-  Вспомните основные положения атомно-молекулярного учения. Что происходит с веществами в химических реакциях? Что вам известно из курса физики о переходе одного вида энергии в другой?

В химических реакциях происходит превращение одних веществ в другие, при этом исходные вещества и продукты реакции состоят из атомов одних и тех же химических элементов. В процессе химической реакции число атомов исходных веществ сохраняется, происходит лишь их перегруппировка, ведущая к образованию новых веществ (продуктов реакции).

Сумма атомов веществ, вступивших в химическую реакцию, равна сумме атомов, получившихся в результате реакции.

 **Общая масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна общей массе веществ — продуктов химической реакции.**

Этот закон носит название **закон сохранения массы веществ**.

Проблема. Почему в химических реакциях массы исходных веществ и продуктов равны? Как это объяснить?

Идея сохранения массы веществ при химических реакциях возникала в работах разных учёных. Большое значение для открытия закона имели экспериментальные исследования Р. Бойля и М.В. Ломоносова.

М.В. Ломоносов прокаливал металлы в запаянном сосуде — реторте (рис. 32) и обнаружил, что вес веществ до и после реакции остался неизменным. Р. Бойль проводил прокалывание металлов в реторте с открытым горлом.

Вы знаете, что воздух состоит в основном из кислорода, азота, аргона (инертного газа). В результате реакции «прокалывания железа» образовались новые вещества: железная окалина (соединение железа с кислородом воздуха) и «остаток воздуха», заключённого в реторте, но уже без кислорода.

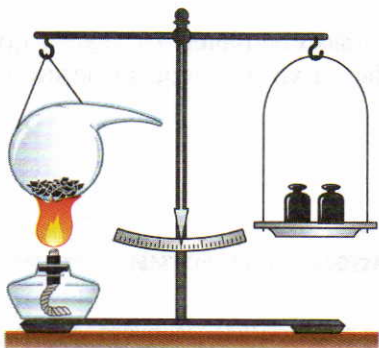


Рис. 32. Сохранение массы веществ при прокаливании железа в запаянной реторте

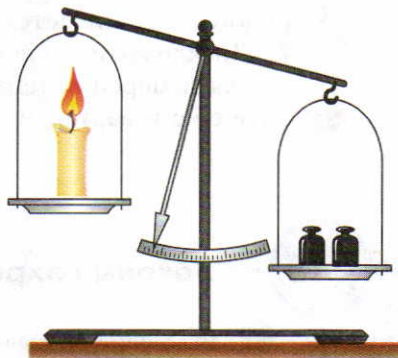


Рис. 33. Горение свечи на весах

Проблема. Перед прокаливанием запаянная реторта с железом была взвешена. После нагревания сосуд был открыт и вновь взвешен. Почему его масса увеличилась? Приведите ваши объяснения и доказательства.

Закон сохранения массы веществ проявляется во всех химических реакциях и всегда может быть подтверждён экспериментально. Например, при горении свечи кажется, что масса веществ убывает (рис. 33), однако если произвести поглощение продуктов реакции горения и взвесить их вместе с огарком свечи, то масса веществ получится такой же, как и до начала реакции.

Из курса физики вы знаете, что явления природы обычно сопровождаются превращениями одного вида энергии в другой. В ходе химических реакций также происходит взаимопревращение различных видов энергии.

Например, при реакции цинка с серной кислотой (рис. 34, 1) выделяется водород, вытесняющий воду из банки (рис. 34, 2) и заставляющий воду подниматься вверх по трубке (рис. 34, 3). Выливающаяся вода совершает работу — приводит в движение колёсико с лопастями.

При опускании цинковой и платиновой пластин в раствор серной кислоты возникает электрический ток, что и фиксирует стрелка гальванометра (рис. 35).

Подведём итог (рис. 36).

Тщательные эксперименты показали, что количество энергии при различных взаимопереходах сохраняется. Таким образом, можно говорить о *действии закона сохранения энергии в химических реакциях*.

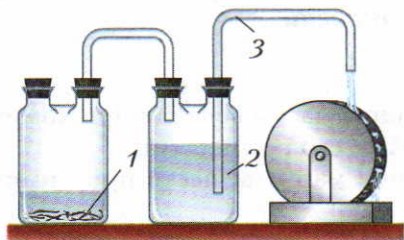


Рис. 34. Установка для демонстрации превращения химической энергии в механическую

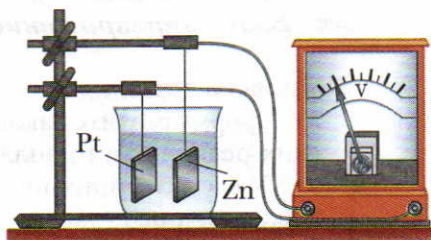


Рис. 35. Установка для демонстрации превращения химической энергии в электрическую

Переход одних видов энергии в другие	Виды энергии	Примеры переходов энергии
<p>Химическая энергия</p>	Тепловая энергия	а) Реакция горения. б) Реакции, идущие только при постоянном нагревании, например разложение оксида ртути, разложение известняка
	Световая энергия	а) Свечение фосфора, свечение гнилого дерева. б) Фотосинтез, разложение светом некоторых веществ, использующихся в фотографии
	Механическая энергия	а) Реакции, за счёт которых выполняется некоторая работа (см. рис. 34). б) Разложение взрывчатых веществ при ударе
	Электрическая энергия	а) Возникновение электрического тока при химических реакциях (см. рис. 35). б) Электролиз воды

Рис. 36. Взаимопревращение различных видов энергии в химических реакциях

В 1905 г. А. Эйнштейн установил взаимосвязь массы и энергии. Законы сохранения массы и энергии – это важнейшие законы, общие для всех естественных наук.

Основные понятия

Закон сохранения массы веществ при химических реакциях • Взаимопревращение видов энергии

Вопросы и задания

1. Сформулируйте закон сохранения массы веществ при химических реакциях и проиллюстрируйте его примерами.
2. Объясните причину сохранения массы веществ при химических реакциях.
3. Почему выделение или поглощение теплоты относится к общим признакам химических реакций?
4. При горении дров, на первый взгляд, закон сохранения массы не действует. Опровергните это утверждение.
5. Какие виды превращения энергии в химических реакциях вам известны? Приведите примеры, когда энергетические изменения являются для практики более важными, чем превращения, происходящие с веществами в ходе реакции.
6. Предложите и с помощью компьютера схематично изобразите прибор для преобразования химической энергии в тепловую и механическую. Обсудите его с товарищем.

§ 19

Составление уравнений химических реакций. — Расчёты по химическим уравнениям



Какие науки используют уравнения для вычислений?

Зная состав молекул исходных веществ и продуктов реакции, можно для любой реакции написать **химическое уравнение**, которое представляет собой условную запись химической реакции с помощью химических формул.

В левой части уравнения пишут формулы исходных веществ, а в правой — формулы продуктов реакции.

Коэффициенты в уравнении химической реакции рассчитывают на основании закона сохранения массы таким образом, чтобы число атомов одного элемента в левой и правой частях уравнения было одинаковым. Правила, которыми обычно пользуются при составлении химических уравнений, рассмотрены в алгоритме на примере реакции окисления алюминия:



Алгоритм составления уравнений химических реакций

Действие	Пример
1. Записать формулы исходных веществ и продуктов реакции (между ними ставят чёрточку или стрелку)	$\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> <div style="text-align: center;"> левая часть уравнения </div> <div style="text-align: center;"> правая часть уравнения </div> </div>
2. Определить число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения. Если число атомов различное, то необходимо: а) найти для каждого элемента наименьшее кратное (обычно начинают с тех атомов, число которых в реагирующих веществах больше); б) разделить наименьшее кратное на число соответствующих атомов, т. е. найти и расставить коэффициенты; в) уравнивать числа атомов остальных элементов (если это сделано, между левой и правой частями уравнения можно поставить знак равенства)	<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> 1 атом Al 2 атома O </div> <div style="text-align: center;"> 2 атома Al 3 атома O </div> </div> <p>для числа атомов кислорода (2) и алюминия (3) наименьшее общее кратное 6</p> <div style="text-align: center; margin: 20px 0;"> $(6 : 2 = 3) \quad 6 \quad (6 : 3 = 2)$ </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> $\text{Al} + 3\text{O}_2$ </div> <div style="text-align: center;"> $2\text{Al}_2\text{O}_3$ </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; margin-top: 10px;"> <div style="text-align: center;"> левая часть 1 атом Al </div> <div style="text-align: center;"> правая часть $2 \cdot 2 = 4$ атома Al </div> </div> <p>в левой части нужно поставить коэффициент 4:</p> $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$
3. Проверить правильность уравнения числа атомов в левой и правой частях уравнения химической реакции	<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> 4 атома Al 6 атомов O </div> <div style="text-align: center;"> 4 атома Al 6 атомов O </div> </div>

Прочтение химических уравнений. Между понятиями *атом*, *молекула* и *моль* существует определённое соотношение. Поэтому, например, уравнение реакции образования воды из водорода и кислорода



можно прочесть двумя способами. Первый: *две молекулы водорода реагируют с одной молекулой кислорода, образуя две молекулы воды*. Однако поскольку при этом имеется в виду лишь единичный акт химической реакции, соответствующий микросостоянию, а мы наблюдаем макросостояние, то более правильным будет второй способ прочтения: *два моля водорода реагируют с одним молем кислорода, образуя два моля воды*.

Уравнения химических реакций составляют на основе законов сохранения массы и постоянства состава веществ (рис. 37). При составлении уравнений важно не путать коэффициенты и индексы и не изменять индексы в химических формулах.



Расчёты по уравнениям химических реакций

Вспомните определения молярной массы и количества вещества. Как рассчитываются эти величины?

Уравнения реакции имеют огромное практическое значение для расчётов, связанных с той или иной реакцией.

Расчёты количеств веществ, участвующих в химических реакциях, называются *стехиометрическими* (стехиометрия — раздел химии, изучающий массовые и объёмные отношения между реагентами).

Посмотрим, как можно по уравнениям определить массу и количество веществ, участвующих в реакции. Вспомним, что эти величины связаны между собой уравнением: $M = \frac{m}{n}$, где M — молярная масса, г/моль; n — количество вещества, моль; m — масса вещества, г.

При решении указанных задач целесообразно пользоваться алгоритмом.

Алгоритм решения задач на нахождение массы и количества вещества по уравнениям реакций

Пример. Определить массу оксида магния, образующегося при взаимодействии 6 г магния с кислородом. Какое количество вещества оксида магния получилось в результате реакции?

Действие	Пример
1. Записать условие задачи	Дано: $m(\text{Mg}) = 6 \text{ г}$ $m(\text{MgO}) = ?$ $n(\text{MgO}) = ?$
2. Составить уравнение реакции	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
3. Указать количественные отношения, в которых в данной реакции участвуют исходные вещества и продукты	$\begin{array}{ccccc} 2\text{Mg} & + & \text{O}_2 & = & 2\text{MgO} \\ 2 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} & & 2 \text{ моль} \\ & & \text{(из уравнения)} & & \end{array}$
4. Определить количество каждого вещества по известной из условия массе (магния)	$n = \frac{m}{M}; n(\text{Mg}) = \frac{6 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}$
5. Подписать полученные значения количества веществ под уравнением реакции	$\begin{array}{ccccc} 2\text{Mg} & + & \text{O}_2 & = & 2\text{MgO} \\ 2 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} & & 2 \text{ моль} \\ & & \text{(из уравнения)} & & \\ 0,25 \text{ моль} & & & & x \text{ моль} \\ & & \text{(из расчётов)} & & \end{array}$
6. Определить искомое в задаче количество вещества	<p>Если из 2 моль Mg образуется 2 моль MgO, значит, из 0,25 моль Mg образуется 0,25 моль MgO:</p> $\begin{array}{ccccc} 2\text{Mg} & + & \text{O}_2 & = & 2\text{MgO} \\ 0,25 \text{ моль} & & & & 0,25 \text{ моль} \\ & & \text{(из расчётов)} & & \end{array}$
7. Найти массу образующегося вещества	$m = M \cdot n$ $M(\text{MgO}) = 24 + 16 = 40 \text{ г/моль}$ $m(\text{MgO}) = 40 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 10 \text{ г}$
8. Записать ответ	Ответ: 10 г MgO, 0,25 моль

При записи *термохимического* уравнения приводят тепловые эффекты реакций. Например, уравнение эндотермической реакции азота с водородом записывают так:



Основные понятия

Химическое уравнение • Коэффициент • Индекс

Вопросы и задания

- ▲ 1. Какие расчёты называются стехиометрическими? Для чего они применяются?
- ▲ 2. Как связаны между собой масса, количество вещества и молярная масса?
- ▲ 3. Что такое уравнение химической реакции?
- ▲ 4. Какими законами необходимо руководствоваться при составлении уравнений?
- 5. Какое количество вещества кислорода необходимо для получения 72 г воды из кислорода и водорода?
- 6. Прочтите уравнения химических реакций и объясните их:
а) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ б) $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$
- 7. Составьте уравнения реакций:
а) $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$ в) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$
б) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- 8. Используя химическое уравнение из задания 6, а, рассчитайте массу образовавшегося оксида кальция CaO , если в реакцию вступил кислород количеством вещества 0,1 моль.

§ 20

Типы химических реакций



Какие типы химических реакций вам уже известны?
Какую роль играют классификации в науках о природе?

Химические реакции можно классифицировать по различным признакам.

По числу и составу исходных и полученных веществ химические реакции делятся на реакции присоединения, разложения, замещения и обмена. В таблице 9 приведены их важнейшие признаки.

Задание. Ознакомившись с таблицей 9 и проделав предложенные лабораторные опыты, определите тип каждой реакции.

Таблица 9. Классификация реакций на основании количества и состава реагирующих веществ

Тип реакции	Уравнение реакции в общем виде. Количество и состав веществ		Примеры (уравнения реакций)
	вступивших в реакцию	получившихся в результате реакции	
Реакция присоединения	Несколько простых	Сложное вещество	Образование воды: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
	или сложных веществ	Другое сложное вещество	Образование карбоната кальция: $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
Реакция разложения	$\text{A} + \text{B} = \text{AB}$		
	$\text{AB} + \text{CB} = \text{AB}_2\text{C}$		
Реакция замещения	Сложное вещество	Несколько простых	Разложение воды: $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
		или других сложных веществ	Разложение гидроксида меди (II): $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
Реакция обмена	$\text{AB} = \text{A} + \text{B}$		
	$\text{AB}_2\text{C} = \text{AB} + \text{BC}$		
Реакция замещения	Сложное вещество и простое	Другое сложное вещество и другое простое	Вытеснение меди из раствора хлорида меди (II): $\text{CuCl}_2 + \text{Fe} = \text{Cu} + \text{FeCl}_2$
			Вытеснение железа из его оксида алюминием: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \xrightarrow{t} 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$
Реакция обмена	$\text{AB} + \text{C} = \text{A} + \text{CB}$		
	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \xrightarrow{t} 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$		
Реакция обмена	Два сложных вещества	Два других сложных вещества	Взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой: $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{AB} + \text{CD} = \text{AD} + \text{CB}$		



1. Заполните пробирку на $\frac{1}{5}$ часть свежеприготовленным гидроксидом меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (гидроксид меди (II) приготовьте по указаниям учителя). Возьмите пробирку с гидроксидом меди (II) держателем и нагревайте в пламени спиртовки.

Определите, прошла ли химическая реакция. Составьте уравнение реакции. Назовите продукты реакции, ответ обоснуйте.

2. Налейте в пробирку (примерно на $\frac{1}{4}$ объема) раствор хлорида меди (II) CuCl_2 , опустите в пробирку очищенный железный гвоздь. Затем выньте гвоздь и насыпьте в пробирку немного железных опилок. Внимательно наблюдайте за изменениями, происходящими в ходе реакции.

Назовите: а) признаки протекающей химической реакции (опишите продукты реакции); б) отличие этой реакции от предыдущих.

3. В пробирку, на дно которой насыпан порошок оксида меди (II) CuO , прилейте 5 мл раствора соляной кислоты HCl . Назовите признаки химической реакции.

Изучив таблицу 9 и выполнив опыты, обобщим сведения о различных типах химических реакций.

Реакции присоединения — это такие реакции, при которых из двух или более простых или сложных веществ образуется одно новое сложное вещество.

Реакции разложения — это такие реакции, при которых из одного сложного вещества получаются два или более простых или сложных веществ.

Реакции замещения — это реакции между простым и сложным веществами, при которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества.

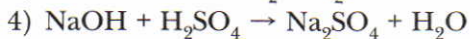
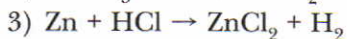
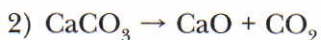
Реакции обмена — это такие реакции, при которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

Основные понятия

Реакции присоединения • Реакции разложения • Реакции замещения • Реакции обмена

Вопросы и задания

- ▲ 1. Приведите примеры и дайте определение реакциям замещения, разложения, присоединения, обмена.
- 2. Приведите примеры и укажите сходство и различия в реакциях замещения и обмена.
- 3. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций (там, где это необходимо), укажите, к какому типу относятся следующие химические реакции:
1) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$



4. Объясните сущность химических реакций разных типов с позиций атомно-молекулярного учения.

5. Рассчитайте массу (г) продукта реакции, образовавшегося при горении 1,5 моль фосфора в кислороде.

6. Вычислите количество вещества (моль) углерода, вступившего в реакцию с кислородом, если в результате выделилось 4,4 г углекислого газа.

7. При взаимодействии 0,5 моль алюминия и серы можно получить сульфид алюминия Al_2S_3 , масса которого

1) 3,75 г 2) 37,5 г 3) 30,5 г 4) 4 моль

8. Запишите уравнения реакций соединения, в результате которых образуются следующие вещества: 1) SO_2 ; 2) CuO ; 3) P_2O_5 ; 4) Fe_2O_3 .

9. Составьте и решите задачу, используя следующие единицы: относительная молекулярная масса, масса, молярная масса, количество вещества.

§21

Методы науки химии



Какими методами пользуются биология, физика и другие науки?

В повседневной жизни нам приходится решать множество задач, так или иначе связанных с химией, например выбрать клей для ремонта кожаного изделия, приготовить раствор уксуса, подобрать подходящий пятновыводитель и др. Решение этих бытовых или технических задач достигается различными способами. Обычно бывает достаточно воспользоваться готовой инструкцией. Однако задачи, возникающие в повседневной жизни, хотя и требуют определённых знаний, жизненного опыта и сноровки, конечно, не могут сравниться с ещё более сложными задачами, стоящими перед химической наукой. Для успешного изучения веществ и решения научных задач необходимы знания и применение научных методов.



Метод — путь познания окружающего мира и способ действий в решении научно-практических задач.

Есть методы, общие для всех наук. В то же время для каждой науки характерны свои методы (рис. 38). В химии ведущими методами познания являются *наблюдение* и *химический эксперимент*.

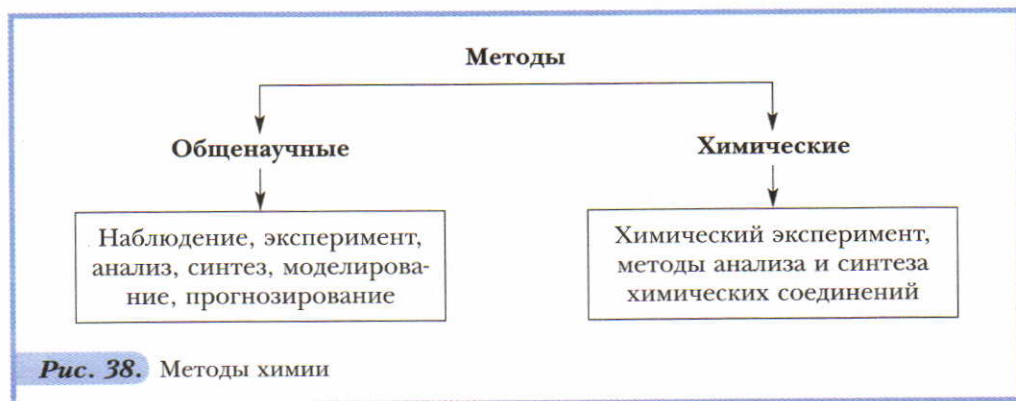


Рис. 38. Методы химии

При изучении какого-либо химического соединения или процесса в современных условиях используются различные методы и аппаратура. Так,

эксперимент и наблюдение чаще всего сочетаются с *моделированием*, например моделированием «поведения» атомов и молекул в изучаемых реакциях. По мере развития естественных наук развивались и методы, применяемые в этих науках.

Важнейшие методы химии — это непосредственное изучение веществ и химических явлений: *наблюдение, описание, эксперимент*.

Чтобы понять окружающий мир, нужно уметь его наблюдать. **Наблюдение** должно быть целенаправленным. При наблюдении очень важно определить и отметить существенные признаки объекта и условия, в которых проводилось наблюдение. Наблюдение в науке бессмысленно без фиксации полученных результатов, без тщательного *описания* увиденного. При работе в химической лаборатории наблюдения приходится проводить постоянно. Успех зависит от того, насколько точно и полно они сделаны и описаны. Наблюдение позволило совершить выдающиеся открытия. Достаточно назвать такое из них, как вращение Земли вокруг Солнца! М.В. Ломоносов, Дж. Дальтон, Р. Бойль, Д.И. Менделеев и другие знаменитые учёные-химики были прекрасными наблюдателями.

Для изучения свойств веществ и их превращений необходим **эксперимент** — целенаправленное и контролируемое воздействие на объект исследования в данных условиях. Умение планировать и проводить эксперимент — необходимое качество химика-исследователя. В современных условиях появилась возможность исследовать сложные химические процессы с помощью компьютерного эксперимента, позволяющего моделировать «поведение» атомов и молекул, рассчитывать оптимальные способы получения новых веществ с определёнными свойствами.

Экспериментальные методы. В химии очень часто используют экспериментальные методы — *анализ* и *синтез* веществ. Слово «анализ» означает «разложение». С помощью анализа определяют химический состав веществ. Анализ может быть *качественным* и *количественным*.

Первоначально с помощью качественного анализа распознавались свойства некоторых соединений и минералов. Количественный анализ применялся для определения содержания благородных металлов. Методы испытания благородных металлов были известны ещё в Древнем Египте и Древней Греции. В наше время химический анализ — один из важнейших способов контроля качества сырья и готовой продукции. В сельском хозяйстве путём химического анализа определяют состав почв и удобрений, в медицине — состав лекарственных препаратов, состав крови больного и т. д. Нет почти ни одной отрасли народного хозяйства, где не применялся бы химический анализ.

Основы *качественного анализа* заложены в работах английского естествоиспытателя Р. Бойля. В частности, он приготовил первый *индикатор* — реактив, изменяющий свою окраску в присутствии кислот и позволяющий

определить кислоты среди других веществ. Наиболее часто индикаторы применяют для определения (идентификации) кислот или щелочей.

Ранее вы уже выполняли химические опыты с щелочами и кислотами. Более подробно с этими веществами мы познакомимся позднее. А сейчас уделите внимание важнейшим индикаторам — веществам, используемым в качественном анализе.

Задание. Изучите таблицу 10. Прodelайте лабораторный опыт.

Таблица 10. Индикаторы

Название индикатора	Окраска индикатора в растворах		
	нейтральных	кислых	щелочных
Лакмус	Фиолетовая	Красная	Синяя
Фенолфталеин	Бесцветная	Бесцветная	Малиновая
Метиловый оранжевый	Оранжевая	Розовая	Жёлтая



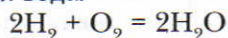
Добавьте по 2–3 капли выданных вам индикаторов в растворы кислоты, щёлочи в воду. Наблюдайте за изменением окрасок индикаторов.

В качественном анализе используют и другие приёмы, позволяющие определить химический состав анализируемого вещества, например окрашивание пламени, определение веществ по характерной форме их кристаллов с помощью микроскопа и др.

Количественный анализ, так же как и качественный, развивался и совершенствовался с развитием промышленности. Количественное определение состава сырья, топлива, продуктов производства является элементом контроля в металлургической, химической и других отраслях промышленности.

Наряду с анализом в научных исследованиях и промышленности широко применяют **синтез** — получение сложных веществ из более простых веществ путём химических реакций.

Вы уже знакомы с реакцией разложения воды электрическим током. Возможен и процесс синтеза воды из водорода и кислорода, он проводится в специальном приборе, называемом эвдиометром (рис. 39). Толстостенную трубку (эвдиометр) погружают в воду и заполняют соответствующими объёмами водорода и кислорода (2 : 2), затем с помощью индукционной катушки производят электрический разряд, смесь газов взрывается, в результате образуется вода:



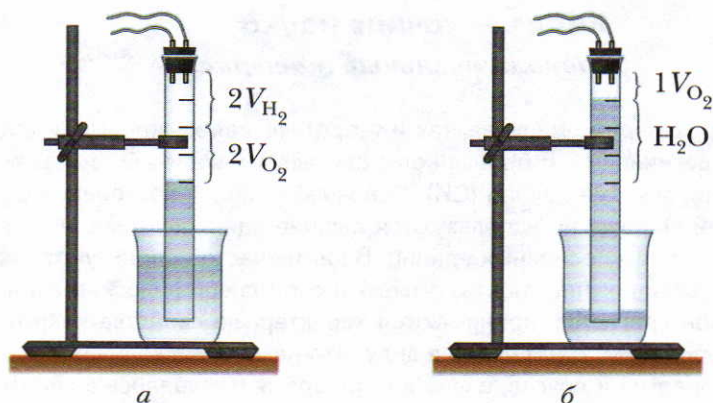


Рис. 39. Уровень воды в эвдиометре: *а* — до взрыва газовой смеси; *б* — после взрыва газовой смеси

В настоящее время в промышленности в больших количествах синтезируют вещества с заданными свойствами, например полиэтилен, поливинилхлорид, каучук, аспирин и многие другие.

Основные понятия

Методы химии: наблюдение, описание, эксперимент • **Идентификация (распознавание) веществ** • **Индикаторы** • **Анализ** • **Синтез**

Вопросы и задания

- ▲ 1. Какое значение в химии имеют методы научного исследования веществ?
- ▲ 2. Что такое анализ и синтез веществ? Какие виды анализа вам известны?
- 3. Укажите, какие из приведённых реакций можно отнести к реакциям синтеза:
 - а) $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$
 - б) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$
 - в) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
 - г) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- 4. Какие приёмы качественного анализа вы используете в повседневной жизни? Как вы думаете, в каких случаях используют такой аналитический приём, как окрашивание пламени?

Химия — точная наука

(дополнительный материал к § 21)

Как экспериментальная, так и теоретическая химия имеет дело с измеряемыми величинами. В большинстве случаев эти величины выражены в Международной системе единиц (СИ). Основной принцип построения СИ — простота: в ней никогда не используются лишние единицы, а все необходимые выводятся из семи основных единиц. В химии часто используются производные от этих величин (плотность, объём) и свои специфические величины, когда за эталон сравнения принимаются характерные свойства какого-либо вещества (твёрдость). Надо иметь в виду, что некоторые величины, например давление, энергия и другие, очень долгое время измерялись в химии с помощью других единиц (атмосферы, миллиметры ртутного столба, калории), а не в системе СИ, поэтому эти единицы до сих пор можно встретить в различных справочниках и пособиях.

Следует помнить, что всякое измерение ограничено многими факторами: внешними условиями, влияющими на измеряемую величину, точностью прибора, а если речь идёт об исследовательской работе, то и внимательностью наблюдателя. На рисунке 40 изображены термометры: ртутный (а) и термометр Бекмана (б), который позволяет производить измерения с точностью до $\pm 0,002^\circ\text{C}$. Поэтому всегда нужно учитывать возможную погрешность измерения. В химии, как в экспериментальной науке, приняты четыре способа выражения зависимости величин:

1) качественный (например, с увеличением атомной массы элементов в группах периодической системы плотность их простых веществ возрастает);

2) количественный (например, при разложении 2 моль воды получается 1 моль кислорода);

3) графический (например, график изменения объёмов реагентов и продуктов при химической реакции);

4) математический (например, $m = M \cdot n$).

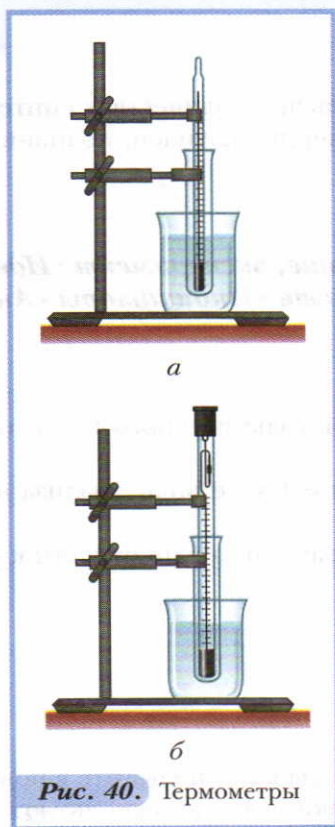


Рис. 40. Термометры



О существовании каких научных языков вам известно?

Вы уже знаете, что химия — это наука, у которой есть свой основной объект изучения и свои методы исследования. (Назовите их.)

При изучении математики вы познакомились с математическим языком. У химической науки тоже есть свой язык, которым описываются результаты исследований. По мере развития химии развивался и её язык.

Алхимики давали каждому веществу названия, используя имена сказочных чудовищ, планет, растений и т. д., а результаты своих опытов описывали малопонятным, образным языком.

Например, описание опыта нагревания свинца с органическими веществами было сделано так: «Чтобы приготовить эликсир мудрецов, или философский камень, возьми, сын мой, философской ртути и накаливай, пока она не превратится в зелёного льва. После этого прокаливай сильнее, и она превратится в красного льва. Дегидрируй этого красного льва на песчаной бане с кислым виноградным спиртом, и ртуть превратится в вещество, которое можно резать ножом. Положи его в обмазанную глиной реторту и не спеша дистиллируй. Собери отдельно жидкости различной природы, которые появятся при этом. Ты получишь безвкусную флегму, спирт и красные капли. Киммерийские тени покроют реторту своим тёмным покрывалом, и ты найдёшь внутри неё истинного дракона, потому что он пожирает свой хвост». Ясно, насколько неудобен такой «язык»: для расшифровки этой записи понадобилось несколько веков! По мере превращения химии в науку для краткого и удобного обозна-

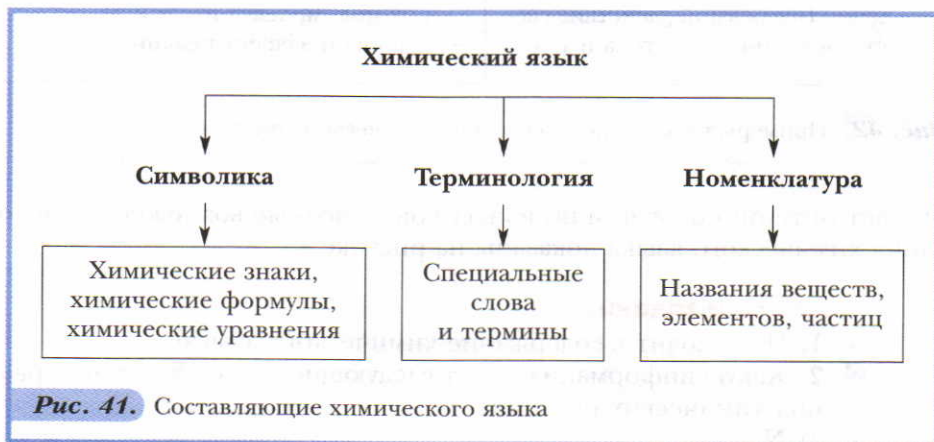


Рис. 41. Составляющие химического языка

чения её объектов создавались условные знаки — символика (Берцелиус и др.) и номенклатура (Лавуазье и др.). Современный химический язык включает в себя химическую символику, терминологию и номенклатуру (рис. 41).

Вспомним, как много можно узнать на основании формулы или даже знака химического элемента. На рисунке 42 показана «клетка» таблицы «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева». Посмотрим, какую информацию можно получить из периодической системы и из уравнения химической реакции.

Информация о химическом элементе, которую можно получить, пользуясь периодической системой Д.И. Менделеева	
Можно увидеть	Можно узнать
<div style="border: 1px solid orange; padding: 5px; display: inline-block;"> ${}^3\text{Li}_{6,941}$ </div>	3 — порядковый номер Li — символ, название 6,941 — относительная атомная масса
Информация, которую можно получить из уравнения химической реакции	
Качественная	Количественная
<ul style="list-style-type: none"> — состав исходных веществ и продуктов реакции; — протекает реакция с поглощением или выделением энергии; — особые условия проведения реакции (нагревание, действие света, электрического тока и т. д.) 	<ul style="list-style-type: none"> — число молей исходных веществ и продуктов реакции; — массы реагирующих и образующихся веществ; — количество реагирующих частиц (атомов, молекул и т. д.); — тепловой эффект реакции

Рис. 42. Примеры раскрытия содержания химической символики

С учётом терминологии и номенклатуры основные возможности использования химического языка показаны на рисунке 43.

Вопросы и задания

- ▲ 1. Что входит в содержание химического языка?
- 2. Какую информацию несут следующие знаки, формулы, уравнения химических реакций?
 - а) N_2

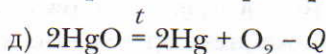
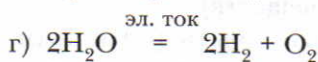
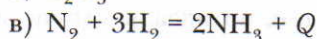
С помощью химического языка можно

получать информацию
о химических элемен-
тах, веществах и их
превращениях

описывать резуль-
таты эксперимента,
пользоваться науч-
ными теориями
и закономерностями

обсуждать химические
проблемы, анализиро-
вать информацию
о химических явлениях,
записанную на различ-
ных носителях (бумаж-
ных, электронных)

Рис. 43. Возможности использования химического языка



- 3. Как составляются и что показывают химическая формула и химическое уравнение?
- 4. Объясните, какую информацию о качественном и количественном составе вещества даёт молекулярная формула CH_4O .
- 5. Какая запись обозначает четыре атома кислорода?
1) $2O_2$ 2) $4O$ 3) $4O_2$ 4) $2O$
- 6. Молекулы каких веществ состоят из одинакового числа атомов?
1) H_2O 2) O_2 3) CO_2 4) HNO_3
- 7. Состав вещества выражен формулой K_2SO_4 . Определите: а) суммарное число атомов в молекуле; б) число химических элементов, входящих в состав вещества; в) число атомов каждого химического элемента в веществе.
- ★ 8. Даны формулы веществ: а) H_2O — вода; б) O_2 — кислород; в) CO_2 — оксид углерода (IV); г) HNO_3 — азотная кислота. Определите, молекулы каких веществ состоят из одинакового числа атомов. Молекула какого вещества содержит наименьшее число атомов? Сколько атомов разных химических элементов входит в состав молекулы каждого вещества?

Глава 4. Вещества в окружающей нас природе и в технике

§ 23

Чистые вещества и смеси



Бывает ли в природе абсолютно чистое вещество? Как получить чистые вещества?

Существуют ли в природе абсолютно *чистые вещества*? На основании точных химических анализов можно с уверенностью сказать, что абсолютно чистых веществ в природе нет.

Чистоту вещества можно определить:

1) по содержанию примесей, загрязняющих основное вещество (часто содержание выражают в процентах);

2) по «чистоте» геометрии кристалла, т. е. по идеальному порядку в расположении атомов (для кристаллических веществ).

Количество примесей в веществе может быть различным, например от 10^{-5} – 10^{-10} (сверхчистые вещества) до 40 % в рудах, содержащих железо, и до 99,5 % в золотоносных породах. Даже незначительное количество примесей может существенно влиять на свойства вещества (изменять температуру плавления, кипения, способность вступать в химические реакции) и определять область использования вещества. В химии чистыми для анализов являются вещества, имеющие менее 1 % примесей. **Чистые вещества** обладают строго постоянными физическими свойствами, например дистиллированная вода.

Нужно различать понятия «примеси» и «смеси». Всё, что нас окружает: воздух, вода, продукты питания, одежда, предметы обихода и т. д., — состоит из различных смесей веществ. Вам известно, что вещества имеют определённый состав, строение, свойства. *Смеси* характеризуются переменным составом и тем, что их можно разделить физическими методами на составляющие вещества.



Смеси — это системы, состоящие из нескольких веществ, не изменяющих в результате смешивания своих физических и химических свойств.

Проблема. Что происходит при смешивании веществ с различными свойствами? Выскажите ваши предположения.

Проведём лабораторный опыт по приготовлению и рассмотрению смеси железа и серы.



1. Насыпьте на лист бумаги отдельными кучками серу и порошок железа, рассмотрите их цвет.
2. Возьмите небольшую часть каждого вещества и проведите следующие операции: а) испытайте магнитом; б) опустите в пробирку с водой.
3. Смешайте стеклянной палочкой оба порошка на бумаге, рассмотрите цвет смеси.
4. Проведите со смесью те же операции, что и с чистыми веществами.
5. Сопоставьте наблюдения по опытам 2 и 4. Сделайте вывод о сохранении свойств веществ после их смешивания.

Очевидно, что при смешивании веществ изменений в их составе не происходит. Проведённый эксперимент и наблюдения позволяют сделать общий вывод: при получении смесей новые молекулы или другие формы веществ, в отличие от химических реакций, не образуются.

Смеси характеризуются переменным составом и тем, что их можно разделить на чистые вещества физическими методами. Важной характеристикой смесей является их *однородность*. Различают два вида смеси. Если смесь однородна, т. е. в любой точке объёма имеет одинаковый состав, то говорят о *гомогенной смеси*. Например, раствор сахара в воде — гомогенная смесь. Существуют также *гетерогенные смеси*, состав которых в разных точках неодинаков. Например, если попробовать растворить глину в воде, то получится гетерогенная смесь (рис. 44).

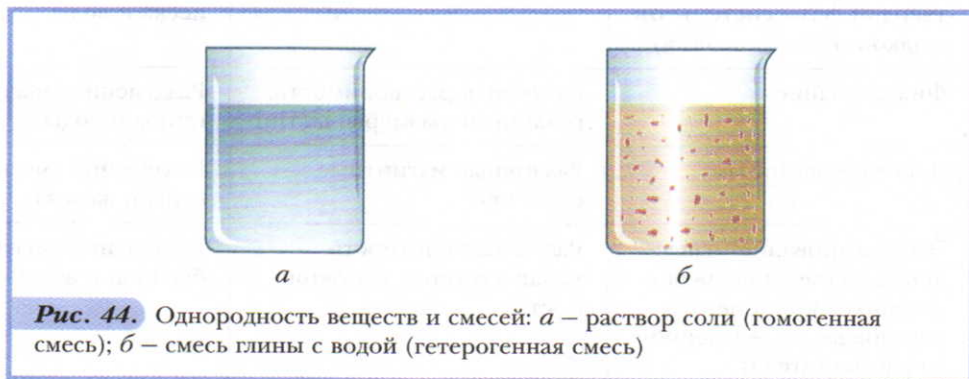


Рис. 44. Однородность веществ и смесей: *а* — раствор соли (гомогенная смесь); *б* — смесь глины с водой (гетерогенная смесь)

Сравним свойства индивидуальных веществ (химических соединений) и смесей.

1. Соотношение веществ в смеси может быть различным, в химическом соединении соотношение атомов элементов постоянно.
2. Свойства отдельных веществ в смеси сохраняются. Свойства атомов элементов, образующих соединение, не сохраняются.

3. При механическом смешивании веществ (образование гетерогенных смесей) не происходит ни поглощения, ни выделения энергии. При образовании химических соединений энергия поглощается или выделяется.

4. Смеси могут быть разделены на составляющие их компоненты физическими методами. Для выделения составных частей соединений необходимы химические реакции.

Все **способы разделения смесей** основаны на использовании различий в физических и химических свойствах компонентов смесей.

Проще всего разделить гетерогенные смеси, так как частицы вещества в них видны невооружённым глазом (табл. 11).

Сложнее разделять гомогенные смеси, частицы которых не видны. В этом случае для разделения смесей могут быть использованы другие способы (табл. 12).

Таблица 11. Способы разделения гетерогенных смесей

Способ	Различие в свойствах компонентов смеси, используемое для разделения	Пример
Отстаивание взвеси в воде	Различная плотность	Разделение древесных и железных опилок
Декантация (отделение твёрдой фазы системы от жидкой путём сливания)	Различная плотность	Разделение смеси песка и воды
Фильтрация	Различная растворимость, различные размеры частиц	Разделение смеси глины и воды
Действие магнитом	Различные магнитные свойства	Разделение смеси серы и железа
Экстрагирование (извлечение из смеси несмешивающихся компонентов с помощью определённого растворителя)	Различная плотность, малая взаимная растворимость	Разделение смеси бензина и воды

Охарактеризуем некоторые методы разделения гомогенных смесей.

Перегонка жидкостей осуществляется в аппаратуре, где обеспечивается нагревание жидкости и охлаждение паров. Перегонка применяется, например, для приготовления дистиллированной воды. **Кристаллизация** – выпаривание вещества из раствора – в основном применяется в лабораторных исследованиях. Например, кристаллизацией может быть очищена поварен-

Таблица 12. Способы разделения гомогенных смесей

Способ	Агрегатное состояние смеси	Фазовые переходы	Различие в свойствах компонентов смеси, используемое для разделения
Перегонка (дистилляция)	Жидкое	Жидкость → пар → (испарение) → жидкость (конденсация)	Различная температура кипения
Кристаллизация	Твёрдое	Тв. фаза → жидкость → (растворение) → тв. фаза (выпаривание)	Различные растворимость и температура кипения
Плавление и кристаллизация	Твёрдое	Тв. фаза → жидкость → (плавление) → тв. фаза (затвердевание)	Различные температуры плавления
Возгонка и кристаллизация	Твёрдое	Тв. фаза → газ → (сублимация) → тв. фаза (осаждение)	Различная температура возгонки

ная соль. *Плавление* и последующая кристаллизация вещества часто используются для получения сверхчистых металлов, необходимых, например, для надёжной работы ядерных реакторов. *Сублимацию* (возгонку) и последующую (после охлаждения) кристаллизацию используют для очистки веществ с низкой температурой возгонки, например кристаллического иода.

Особым методом разделения смесей является *хроматография*.

Хроматография — метод разделения смесей, основанный на распределении веществ между двумя фазами — неподвижной и подвижной. С помощью хроматографии можно разделять жидкие и газовые смеси, даже те, разделение которых другими методами невозможно.

Хроматография используется в химической, фармацевтической, пищевой промышленности, для очистки растворов, а также удаления солей из сахарных сиропов, молока. С помощью этого метода улавливаются ценные соединения из природных растворов и отработанных вод различных производств. В лабораторных исследованиях применение хроматографии позволяет проводить быстрые и точные количественные и качественные анализы многих веществ.

После разделения смеси необходимо установить, что представляет собой каждый её компонент, т. е. провести *идентификацию* вещества. Идентификацию веществ можно осуществлять различными способами: первые предположения делают на основании внешних признаков (окраски, запаха, формы кристаллов вещества и др.). Окончательное заключение о составе веществ делается после тщательного химического анализа.

Простейшим, но весьма эффективным способом идентификации веществ является *определение температур плавления и кипения веществ*.

Зная температуру плавления, можно сделать предположение о том, что представляет собой данное вещество. Примеси повышают температуру кипения и понижают температуру замерзания чистого вещества.

Основные понятия

Чистые вещества • Смеси • Гомогенные и гетерогенные смеси • Способы разделения смесей • Идентификация веществ

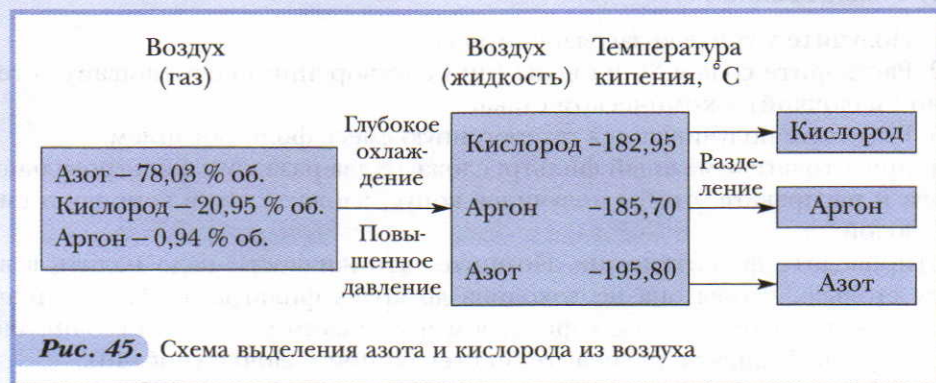
Вопросы и задания

- ▲ 1. Охарактеризуйте чистые вещества и примеси. Как определяется чистота веществ?
- ▲ 2. Какие виды смесей вам известны? Приведите примеры.
- 3. Как разделить следующие смеси: а) растительное масло (жидкость) и воду; б) алюминиевые стружки и бензин; в) уголь и сахар; г) песок и порошок серы; д) смесь красителей (жидкость)?
- 4. Фильтрованием можно разделить смесь
 - 1) воды и сахара
 - 2) воды и подсолнечного масла
 - 3) воды и поваренной соли
 - 4) воды и речного песка
- 5. Очистить железные опилки от порошка серы можно
 - 1) фильтрованием
 - 2) выпариванием
 - 3) с помощью магнита
 - 4) растиранием смеси в ступке
- 6. Для очистки было взято 10,5 г кристаллического иода, после возгонки и охлаждения было получено 8,75 г чистого вещества. Сколько примесей в процентах содержалось в исходном кристаллическом иоде?
- ★ 7. Как самопроизвольно осуществляется очистка веществ в природе?

Природные смеси — источник получения чистых веществ

(дополнительный материал к § 23)

Вам известно, что в природе существуют жидкие, твёрдые и газообразные смеси веществ, содержащие чрезвычайно ценные компоненты. Например, **воздух** представляет собой смесь газов. Процесс разделения воздуха на составляющие его компоненты основывается на разных физических свойствах газов. Сущность процесса представлена на рисунке 45.



Морская вода — богатый источник растворённых в ней различных веществ. Например, морскую воду используют для получения пресной воды методом дистилляции и для получения поваренной соли методом выпаривания.

Нефть — природная смесь веществ, из которой получают важнейшие нефтепродукты: бензин, керосин, дизельное топливо, мазут, различные смазочные масла. Нефть также является ценным химическим сырьём для производства различных веществ и материалов: пластмасс, синтетического каучука и резины, красителей, лекарств, взрывчатых веществ и др.

Ископаемые угли — ценнейший природный материал, содержащий почти все элементы таблицы Менделеева. Поэтому уголь используют не только как топливо, но и как сырьё для получения многих необходимых веществ: кокса, коксового газа, аммиака, сероводорода и других веществ. Сейчас учёные ведут исследования, которые позволят им найти эффективные пути извлечения рассеянных в земной коре ценных элементов (урана, лития, бериллия, молибдена, скандия и др.).

Очистка веществ

Цель работы: закрепление знаний о зависимости способов очистки веществ от свойств вещества, приобретение умений по очистке веществ.

Ход работы

1. Фильтрация

1. Получите у учителя загрязнённую соль.
2. Растворите соль в 20 мл воды (при растворении перемешивайте стеклянной палочкой) в химическом стакане.
3. Разделите получившуюся гетерогенную смесь фильтрованием:
 - а) приготовьте бумажный фильтр: сложите два раза круг фильтровальной бумаги и расправьте, чтобы получился конус, вложите его в воронку и смочите водой;
 - б) проведите фильтрацию. Помните, что жидкости надо налить в воронку столько, чтобы она не доходила до краёв фильтра на 0,5 см, иначе смесь может протекать между фильтром и стенками воронки, не очищаясь от примесей. Жидкость наливайте по стеклянной палочке (рис. 46);
 - в) отфильтрованный раствор сохраните для дальнейшей работы.



Рис. 46. Фильтрация



Рис. 47. Выпаривание

2. Выпаривание (кристаллизация)

1. Полученный фильтрат (раствор соли) вылейте в фарфоровую чашку.

2. Нагрейте чашку в пламени спиртовки, после появления в чашке кристаллов соли нагревание прекратите (рис. 47).

3. Сравните полученную соль с выданной вам в начале работы.

3. (Демонстрационный опыт.) Перегонка (дистилляция)

1. Получите воду, подкрашенную красителем.

2. Соберите прибор для перегонки (рис. 48, а).

3. Проведите перегонку загрязнённой воды, соберите очищенную воду в приёмник.

4. (Демонстрационный опыт.) Экстрагирование (выделение из смеси малорастворимых друг в друге жидкостей)

1. Налейте в делительную воронку 5–8 мл воды (рис. 48, б). (Убедитесь, что кран воронки закрыт.)

2. Прилейте к воде в делительной воронке 1–2 мл растительного масла.

3. Закройте делительную воронку со смесью пробкой. Несколько раз плавно, придерживая одной рукой кран, а другой пробку, переверните воронку вверх-вниз.

4. Дайте смеси отстояться.

5. Разделите образовавшуюся смесь на компоненты с помощью делительной воронки. Соберите компоненты смеси в разные колбы.

5. (Демонстрационный опыт.) Возгонка

Слегка нагрейте круглодонную колбу с 3–4 кристаллами иода. Наблюдайте, как образуются пары иода. Дайте колбе с веществом остыть.

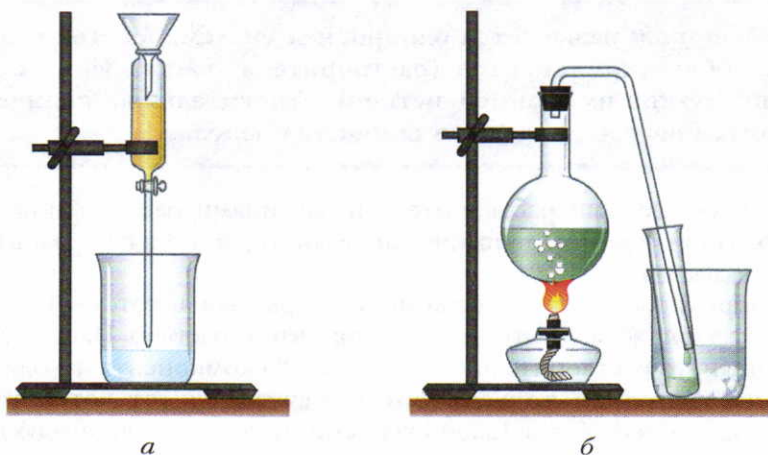


Рис. 48. Очистка веществ: а – перегонка, б – экстрагирование

Сравните полученные кристаллы сублимированного иода с теми, которые вы выбрали для опыта.

План оформления практической работы

1. Напишите название работы.
2. Начертите в тетради таблицу и заполните её.

Название опыта	Что делали	Наблюдения, рисунки	Выводы

3. При формулировке выводов основное внимание обращайте на связь проводимых операций с составом и свойствами веществ, с которыми вы работали.

§24

Растворы. Растворимость веществ



Каково значение растворов в природе, быту и технике?
Приведите примеры растворов, используемых в быту.

В повседневной жизни мы каждый день встречаемся с различными *растворами*. Как это понятие определяется в науке?

Для приготовления растворов необходимо иметь растворитель (вода, бензин, ацетон и др.) и растворяемое в нём вещество (поваренная соль, лак и др.).



Раствором называется однородная система, состоящая из двух или более компонентов (растворителя, растворённых веществ и продуктов их взаимодействия), относительные количества которых могут изменяться в широких пределах.

Между молекулами растворителя и частицами растворённого вещества происходят физические и химические взаимодействия с образованием некоторых продуктов.

Растворителем считают тот компонент раствора, который в чистом виде существует в том же агрегатном состоянии, что и раствор. Например, если раствор водный, то растворитель — вода. Если оба компонента находятся в одном агрегатном состоянии, то растворителем считается тот, которого больше.

Растворы могут быть газообразными (смеси газов, воздух), жидкими (морская вода), твёрдыми (сталь — раствор углерода в железе).

Растворы занимают промежуточное положение между индивидуальными химическими соединениями и гетерогенными смесями (табл. 13).

В растворе между растворителем и растворяемым веществом происходит взаимодействие (табл. 14).

Таблица 13. Характеристика растворов

Сходство с соединениями	Сходство с гетерогенными смесями
Однородность (гомогенность)	Состав может изменяться в широких пределах. Сохраняются многие свойства исходных компонентов

Таблица 14. Доказательства физического и химического взаимодействия компонентов раствора

Признаки физических явлений	Признаки химических явлений
Диффузия: переход многих «качеств» растворённого вещества в раствор. Например, при растворении сахара весь раствор становится сладким. При растворении многих окрашенных веществ раствор приобретает их окраску	Выделение и поглощение теплоты при растворении различных веществ. Например, при растворении в воде концентрированной серной кислоты выделяется большое количество теплоты. Изменение окраски некоторых веществ при растворении. Например, безводный сульфат меди белый, а в водном растворе он голубой

Способность веществ растворяться в каком-либо растворителе называется **растворимостью**.

Из жизненного опыта вам известно, что растворимость веществ не безгранична. По степени растворимости вещества можно разделить на *практически нерастворимые* (например, хлорид серебра — 0,0015 г/л), *мало-растворимые* (гипс — 2 г/л) и *хорошо растворимые* (сахар — 2000 г/л).

В соответствии с количеством растворённого вещества растворы могут быть *ненасыщенными*, *насыщенными* и *пересыщенными*.

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре и постоянном давлении больше не растворяется, называется **насыщенным**, а раствор, в котором ещё может раствориться добавочное количество данного вещества, — **ненасыщенным**. Например, насыщенный раствор поваренной соли при комнатной температуре образуется при растворении в 100 г воды 32 г соли. Если мы добавим ещё некоторое количество соли, то она выпадет в осадок. Однако при нагревании смеси соли с водой до 100 °С в 100 г воды может раствориться 39,8 г соли. При охлаждении такого раствора избыток соли не всегда выпадает в осадок. Такие растворы называются **пересыщенными** (они очень неустойчивы).

Вода — наиболее универсальный растворитель. Количественно растворимость характеризуется коэффициентом растворимости.

Коэффициент растворимости — это отношение массы вещества, образующего насыщенный при данной температуре раствор, к объёму растворителя.

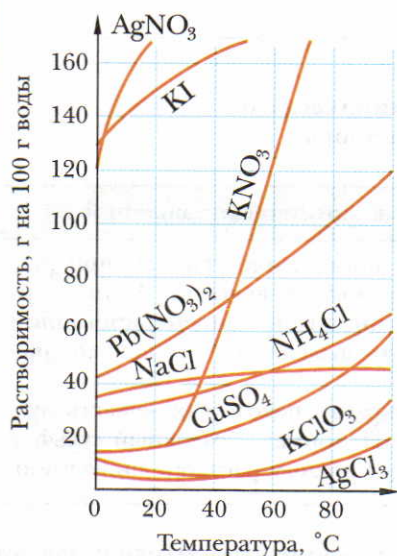


Рис. 49. Кривые растворимости некоторых солей

Например, коэффициент растворимости поваренной соли при 20 °C равен 0,36. Это значит, что 36 г вещества растворяются в 100 мл (100 г) воды, образуя насыщенный раствор при 20 °C. Растворимость большинства твёрдых веществ (за исключением немногих, например гипса, извести) с повышением температуры возрастает.

Графически зависимость растворимости от температуры выражается так называемыми **кривыми растворимости** (рис. 49). По кривым растворимости можно определить растворимость вещества при различной температуре, выбрав соответствующую точку. Например, растворимость калийной селитры KNO₃ при 70 °C — 160 г в 100 мл воды.

Давление практически не оказывает влияния на растворимость твёрдых веществ.

Растворимость газов бывает различна. Некоторые газы (водород, инертные газы) малорастворимы в воде. Другие газы (аммиак, хлороводород) хорошо растворимы. Растворимость газов возрастает при понижении температуры и повышении давления.

Основное влияние на растворение жидкостей оказывает природа растворённого вещества и растворителя. Со времён алхимии известно «золотое правило» — *подобное растворяется в подобном*. Например, бензин плохо растворяется в воде, но хорошо — в органических растворителях.

Основные понятия

Раствор • Растворимость • Ненасыщенный, насыщенный и пересыщенный растворы • Коэффициент растворимости • Кривые растворимости

Вопросы и задания

1. На какие группы делятся вещества по их растворимости?
2. Что показывает коэффициент растворимости веществ?
3. Какие факторы оказывают влияние на растворимость различных веществ?
4. Какие растворы называются ненасыщенными и насыщенными? Приведите примеры.
5. Пользуясь кривыми растворимости, укажите, в каких случаях раствор будет ненасыщенным, насыщенным, пересыщенным.
 - а) в 100 г воды растворено 120 г медного купороса CuSO_4 при температуре 78°C ;
 - б) в 100 г воды растворено 160 г калийной селитры при температуре 60°C ;
 - в) в 1000 г воды растворено 800 г медного купороса при температуре 70°C .
6. Составьте с помощью компьютера схему «Использование растворов в природе, технике, сельском хозяйстве, быту» и обсудите её с товарищем.

Практическая работа 3

Растворимость веществ

Цель работы: экспериментально исследовать растворимость некоторых веществ при различных условиях.

Работа выполняется по вариантам.

Порядок выполнения работы

1. Зависимость растворимости от природы растворяемого вещества

1. Получите у лаборанта следующие вещества: иодид калия KI , поваренную соль NaCl , калийную селитру KNO_3 .

2. Пользуясь кривыми растворимости (см. рис. 49), определите растворимость этих веществ при данной температуре (массу веществ, образующих насыщенный раствор в 100 г воды).

3. По возможности точно отвесьте необходимые навески веществ и отмерьте мерным цилиндром три порции дистиллированной воды по 100 мл.

4. Приготовьте насыщенные растворы: осторожно присыпайте в колбы с водой приготовленные навески веществ, постоянно перемешивая стеклянной палочкой. Убедитесь, что растворы насыщенные (вещества больше не

растворяются). Нерастворившийся избыток вещества удалите из раствора фильтрованием.

Колбы, в которых находятся насыщенные растворы поваренной соли и калийной селитры, оставьте для дальнейшей работы.

2. Зависимость растворимости твёрдых веществ от температуры

1. Возьмите по 5 мл заранее приготовленных в пробирках насыщенных растворов калийной селитры KNO_3 и поваренной соли NaCl , нагрейте их до кипения и прекратите нагревание.

2. Осторожно добавляйте кристаллические NaCl и KNO_3 в соответствующие горячие растворы, перемешивая их стеклянной палочкой, пока не получите насыщенные растворы (дальнейшего растворения веществ не происходит). Отметьте, какого вещества удалось растворить больше (сравните ваши наблюдения с данными кривых растворимости этих веществ).

3. Охладите растворы, опустив пробирки в стакан с холодной водой. Наблюдайте выпадение кристаллов растворённых веществ.

Попробуйте очень осторожно и постепенно охладить растворы, в этом случае избыток вещества в осадок не выпадет. Кристаллизацию вещества из такого раствора можно вызвать трением стеклянной палочки о стенки сосуда. Можно и «вырастить» кристалл. Для этого надо в полученный раствор внести кристалл растворяемого вещества, прикреплённый на нитке, вокруг него начнётся кристаллизация.

3. Зависимость растворимости от природы растворителя

1. Возьмите небольшие количества (по несколько крупинок) кристаллической серы и иода.

2. Попробуйте растворить кристаллическую серу и иод в воде.

3. Попробуйте растворить кристаллы серы и иода в выданном вам растворителе.

4. Сравните процессы растворения кристаллической серы и иода в воде и в органическом растворителе.

Составьте отчёт о работе по плану, приведённому в конце практической работы 2 «Очистка веществ».



Сколько вещества можно растворить в том или ином растворителе? Приведите примеры хорошо растворимых в воде веществ.

Растворы бывают концентрированные (с высоким содержанием растворённого вещества) и разбавленные (с низким содержанием растворённого вещества). Это *качественная* оценка концентрации растворов, применять которую можно весьма условно. Гораздо больший интерес представляют различные *количественные* способы выражения концентрации растворов. Концентрацию раствора часто выражают в *массовых долях*.



Массовой долей растворённого вещества (w) называют отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора.

$$w = \frac{m(\text{р. в.})}{m(\text{р-ра})}$$

или

$$w = \frac{m(\text{р. в.})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \%$$

Например, если имеется 10 %-й раствор поваренной соли ($w = 0,1$), это значит, что в нём содержится 10 г соли и 90 г воды. Концентрацию раствора можно выразить и через количество растворённого вещества.

Знание способов выражения концентрации очень важно для практического приготовления растворов и решения задач.

Пример 1

После полного упаривания 50 г раствора образовалось 6 г твёрдого остатка. Вычислите массовую долю растворённого вещества во взятом растворе.

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 50 \text{ г}$$

$$m(\text{р. в.}) = 6 \text{ г}$$

$$w = ?$$

Решение:

1. Определим массовую долю растворённого вещества в растворе:

$$w = \frac{m(\text{р. в.})}{m(\text{р-ра})}$$

$$w = \frac{6 \cdot 100 \%}{50} = 12 \%$$

Ответ: $w = 12 \%$.

Пример 2

Необходимо приготовить 150 г 10 %-го раствора хлорида натрия, т. е. нужно найти, сколько для этой цели необходимо соли (г) и воды (мл).

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 150 \text{ г}$$

$$w = 0,1$$

$$m(\text{соли}) = ?$$

$$m(\text{воды}) = ?$$

Решение:

1. Определим массу соли:

$$w = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{р-ра})}$$

$$m(\text{соли}) = w \cdot m(\text{р-ра}) = 150 \text{ г} \cdot 0,1 = 15 \text{ г}$$

2. Найдём массу воды:

$$m(\text{воды}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{соли}) = 150 \text{ г} - 15 \text{ г} = 135 \text{ г}$$

Ответ: 15 г соли, 135 г воды.

Практически для приготовления раствора нужно отвесить на весах 15 г соли, отмерить мензуркой 135 мл воды (так как плотность воды равна единице), высыпать соль в воду и перемешать. Для приготовления неводного раствора определённой концентрации необходимо учитывать его плотность,

пользуясь соотношением $\rho = \frac{m}{V}$.

Основное понятие

Массовая доля растворённого вещества

Вопросы и задания

1. Что такое массовая доля растворённого вещества?
2. Чем различаются насыщенный раствор и концентрированный раствор?
3. Сколько потребуется бромида калия KBr (г) и воды (мл) для приготовления: а) 200 г 15 %-го раствора; б) 1,5 кг 75 %-го раствора; в) 15 г 0,01 %-го раствора?
4. В 500 г раствора, насыщенного при 20°C , содержится 120 г нитрата калия KNO_3 . Найдите растворимость этой соли и массовую долю соли в растворе.
5. Столовый уксус представляет собой 6 %-й раствор уксусной кислоты в воде. Для приготовления 200 г столового уксуса потребуется этой кислоты
 - 1) 0,2 г
 - 2) 10 г
 - 3) 12 г
 - 4) 14 г
6. Для приготовления 400 г раствора использовали 34 г соли. Массовая доля растворённого вещества в растворе составляет
 - 1) 3,4 %
 - 2) 6,8 %
 - 3) 8,5 %
 - 4) 12,2 %

Приготовление раствора заданной концентрации

Цель работы: научиться готовить раствор необходимой концентрации.

Ход работы

Приготовление раствора, содержащего определённую массовую долю растворённой соли

1. Получите от учителя задание с указанием массы и концентрации раствора, который необходимо приготовить.
2. Вычислите массу навески соли (г) и объём воды (мл), необходимые для приготовления данного раствора.
3. Отвесьте на весах необходимую навеску соли и отмерьте мерным цилиндром необходимый объём воды.
4. Поместите навеску соли в колбу, прилейте отмеренный объём воды, содержимое колбы перемешайте до полного растворения соли.
5. Оформите отчёт о работе в произвольной форме.

Получение веществ с заданными свойствами. Химическая технология. Техносфера (дополнительный материал к главе 4)

Существующих в природе веществ недостаточно для обеспечения необходимого уровня жизни, развития науки и техники. Поэтому промышленность выпускает миллионы веществ, обладающих самыми разнообразными свойствами. В среднем горожанин использует в обиходе не менее 300–500 химических продуктов. Только для приготовления пищевых продуктов необходимы почти 9000 различных химических реактивов, а в лабораториях планеты ежедневно синтезируют около 200 новых соединений.

Основная проблема, поставленная перед химией производством, самой жизнью, — **получение веществ с заданными свойствами**. Это трудная задача. Например, нужно добиться высокой химической активности вещества по отношению к только определённым реагентам, получить материалы, обладающие одновременно такими свойствами, как лёгкость и термостойкость, прочность и гибкость. Решением этих задач занимается специальная отрасль науки — **химическая технология**.

Химическая технология — область химии, разрабатывающая технически совершенные и экономически выгодные способы переработки природного сырья и синтетических материалов в средства производства и предметы потребления химическим путём.



В химическом производстве вещества выступают в качестве сырья, вспомогательных материалов и готовой продукции (рис. 50).

В основе превращения сырья в продукты лежат химические реакции. Вместе с механическими процессами они составляют химико-технологический процесс, осуществляемый в специальных аппаратах при строго определённых условиях. Результатом химико-технологического процесса являются продукты производства.

Сырьё — продукты, используемые в промышленности для получения средств производства или предметов потребления (природные материалы, промежуточные и побочные продукты различных производств); вторичное сырьё — изделия, отслужившие свой срок службы, и отходы различных производств, которые экономически выгодно снова перерабатывать в конечные продукты.

Продукты — вещества, полученные в конце технологического процесса (новые вещества и материалы).

Материалы — вещества, прошедшие промышленную обработку и служащие основой для производства полуфабрикатов, деталей, изделий.

В настоящее время наиболее распространёнными группами конструкционных материалов являются сплавы железа — чугун и сталь, а также силикатные материалы, производимые из известняка, глины, гипса, песка, гравия. Всё большее значение приобретают различные сплавы и пластмассы.

Огромное значение приобретают сверхчистые и сверхпроводящие материалы. Благодаря им в технике происходит революция: открываются невиданные возможности в передаче энергии на огромные расстояния; становится реальным создание компьютеров, в десятки раз более эффективных, чем существующие.

Химическая технология — это не только способ создания новых материалов, но и фактор образования техносферы.

Техносфера — это особая часть геосферы, включающая продукты производственной, технической и бытовой деятельности человека.

При проведении химических реакций на производстве учитываются экономические и экологические требования.

Глава 5. Понятие о газах. Воздух. Кислород. Горение

§ 26

Законы Гей-Люссака и Авогадро



Как наблюдать образующийся в ходе какого-либо опыта бесцветный газ? Можно ли увидеть воздух?

Газообразная воздушная среда — неперенное условие жизни человека. И тем не менее к обстоятельному изучению газов наука обратилась сравнительно недавно. Сам термин «газ» введён в научный обиход голландским учёным Я.Б. ван Гельмонтом лишь в начале XVII в. Происхождение термина (от слова *хаос*) отчасти отразило представление учёного о структуре газа.

Первые газовые законы были открыты в начале XIX в. С некоторыми из них мы познакомимся чуть позже. А пока вспомним: молекулы газов постоянно находятся в движении; их диаметр, как правило, при нормальных условиях составляет около $\frac{1}{10}$ от расстояния между ними. Таким образом, молекулы газообразного вещества занимают приблизительно лишь $\frac{1}{1000}$ часть пространства в его общем объёме. Такая рассредоточенность частиц отличает газ от твёрдого и жидкого состояний. При нормальных условиях соотношение расстояний между частицами в твёрдом веществе, жидкости и газе может быть выражено следующими значениями: 1 : 1; 1 : 1,1; 1 : 10 и более. Это означает, что в жидкостях молекулы располагаются в среднем на 10 % дальше друг от друга, чем в том же веществе, но находящемся в твёрдом состоянии. При переходе вещества в газообразное состояние расстояние между молекулами увеличивается в 10 раз. Именно эта особенность строения, характерная для всех газообразных веществ, обуславливает их физические свойства (табл. 15) и закономерности проявления последних.

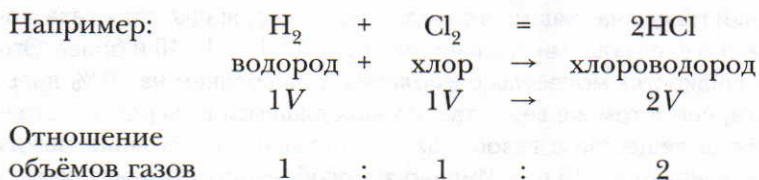
Таблица 15. Краткая характеристика газообразного, жидкого и твёрдого состояний веществ

Характеристика	Состояние		
	Газообразное	Жидкое	Твёрдое
1	2	3	4
1. Форма	Не имеет (равномерно заполняет сосуд, принимая его форму)	Не имеет (принимает форму сосуда)	Имеет собственную фиксированную форму

1	2	3	4
2. Объём	Не имеет (совпадает с объёмом сосуда)	Имеют собственный фиксированный объём	
3. Способность к сжатию	Высокая	Низкая	Практически не сжимается
4. Плотность	Малая	От умеренной до большой	Большая

В начале XIX в. французский физик и химик Жозеф Луи Гей-Люссак, ученик и последователь К.Л. Бертолле, исследовал физико-химические свойства газов и особенности их поведения при изменении условий. В 1808 г. он сформулировал **закон объёмных отношений**.

При постоянной температуре и постоянном давлении объёмы газов, вступающих в реакцию, относятся друг к другу и к объёмам газообразных продуктов реакции как целые числа.



Казалось бы, закон не должен был вызвать особых споров и недоверия. Но всё не так просто! Дело в том, что в начале XIX в. газообразные простые вещества (водород, кислород, азот) считались построенными не из молекул, а из атомов. Отсюда следовало, что для образования одной молекулы хлороводорода один атом водорода должен соединиться с одним атомом хлора. При этом усложнится мельчайшая частица вещества — образуется молекула сложного вещества, а объём продукта реакции должен уменьшиться вдвое. Ключ к разрешению противоречия предложил в 1811 г. итальянец Амедео Авогадро, высказавший предположение о том, что газообразные простые вещества состоят не из атомов, а из двухатомных молекул. Тогда всё становится ясным: двухатомные молекулы газов в ходе реакции распадаются на атомы, а из них, в свою очередь, образуется прежнее число молекул продукта реакции.

Опытным путём было установлено: одинаковые объёмы хлора и водорода при одних и тех же условиях всегда реагируют полностью. Молекулы газа находятся на большом расстоянии друг от друга, поэтому их размер и сложность не должны сказываться на занимаемом газом объёме (рис. 51). Следовательно, в равных объёмах разных газов содержится равное число молекул. Эта гипотеза впоследствии была подтверждена многочисленными экспериментальными данными и получила название **закон Авогадро**.

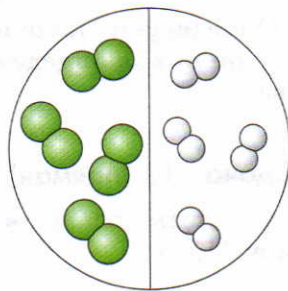


Рис. 51. Размеры молекул газообразных веществ не влияют на объём газа

В равных объёмах разных газов при одинаковых условиях (t, p) содержится равное число молекул.

? Почему рассматриваемый закон справедлив только для газов?

Из закона Авогадро вытекают очень важные **следствия**. Одно из них состоит в следующем:

1 моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объём.

Было определено, что при нормальных условиях, т. е. при $t = 0^\circ\text{C}$ и $p = 101,325 \text{ кПа}$, 1 моль любого газа занимает объём около 22,4 л. Эта величина называется **молярным объёмом газа** при н. у. и обозначается V_n :

$$V_n = 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$$

Проведём некоторые простые расчёты на основании закона Авогадро

I. Определение количества вещества в газе, занимающем известный объём при н. у., и определение объёма газа по известному количеству вещества

Задача 1 (прямая)

Определить количество вещества в газе, заполняющем при н. у. сосуд объёмом 11,2 л.

Дано:

$$V = 11,2 \text{ л}$$

$$n = ?$$

Решение:

$$V_n = \frac{V}{n}, \text{ отсюда } n = \frac{V}{V_n}$$

$$n = 11,2 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,5 \text{ моль}$$

Ответ: 0,5 моль.

Задача 2 (обратная)

Какой объём займёт углекислый газ количеством вещества 5 моль (н. у.)?

Дано:

$$n(\text{CO}_2) = 5 \text{ моль}$$

$$V(\text{CO}_2) = ?$$

Решение:

$$V_n = \frac{V}{n}$$

$$V = V_n \cdot n$$

$$V(\text{CO}_2) = 5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 112 \text{ л}$$

Ответ: 112 л.

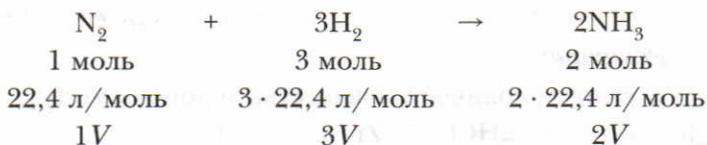
II. Объёмные соотношения газов при химических реакциях

Для выполнения расчётов необходимо помнить, что коэффициенты в химических реакциях обозначают:

- число участвующих и образующихся атомов и молекул;
- количественные соотношения (число молей) исходных веществ и продуктов реакции:



В случае газообразных веществ коэффициенты несут информацию об объёмных отношениях исходных веществ и продуктов реакции (при н. у.).



Задача 1

Какой объём водорода (н. у.) потребуется для взаимодействия с азотом, масса которого 56 г? Каков объём образующегося при этом аммиака (н. у.)?

Дано:

$$m(N_2) = 56 \text{ г}$$

$$V(H_2) = ?$$

$$V(NH_3) = ?$$

Решение:

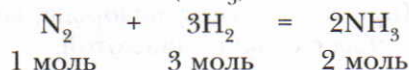
1. Вычислим молярную массу азота $M(N_2)$:

$$M(N_2) = 14 \cdot 2 = 28 \text{ г/моль}$$

2. Найдём количество вещества азота:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{56 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}$$

3. Найдём количество вещества водорода $n(H_2)$ и аммиака $n(NH_3)$:



(из уравнения реакции)



(по условию задачи)

Если для взаимодействия с 1 моль азота требуется 3 моль водорода, значит, 2 моль азота вступит в реакцию с 6 моль водорода и образуется 4 моль аммиака.

4. Вычислим объём водорода $V(H_2)$ и аммиака $V(NH_3)$:

$$V(H_2) = 6 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 134,4 \text{ л}$$

$$V(NH_3) = 4 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 89,6 \text{ л}$$

Ответ: 134,4 л H_2 и 89,6 л NH_3 .

Задача 2

Какой объём водорода (при н. у.) можно получить при взаимодействии 0,3 моль цинка с соляной кислотой?

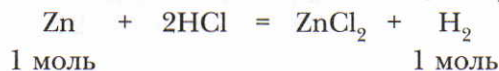
Дано:

$$n(\text{Zn}) = 0,3 \text{ моль}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

Решение:

1. Найдём количество вещества водорода $n(\text{H}_2)$:



(из уравнения реакции)

Если при взаимодействии с соляной кислотой 1 моль Zn выделяется 1 моль водорода (н. у.), то при вступлении в реакцию 0,3 моль металла выделится 0,3 моль водорода.

2. Определим объём водорода $V(\text{H}_2)$:

$$V_n = \frac{V}{n}, \quad V = V_n \cdot n$$

$$V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 6,72 \text{ л}$$

Ответ: 6,72 л H_2 .

Задача 3

Определить объём (при н. у.) и массу водорода, который выделится при взаимодействии 1,95 г цинка с соляной кислотой.

Дано:

$$m(\text{Zn}) = 1,95 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

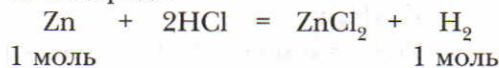
$$m(\text{H}_2) = ?$$

Решение:

1. Определим количество вещества цинка: $n = \frac{m}{M}$
 $M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}$

$$n(\text{Zn}) = \frac{1,95 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль}$$

2. Определим количество вещества выделившегося водорода:



(из уравнения реакции)

Если при взаимодействии с соляной кислотой 1 моль цинка выделяется 1 моль водорода (н. у.), то при вступлении в реакцию 0,03 моль металла выделится 0,03 моль водорода.

3. Определим объём водорода $V(\text{H}_2)$:

$$V = V_n \cdot n$$

$$V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,03 \text{ моль} = 0,672 \text{ л}$$

4. Найдём массу выделившегося водорода:

$$m = n \cdot M$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль} \cdot 0,03 \text{ моль} = 0,06 \text{ г}$$

Ответ: 0,672 л H_2 ; 0,06 г H_2 .

Вопросы и задания

- ▲ 1. Баллон вмещает 30 моль сжатого кислорода. Какой объём займёт этот газ при н. у.?
- ▲ 2. Какой объём займет при н. у. водород количеством вещества:
а) 3 моль; б) 0,4 моль; в) 2 моль; г) 400 моль?
- ▲ 3. Колба объёмом 500 мл заполнена хлором при н. у. Определить количество вещества и число молекул.
- ▲ 4. Какой объём кислорода (н. у.) потребуется для сгорания угля массой 24 г?
 $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
- ▲ 5. Каковы объём (н. у.) и масса водорода, выделившегося при взаимодействии 6,9 г металла натрия с водой?
 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$
- 6. Рассчитайте объём (н. у.) сернистого газа SO_2 , образующегося:
а) при сгорании 3,2 г серы
 $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$;
б) при затрате на сгорание серы 44,8 л кислорода; 2,24 л кислорода; 11,2 л кислорода.

§ 27

Воздух — смесь газов.

Относительная плотность газов



Из каких газов состоит воздух? Как доказать, что в воздухе содержатся пары воды? В чём различие по составу вдыхаемого и выдыхаемого человеком воздуха (рис. 52)?

Плотный слой воздуха (атмосфера) окружает Землю. Мы живём на дне воздушного океана, масса которого составляет приблизительно $5,15 \cdot 10^{15}$ т.

Как вы уже знаете из курса физики, в древности воздух считался простым веществом. В XVII в. были выполнены многочисленные работы, посвящённые

изучению физических свойств воздуха. Исследования его химического состава начались позднее. Английский исследователь Дж. Пристли и французский учёный А. Лавуазье пришли к выводу, что воздух состоит из двух частей — кислорода и азота.

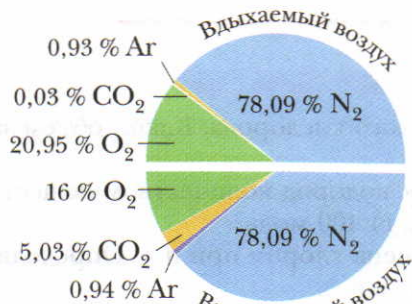


Рис. 52. Сопоставление состава вдыхаемого и выдыхаемого воздуха

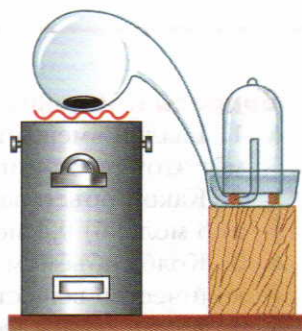


Рис. 53. Опыт Лавуазье по определению состава воздуха



Антуан Лавуазье
(1743–1794)

Опытным путём было установлено, что кислород составляет примерно $\frac{1}{5}$ часть воздуха (рис. 53). Другим важнейшим компонентом воздуха является азот ($\approx 78\%$). Пользуясь рисунком 54, объясните, как это можно доказать.

В 1894 г. английские учёные Дж. Рэлей и У. Рамзай обнаружили в воздухе аргон (0,93%), а затем были открыты неон, криптон, ксенон, гелий. Эти вещества, как и образующие их химические элементы, были названы **инертными (благородными) газами**. Молекулы инертных газов одноатомны. Все инертные газы представляют собой вещества, не имеющие вкуса, цвета и запаха. В 1000 л воздуха содержится довольно много — около 9,4 л инертных газов (в основном аргона).

Содержание в воздухе азота, кислорода, инертных газов практически постоянно. Содержание паров воды может колебаться от 0,00002 до 3% по объёму, а углекислого газа — от 0,03 (атмосферный воздух) до 3% (почвенный воздух).

От чего зависит содержание воды и углекислого газа в воздухе? Переменным компонентом является наличие и количество пылевых частиц. В 1 м^3 комнатного воздуха содержится до 300 млн пылинок. В результате выбросов

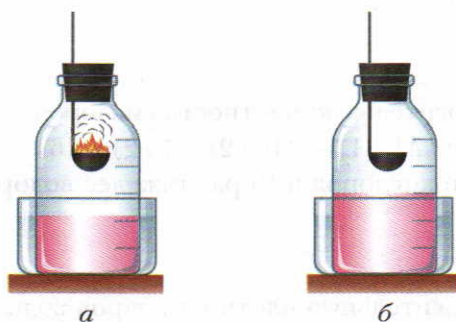


Рис. 54. Определение объёмной доли кислорода в воздухе. Сжигание фосфора под колпаком: *а* – горение фосфора; *б* – уровень воды поднялся на $\frac{1}{5}$ объёма

промышленных предприятий, сжигания твёрдого топлива, взрывов при строительных работах или открытой разработке месторождений полезных ископаемых содержание пылевых частиц в воздухе за последние 10–30 лет возросло в полтора-два раза.

Для сравнения различных газов с воздухом по массе рассчитали его **среднюю относительную молекулярную массу**. Условились считать её равной $28,966 \approx 29$.

В химии, помимо плотности вещества, для газообразных веществ используется ещё одна величина, называемая **относительной плотностью**. Она обозначается буквой *D* и определяется по следующей формуле:

$$D(A) = \frac{M_r(A)}{M_r(B)},$$

где *A* и *B* обозначают сравниваемые по плотности газообразные вещества.

Таким образом, относительная плотность выражает отношение относительных молекулярных или молярных масс сравниваемых веществ. Чаще всего **относительную плотность газов** определяют по сравнению с воздухом, кислородом или водородом. Например:

$$D_{\text{возд}}(A) = \frac{M_r(A)}{M_r(\text{возд.})}$$

В перечисленных случаях значение относительной плотности показывает, во сколько раз исследуемый газ легче или тяжелее того газа, с которым проводилось сравнение: воздуха, кислорода, водорода.

Приведём примеры расчётов.

Пример 1

Определите относительную плотность кислорода по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = M_{\text{r}}(\text{O}_2) : M_{\text{r}}(\text{H}_2) = (16 \cdot 2) : (1 \cdot 2) = 16$$

Это означает, что кислород в 16 раз тяжелее водорода.

Пример 2

Рассчитайте относительную плотность паров воды по воздуху:

$$D_{\text{возд}}(\text{H}_2\text{O}) = M_{\text{r}}(\text{H}_2\text{O}) : M_{\text{r}}(\text{возд.}) = 18 : 29 = 0,62$$

Это означает, что пары воды в 0,62 раза легче воздуха.

Пример 3 (обратный)

Определите относительную молекулярную массу газа X, если его относительная плотность по кислороду равна 1,0625.

$$D_{\text{O}_2}(\text{X}) = M_{\text{r}}(\text{X}) : M_{\text{r}}(\text{O}_2), \text{ отсюда}$$

$$M_{\text{r}}(\text{X}) = D_{\text{O}_2}(\text{X}) \cdot M_{\text{r}}(\text{O}_2) = 32 \cdot 1,0625 = 34$$

$$M_{\text{r}}(\text{X}) = 34$$

Относительная молекулярная масса газа X равна 34.

Рассмотрим более сложный пример.

Пример 4

Определите состав молекул серы (S_n) в газообразном состоянии, если плотность паров этого вещества по воздуху равна 2,22.

Дано:

$$D_{\text{возд}}(S_n) = 2,22$$

$$A_{\text{r}}(\text{S}) = 32$$

$$n = ?$$

Решение:

$$D_{\text{возд}}(S_n) = \frac{M_{\text{r}}(S_n)}{M_{\text{r}}(\text{возд.})} = \frac{A_{\text{r}}(\text{S}) \cdot n}{M_{\text{r}}(\text{возд.})}$$

$$A_{\text{r}}(\text{S}) \cdot n = D_{\text{возд}}(S_n) \cdot M_{\text{r}}(\text{возд.})$$

$$n = D_{\text{возд}}(S_n) \cdot M_{\text{r}}(\text{возд.}) : A_{\text{r}}(\text{S})$$

$$n = \frac{2,22 \cdot 29}{32} = 2$$

Ответ: состав молекул серы — S_2 .

Следовательно, формула серы в газообразном состоянии — S_2 .

Основные понятия

Состав воздуха • Инертные газы • Молекулярная масса воздуха • Относительная плотность газов

Вопросы и задания

1. Определите относительную плотность углекислого газа по водороду, воздуху и кислороду.
2. Сравните величины: плотность и относительная плотность газов.
3. Определите относительную молекулярную массу хлороводорода, если его относительная плотность по водороду равна 18,25.
4. Как экспериментально доказать, что воздух не является индивидуальным простым веществом?
5. При сгорании топлива, дыхании растений и животных потребляется огромное количество кислорода. Почему его массовая доля в воздухе не изменяется?
6. В 1 м^3 воздуха при комнатной температуре содержится 18 мл воды в виде паров. Рассчитайте, сколько воды содержится в воздухе вашего кабинета химии (размеры кабинета: $8 \times 6 \times 3,5 \text{ м}$).
7. Как видоизменить и провести в домашних условиях опыт, подтверждающий содержание в воздухе по объёму 20,95 % кислорода? Зарисуйте сконструированную вами «опытную установку».
8. Какие вещества получают из воздуха? Где и как их используют?

§28

Кислород — химический элемент и простое вещество.

Получение кислорода в лаборатории



Что вы знаете о кислороде? Откуда в атмосфере появился кислород?

Кислород — самый распространённый на Земле химический элемент: атмосфера нашей планеты содержит около 21 % кислорода, в гидросфере на долю этого элемента приходится 98 % от общей массы, в литосфере — 49 % (рис. 55).

Объясните смысл латинской поговорки «Dum spiro — spero» («Пока дышу — надеюсь»). Что вы можете рассказать о дыхании живых организмов? В каких процессах, помимо дыхания, потребляется кислород? Из ответов на эти вопросы ясно: кислород постоянно потребляется в огромных количествах. Однако его массовая и объёмная доли в воздухе относительно постоянны. Объясните это, воспользовавшись рисунком 56.

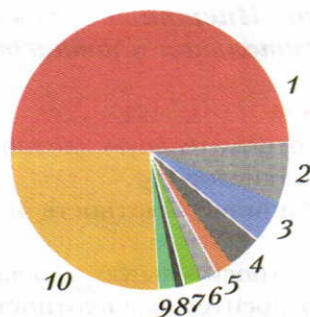


Рис. 55. Распространённость элементов в земной коре (по массе):
 1 — кислород (49 %); 2 — алюминий (7 %); 3 — железо (5 %); 4 — кальций (4 %);
 5 — натрий (2 %); 6 — калий (2 %); 7 — магний (2 %); 8 — водород (1 %);
 9 — остальные (2 %); 10 — кремний (26 %)

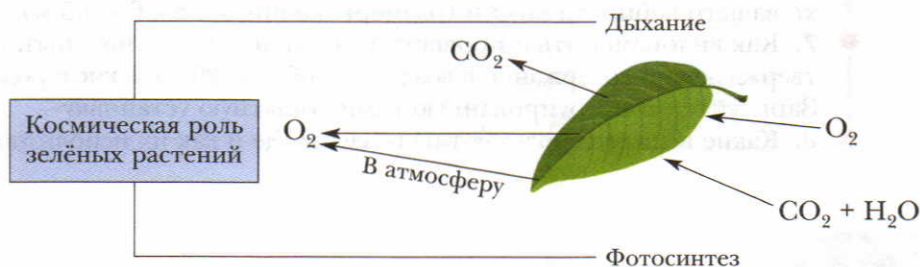






Рис. 56. Выделение и потребление кислорода зелёными растениями

Из курса биологии вы знаете: основной источник поступления кислорода в атмосферу — процесс фотосинтеза (рис. 56). Рассмотрим кислород с позиций имеющихся у нас химических знаний. Обобщим сведения о кислороде — *химическом элементе* и кислороде — *простом веществе* (табл. 16).

Жидкий кислород хранят и транспортируют в металлических сосудах Дьюара (термосах) или в специальных цистернах — танках. Кислородные баллоны окрашены в голубой цвет. Итак, химический элемент кислород существует в виде простых веществ — *кислорода* и *озона*, имеющих первостепенное значение для существования жизни на Земле, и в составе огромного количества органических и неорганических веществ.

Существует три способа получения кислорода: 1) путём разложения химических соединений кислорода при нагревании — **термическое разложение**; 2) посредством разложения воды электрическим током; 3) разделением воздуха на составные части.

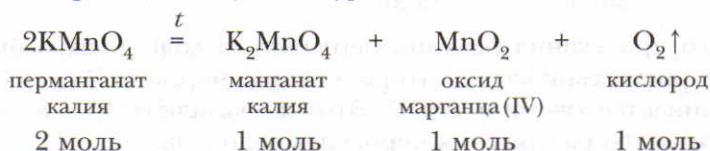
Таблица 16. Общие сведения о кислороде

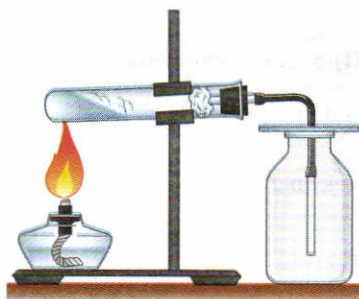
Химический элемент	Простое вещество
<p>1. Химический знак – O</p> <p>2. Положение в периодической системе: $Z(\text{O}) = 16$ 2-й период, VI группа</p> <p>3. Неметалл</p> <p>4. $m_a(\text{O}) = 16$ а. е. м. $A_r(\text{O}) = 16$</p> <p>5. Валентность – II</p> <p>6. Формы распространения в природе: в виде простых веществ: O_2, O_3 (озон); в составе сложных веществ: H_2O, CO_2, SiO_2, Al_2O_3, CaCO_3 и многих других</p>	<p>1. Химическая формула – O_2 (состав)</p> <p>2. Модель молекулы:</p>  <p>3. $m_m(\text{O}) = 32$ а. е. м. $M_r(\text{O}_2) = 32$</p> <p>4. Строение: молекулярное</p> <p>5. Физические свойства:</p> <div style="display: flex; align-items: center; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;">  <p>газ, без цвета, запаха, вкуса</p> </div> <div style="text-align: center;"> $t = -187^\circ\text{C}$ \longleftrightarrow </div> <div style="text-align: center;">  <p>жидкость бледно- синего цвета</p> </div> <div style="text-align: center;"> $t = -218,7^\circ\text{C}$ \longleftrightarrow </div> <div style="text-align: center;">  <p>кристаллы синего цвета</p> </div> </div> <p>Растворимость – $0,031 \text{ м}^3$ в 1 м^3 воды</p>



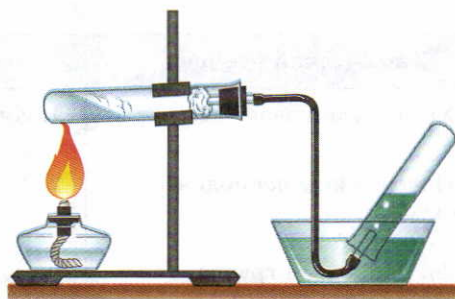
Какой из перечисленных способов был изобретён ранее других?
 Какие способы являются химическими, какие — физическими?
 Как убедиться в том, что сосуд наполнен кислородом?

Мы уже знаем, что раньше других был изобретён химический способ получения кислорода из его соединений. Один из наиболее простых и доступных его вариантов — нагревание перманганата калия (рис. 57). При этом происходит реакция (термическое разложение), сущность которой может быть выражена следующим уравнением:





а



б

Рис. 57. Приборы для получения и собирания кислорода методом вытеснения:
а — воздуха; б — воды

Для определения особенностей устройства прибора, в котором будем получать кислород, рассчитаем относительную плотность кислорода по воздуху:

$$D_{\text{возд}}(\text{O}_2) = M_r(\text{O}_2) : M_r(\text{возд.}) = 32 : 29 \approx 1,1$$

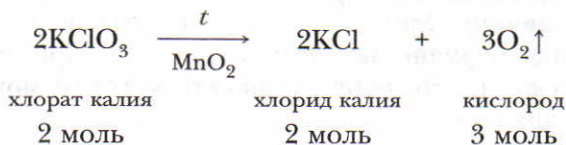
Итак, кислород немного тяжелее воздуха. Значит, его можно собрать в сосуд *методом вытеснения воздуха* — кислород будет собираться на дне сосуда. Пробирку с нагреваемым перманганатом калия следует укрепить почти горизонтально (рис. 57, а).

Кислород весьма ограниченно растворяется в воде. Следовательно, собирать его можно также *методом вытеснения воды* (рис. 57, б).

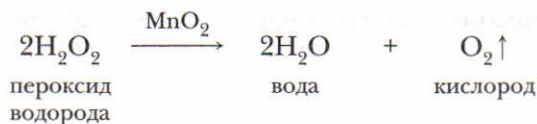
Кислород можно получать также и разложением других соединений в присутствии катализаторов.

Катализаторами называются вещества, которые ускоряют ход химической реакции, но сами при этом не расходуются.

Реакции, протекающие с участием катализаторов, называются **каталитическими**. Примером такой реакции является получение кислорода из бертолетовой соли (хлорат калия), где катализатором служит оксид марганца(IV) MnO_2 :



Для интенсивного протекания реакции бертолетова соль должна быть нагрета до 400°C . В присутствии катализатора — оксида марганца(IV) её бурное разложение начинается уже при 200°C . Этот же катализатор ускоряет уже известную вам реакцию разложения пероксида водорода:



В присутствии катализатора реакция протекает без нагревания. Достаточно в стакан с раствором пероксида добавить немного чёрного порошка катализатора (оксида марганца(IV)), как жидкость тотчас вспенивается вследствие бурного выделения кислорода.

Опыт разложения пероксида водорода даёт возможность убедиться в том, что катализатор не расходуется во время реакции. С этой целью следует отфильтровать смесь, оставшуюся после завершения реакции. На фильтре останется столько чёрного порошка MnO_2 , сколько его было взято для реакции. Более того, этот порошок пригоден для разложения следующих порций пероксида водорода или бертолетовой соли.

Химические способы получения кислорода малопродуктивны и дороги. Их применяют в основном в лабораторной практике для получения небольших количеств газа. Кроме того, получение кислорода путём термического разложения некоторых его соединений (хлоратов) используют в подводных лодках.

Основные понятия

Химический элемент • Простое вещество • Термическое разложение • Катализатор • Каталитическая реакция

Вопросы и задания

- ▲ 1. Рассчитайте массовые доли кислорода в соединениях, использующихся для его получения: H_2O_2 , HgO , KMnO_4 , KClO_3 .
Если бы стоимость всех перечисленных веществ была одинаковой, применение какого из них оказалось бы наиболее выгодным?
- 2. Определите массу каждого вещества, которое следует подвергнуть разложению, чтобы получить 64 г O_2 : а) KClO_3 ; б) HgO ; в) KMnO_4 .
- 3. Многие минералы в своём составе имеют атомы кислорода. Рассчитайте массовую долю кислорода: а) в малахите $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; б) в кальците CaCO_3 ; в) в горном хрустале SiO_2 ; г) в корунде Al_2O_3 .
- 4. Как известно, рыбы дышат кислородом, растворённым в воде. Что можно сказать о требовательности к содержанию кислорода в воде таких известных видов рыб, как карась и форель, если первый предпочитает стоячую воду небольших прудов, а вторая водится только в быстрых горных речках?

5. В каких условиях можно хранить жидкий кислород? Где он применяется?

История открытия кислорода (дополнительный материал к § 28)

Кислород почти одновременно был открыт двумя выдающимися химиками: англичанином Джозефом Пристли и шведом Карлом Шееле. Пристли так описал своё открытие: «Достав линзу диаметром два дюйма и фокусным расстоянием двадцать дюймов, я начал исследовать с её помощью, какой род воздуха выделяется из разнообразнейших веществ, естественных и искусственно приготовленных. После ряда других опытов 1 августа 1774 года я попытался извлечь воздух из ртутной окалины и нашёл, что воздух легко может быть изгнан из неё посредством линзы. Этот воздух не поглощался водой. Каково же было моё изумление, когда я обнаружил, что свеча горит в этом воздухе необычайно ярким пламенем. Тщетно я пытался найти объяснение этому явлению». Как видно из описания опыта, линза использовалась учёным для получения высокой температуры (путём фокусирования солнечных лучей). При сильном нагревании свинцовой и ртутной окалины Пристли получил ранее неизвестный газ (рис. 58).

Впрочем, замечание «ранее неизвестный» не точно. Китайцы описали кислород ещё в VIII в. В Европе изобретатель подводной лодки Корнелиус Дребель в начале XVII в. выделил кислород, выяснил его роль в дыхании и использовал на своей подводной лодке. К сожалению, это открытие, сделанное в военных целях, оказалось неизвестно химикам и никак не было использовано для развития науки.



Джозеф Пристли
(1733–1804)



Карл Шееле
(1742–1786)

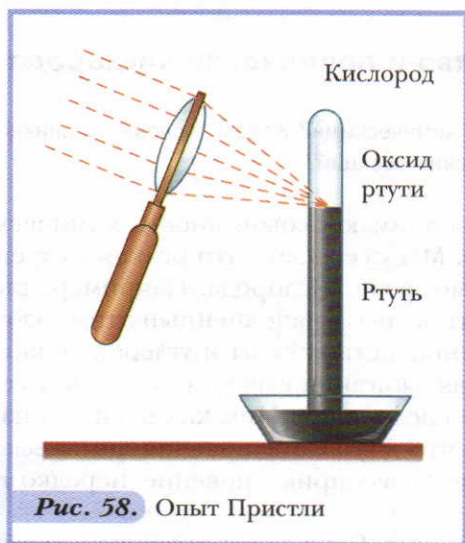


Рис. 58. Опыт Пристли

По-настоящему оценил этот газ (и дал ему название) французский химик Антуан Лоран Лавуазье. Он узнал об опытах от самого Пристли. Результаты опытов Пристли помогли великому французскому учёному продолжить исследование процессов горения и дать им научное объяснение. Лавуазье оказал химии неоценимую услугу, создав теорию кислородного горения. Одновременно учёный сделал первые шаги в области выяснения состава воздуха. До встречи с Пристли Лавуазье не учитывал того, что в процессах горения и дыхания участвует только часть воздуха — кислород. Во вновь поставленных опытах, по ходу кото-

рых проводились возможно более точные количественные измерения, Лавуазье установил, что воздух состоит из двух частей, обладающих противоположными свойствами (рис. 59).

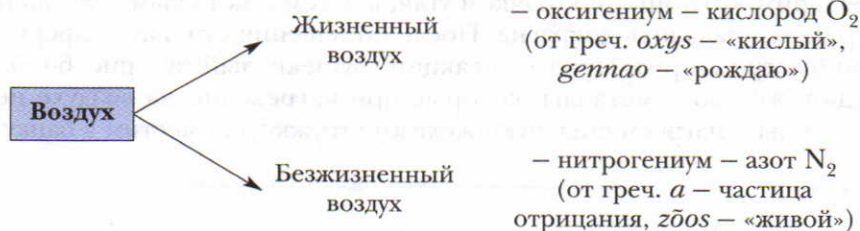


Рис. 59. Состав воздуха по Лавуазье

Открытие кислорода оказалось чрезвычайно важным для промышленности, особенно для развития металлургии. Теория горения Лавуазье впервые правильно объяснила процессы, происходящие при выплавке металлов.



Какие явления называют химическими? Каковы условия возникновения и протекания химических реакций?

Под **химическими свойствами** понимают совокупность химических реакций, в которые вступает вещество. Мы уже знаем, что реакции горения особенно интенсивно протекают в атмосфере кислорода. Например, тлеющая лучинка вспыхивает, если её внести в сосуд, наполненный этим газом.

Попробуем провести реакции взаимодействия серы и углерода с кислородом. Для этого возьмём ложечкой для сжигания веществ по кусочку серы и угля и внесём в сосуды, наполненные кислородом. Никаких видимых изменений не происходит. Вы уже знаете, что для возникновения химического взаимодействия, помимо введения веществ в соприкосновение, нередко требуется их предварительное нагревание.

Нагреем кусочек серы до воспламенения. Сера горит красивым голубым пламенем, от неё струится «белый дымок» — это оксид серы (IV) SO_2 (сернистый газ), образовавшийся в результате взаимодействия серы и кислорода, — продукт реакции. Вскоре появится удушливый запах этого вещества, поэтому опыт следует проводить в вытяжном шкафу. Внесём горящую серу в сосуд с кислородом. Пламя преобразилось: оно стало значительно больше и ярче. Сера быстро догорает с образованием сернистого газа (рис. 60, а).

Повторим этот опыт с кусочком угля, а затем с металлами. Уголь на воздухе придётся накаливать докрасна. После помещения его в атмосферу кислорода он быстро сгорит. Продукт реакции — углекислый газ (рис. 60, б).

Медь и железо — металлы, которые при нагревании на воздухе не загораются. Сильно нагреем стальную (железо) стружку и поместим в банку с кис-

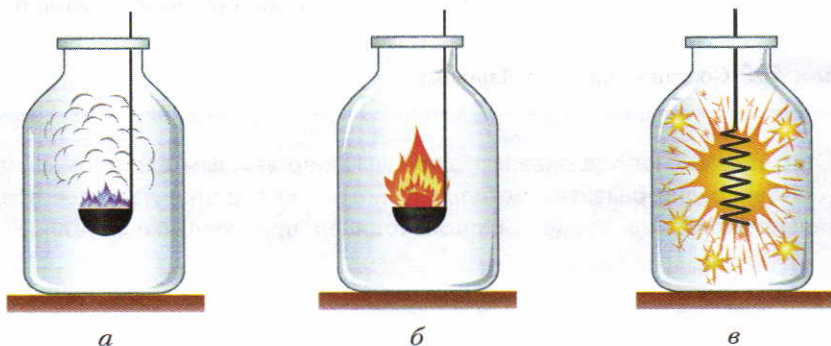
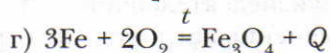
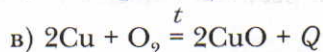
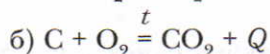
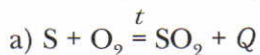


Рис. 60. Горение в кислороде: а — серы; б — угля; в — железа

лородом. Затраченные на длительное нагревание усилия не пропадут даром: мы сможем полюбоваться ослепительным фейерверком искр, которые образуются при взаимодействии кислорода с железом (рис. 60, в).

Разобраться в сущности процессов, которые происходили в наблюдаемых опытах, помогут уравнения химических реакций:



Сравните уравнения проведенных химических реакций. В результате этого вы должны прийти к следующим выводам.

1. В реакции взаимодействия с кислородом вступают простые вещества: металлы и неметаллы.

2. Одно из обязательных условий начала реакции — предварительное нагревание веществ.

3. Интенсивность протекания реакций резко увеличивается в атмосфере кислорода.

4. Все реакции взаимодействия с кислородом простых веществ относятся к реакциям соединения.

Рассмотренные примеры позволяют нам несколько углубить и расширить имеющиеся знания:

а) реакции взаимодействия веществ с кислородом называются **реакциями окисления**;

б) сложные вещества, состоящие из атомов двух химических элементов, один из которых — кислород, называются **оксидами**;

в) реакции окисления являются экзотермическими.

Названия оксидов составляют следующим образом.

Слово «оксид»	+	Название элемента	+	Указание валентности (в скобках) для тех случаев, когда элемент имеет переменную валентность
------------------	---	----------------------	---	---

Например:

SO_2 — оксид серы (IV); SO_3 — оксид серы (VI);

Hg_2O — оксид ртути (I); HgO — оксид ртути (II);

H_2O — оксид водорода.

Во всех случаях мы наблюдали, что процесс горения либо возникает, либо резко усиливается при внесении нагретого вещества в атмосферу кислорода.



Как вы полагаете, существуют ли реакции окисления, которые протекают без предварительного нагревания, при обычных условиях?

В реакции окисления вступают как простые, так и сложные вещества. Рассмотрим пример окисления сложного вещества — метана CH_4 , входящего в состав природного газа:



С точки зрения химии — это экзотермическая реакция окисления, продуктами которой являются углекислый газ и вода.

Незаменимость кислорода для поддержания жизнедеятельности животных, растений и человека очевидна. Однако применение кислорода не ограничивается использованием его в медицине, в авиации и подводных лодках. Более 60 % производимого в нашей стране кислорода потребляет чёрная металлургия (отрасль промышленности, производящая сплавы на основе железа: чугун, сталь, ферросплавы). Дело в том, что при выплавке из руд чугуна и стали (сплавы железа) применяют кислородное дутьё: продувание воздуха, обогащённого кислородом, через расплавленную массу руды, кокса и других используемых в производстве чугуна и стали материалов. Это значительно увеличивает производительность сталеплавильных агрегатов.

Широко применяют кислородную резку металлов. При сжигании смеси кислорода с ацетиленом или водородом в специальных горелках температура пламени достигает 3000°C . Такое пламя используют для сварки и резки металлов. Для их осуществления металл нагревают до $1200\text{--}1300^\circ\text{C}$ и направляют на него струю кислорода, прожигающую и разрезающую металл. Обычно таким способом режут стальные изделия толщиной до 300 мм, но можно разрезать и более толстые листы металла (до 2 м толщиной).

Жидкий кислород применяется в лабораториях в качестве хладагента — средства, обеспечивающего сильное охлаждение и замораживание.

Выводы

1. Химические свойства кислорода складываются из совокупности химических реакций, в которые он способен вступать.
2. Кислород реагирует с простыми и сложными веществами с образованием оксидов.
3. Реакции взаимодействия веществ с кислородом называются реакциями окисления, их протекание сопровождается выделением энергии, т. е. они являются экзотермическими.
4. Помимо обеспечения процессов дыхания и горения, кислород широко применяется в промышленности, медицине, авиации и других областях деятельности человека. Области применения кислорода обусловлены присущими ему свойствами.

Основные понятия

Химические свойства • Окисление • Оксиды

Вопросы и задания

1. Формулы только оксидов приведены в ряду
1) HCl , FeO , CuCl_2 3) P_2O_5 , CaO , N_2O_3
2) Na_2SO_4 , SO_3 , BaO 4) NaOH , Na_2O , H_2SO_4
2. Соедините стрелками формулы оксидов с их названиями.
1) Na_2O А. Оксид железа (III)
2) SO_3 Б. Оксид натрия
3) Fe_2O_3 В. Оксид марганца (IV)
4) MnO_2 Г. Оксид серы (VI)
3. Составьте уравнения реакций окисления этилена C_2H_4 , этана C_2H_6 .
4. Используя компьютер, составьте схему применения кислорода. Постарайтесь отразить в ней обусловленность применения свойствами вещества. Обсудите её с товарищем.

Практическая работа 5

Получение кислорода и изучение его свойств

Цель работы: ознакомиться со способом получения кислорода в лаборатории и его свойствами, научиться работать с прибором для получения газов и собирать газ способами вытеснения воды и воздуха, закрепить навыки работы с нагревательными приборами.

Ход работы

1. В сухую пробирку поместите перманганат калия (примерно 1 см^3), вложите около отверстия пробирки небольшой рыхлый комочек ваты (он задерживает частицы перманганата при его нагревании). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. **Проверьте прибор на герметичность! Для этого зажмите пробирку в ладони, опустите конец трубки в стакан с водой. Если из газоотводной трубки пробулькивают пузырьки воздуха, то прибор герметичен.** Закрепите прибор в штативе в горизонтальном положении и опустите конец газоотводной трубки в стакан почти до его дна.

2. Начинайте нагревание. Сначала прогрейте всю пробирку, затем установите спиртовку под ту часть пробирки, где находится перманганат калия. Соберите кислород вытеснением воздуха из стакана (см. рис. 57, а). Наличие кислорода можно проверить, поднеся тлеющую лучинку к отверстию

стакана. Что наблюдаете? Почему? Прекратите нагревание и закройте стакан картонным кружком.

3. Возьмите уголёк тигельными щипцами, раскалите его в пламени спиртовки и быстро внесите в стакан с кислородом. Что наблюдаете?

4. Наденьте на конец газоотводной трубки стеклянный наконечник и соберите прибор для получения кислорода вытеснением воды (см. рис. 57, б). Снова нагрейте перманганат калия и соберите кислород в перевернутую пробирку, заполненную водой. **Внимание! Сначала выньте из воды газоотводную трубку и только потом прекратите нагревание!** Наличие кислорода проверьте тлеющей лучинкой.

5. Оформите отчёт о проделанной работе в виде таблицы.

Выполняемые операции (что делали)	Рисунки с обозначениями исходных и полученных веществ	Наблюдения. Условия реакций. Уравнения реакций	Объяснения наблюдений. Выводы

Процессы горения и медленного окисления (дополнительный материал к § 29)

С помощью опытов, проделанных при изучении химических свойств кислорода, мы убедились: вещества вступают в реакции окисления (т. е. реакции присоединения кислорода) при различных условиях. Одни окисляются при комнатной температуре, другие требуют предварительного нагревания. Пользуясь этим наблюдением, можно сделать очень важный вывод: процессы окисления протекают по-разному. В одних случаях они сопровождаются выделением тепла и света, т. е. вещества, окисляясь, сгорают (рис. 61). В других случаях процессы окисления протекают спокойно, признаки реакций менее яркие (рис. 62). Однако все реакции окисления являются экзотермическими, т. е. их общий признак — выделение теплоты.

Вряд ли можно сказать, какие процессы — горения или медленного окисления — важнее в жизни человека: и те и другие имеют огромное значение (табл. 17).

Основными продуктами сгорания органических веществ являются углекислый газ и вода. Однако при горении торфа, дров, нефти и особенно каменного угля образуется довольно много оксидов серы. Это объясняется тем, что перечисленные природные виды топлива в значительных количествах содержат серу. Оксиды серы, накапливаясь в воздухе, являются важнейшими загрязнителями, крайне отрицательно влияющими на окружающую среду.



Рис. 61. Горение природного газа



Рис. 62. Ржавление железа

Таблица 17. Сравнение процессов горения и медленного окисления

Вопросы	Примеры	
	Горение	Медленное окисление
	Горение топлива: торфа, угля, природного газа, бензина и других горючих веществ – серы, парафина и др.	Дыхание живых организмов, окисление органических удобрений, прогоркание сливочного масла, ржавление чугуна, стали и др.
1. К каким группам реакций относятся?	Реакции окисления экзотермические	
2. Каковы признаки протекания?	Выделение теплоты и света	Выделение теплоты
3. При каких условиях реакции медленного окисления переходят в горение?	Разогрев до температуры воспламенения	
4. При каких условиях прекращаются реакции?	При прекращении доступа O_2 . При понижении температуры среды ниже температуры воспламенения	

Глава 6. Основные классы неорганических соединений

Изучая химию, мы уже неоднократно встречались с различными классами неорганических соединений: *оксидами, основаниями, кислотами, солями*.

Настало время расширить и систематизировать знания об этих значительных группах веществ. Выполним эту работу в два этапа.

Сначала рассмотрим признаки состава соединений каждого класса, соответствующие им общие формулы и классификации, номенклатуры, а затем познакомимся с важнейшими общими химическими свойствами и способами получения соединений каждого класса.

При изучении общих химических свойств основных классов неорганических соединений важно учитывать следующее: каждое вещество имеет *индивидуальные свойства*, присущие только ему. В то же время, являясь конкретным представителем определённого класса соединений, оно характеризуется свойствами, *общими* для всего этого класса.

В последующих параграфах мы подробно познакомимся лишь с некоторыми особенно важными веществами: соляной и серной кислотами, едкими щелочами. В остальных случаях рассматривать индивидуальные свойства отдельных веществ мы не будем, а сосредоточим внимание на тех общих свойствах, которые характерны для всех представителей каждого класса соединений.

§ 30

Оксиды



Дайте определение оксидов и приведите их примеры.

Что вам известно об индикаторах? С какой целью их применяют?

Задание. При изучении химических свойств кислорода мы познакомились с реакциями окисления и оксидами. На основании каких признаков в класс оксидов выделены следующие вещества?

CaO
оксид
кальция

CO₂
оксид
углерода (IV)

H₂O
оксид
водорода

P₂O₅
оксид
фосфора (V)

Cu₂O
оксид
меди (I)

Fe₂O₃
оксид
железа (III)

SiO₂
оксид
кремния (IV)

Выберите из перечисленных формул веществ формулы оксидов: H₂S, CaO, CO₂, HCl, H₂O, P₂O₅, Cu₂O, NH₃, HClO, Fe₂O₃, SiO₂.

Итак, все оксиды по составу характеризуются тремя общими признаками: любой оксид является сложным веществом; состоит из атомов двух химических элементов; один из элементов — кислород.

Все эти признаки могут быть выражены общей формулой, в которой Э — атомы химического элемента, образовавшего оксид; О — атомы кислорода; x , y — индексы, указывающие число атомов элементов, образующих оксид:



Оксидов много. Практически все простые вещества при окислении образуют оксиды. Атомы многих элементов, проявляя разные значения валентности, участвуют в образовании нескольких оксидов, например азоту соответствует пять веществ: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .

Познакомимся с физическими свойствами и классификацией оксидов. Начнём с выполнения лабораторных опытов.



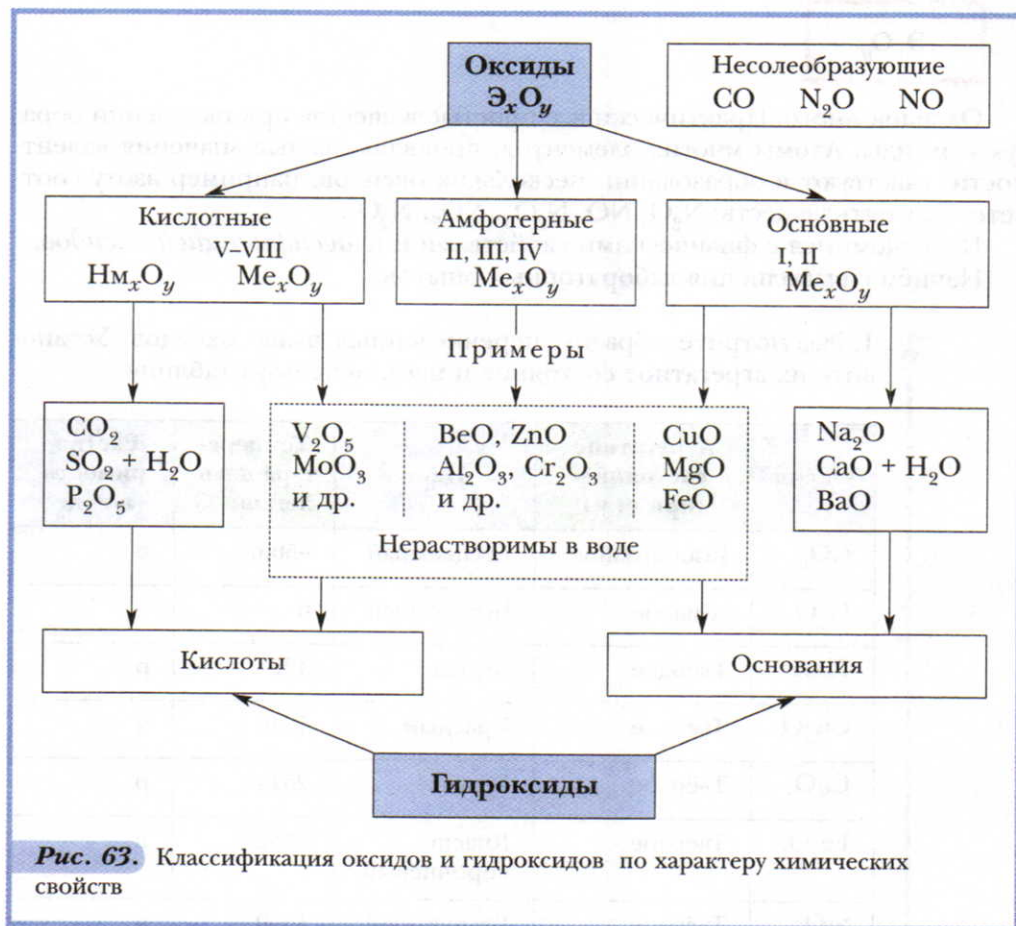
1. Рассмотрите образцы перечисленных выше оксидов. Установите их агрегатное состояние и цвет, используя таблицу.

Оксид	Агрегатное состояние (при н. у.)	Цвет	Температура плавления, °С	Растворимость в воде
CO_2	Газообразное	Бесцветный	-56,6	р
H_2O	Жидкое	Бесцветный	0	—
P_2O_5	Твёрдое	Белый	422	р
Cu_2O	Твёрдое	Красный	1240	н
CaO	Твёрдое	Белый	2614	р
Fe_2O_3	Твёрдое	Красно-коричневый	1562	н
SiO_2	Твёрдое	Бесцветный	1550	н

2. Поместите в пробирки с водой небольшие (размером меньше спичечной головки) порции оксида фосфора(V), оксида кремния(IV), оксида кальция и оксида железа(III). Размешайте стеклянными палочками. Что наблюдаете? Во все пробирки добавьте по 2–3 капли лакмуса.

Результаты наблюдений и анализ данных таблицы позволяют сделать вывод о большом разнообразии физических свойств оксидов.

Проведение опыта 2 убеждает не только в разной растворимости оксидов, но и в получении в результате растворения в воде соединений разного характера: в одном случае лакмус окрасился в синий цвет, в другом — стал красным. Это объясняется существованием разных оксидов, отличающихся по свойствам, — кислотных и основных. Рассмотрим рисунок 63.



Как видно из приведённых в схеме общих формул, **оснóвные оксиды** могут быть образованы металлами (Me), проявляющими валентность I и II. К **кислотным** относятся почти все оксиды, в состав которых входят, помимо кислорода, атомы неметаллов (Hm), а также оксиды металлов, проявляющих валентность более IV (V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 и др.).

Металлы, проявляющие валентность III и IV, а иногда и II, образуют **амфотерные оксиды**. Эти оксиды отличаются от прочих особенностями химических свойств. Подробнее мы познакомимся с ними позже, а пока сосредоточим своё внимание на кислотных и основных оксидах.

Многие кислоты и основания можно получить путём растворения соответствующих оксидов в воде. Растворение оксидов в воде – химический процесс, сопровождающийся образованием новых химических соединений:



Названия групп оксидов отражают их связь с другими классами неорганических соединений: большей части кислотных оксидов соответствуют кислоты, практически всем основным оксидам – основания.

Однако не все оксиды растворимы (см. рис. 63). Так, большинство основных оксидов нерастворимы, и исключением из их числа являются лишь оксиды, образованные элементами главных подгрупп первой и второй групп периодической системы элементов (кроме MgO, BeO):



Задание. Найдите в таблице «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева» знаки элементов-металлов, образующих растворимые в воде основные оксиды, и запомните их.

Большинство же кислотных оксидов, напротив, растворимы в воде. Здесь исключением является, например, оксид кремния (IV) – SiO₂. Это вещество вам хорошо знакомо. Оксид кремния составляет основу речного песка и многих минералов, в том числе редких и очень красивых: горного хрусталя, аметиста, цитрина, яшмы. Многие кислотные оксиды, образованные металлами, малорастворимы или нерастворимы.

Если оксиды не растворяются в воде, то соответствующие им кислоты и основания получают иными способами (косвенным путём), с которыми мы познакомимся позже.

Кислородсодержащие кислоты и основания называют **гидроксидами**. Это слово сложное. Оно состоит из двух частей: *гидро* (от греч. *hydōr* – «вода») + *оксид* (от греч. *oxys* – «кислый»).

Основные понятия

Кислотные, основные, амфотерные оксиды • Гидроксиды

Вопросы и задания

- ▲ 1. Формулы только основных оксидов приведены в ряду
- | | |
|--|--|
| 1) SO ₂ , BaO, Cl ₂ O ₇ | 3) SO ₂ , CO ₂ , P ₂ O ₅ |
| 2) CaO, Na ₂ O, Rb ₂ O | 4) P ₂ O ₃ , MgO, HgO |

2. Формулы только кислотных оксидов приведены в ряду
- 1) Na_2O , K_2O , MgO
 - 2) CO_2 , Fe_2O_3 , N_2O_5
 - 3) CO_2 , P_2O_5 , Mn_2O_7
 - 4) Li_2O , CO_2 , MnO
3. Что вы знаете о применении оксидов CO_2 , H_2O , SiO_2 и др.? Составьте формулы оксидов: S (IV), Cu (II), Fe (III), Hg (II), N (V), P (V), Se (VI), Cl (VII). Какие из них вступают в реакцию с водой? Составьте уравнения этих реакций.

§ 31

Основания — гидроксиды основных оксидов



Какие сведения содержит таблица растворимости? Как ею пользоваться? Какие вещества называются индикаторами? Какие индикаторы вам известны?

Приступаем к знакомству со следующим классом неорганических соединений — *основаниями*.

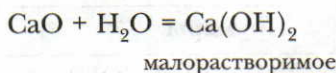
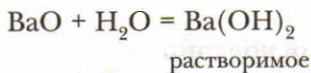


В четыре пробирки поместите очень маленькие порции (столько, сколько уместилось бы на кончике ножа) оксидов алюминия, бария, кальция и меди (II) и прилейте к ним по 2–3 мл воды. Взболтайте вещества в пробирках. Что произошло? Во все пробирки добавьте по несколько капель фенолфталеина. Полученные результаты наблюдений представим в таблице 18.

Таблица 18. Свойства некоторых оксидов

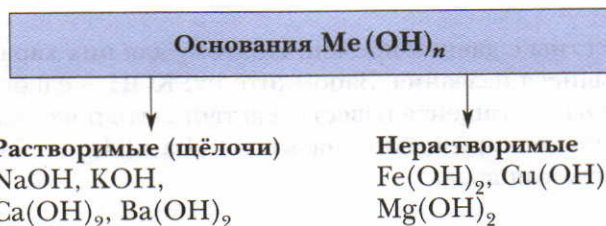
Оксид	Отношение к воде	Окраска индикатора	Что произошло
BaO	Растворился	Малиновая	Образовались гидроксиды
CaO	Растворился не полностью	Малиновая	
Al_2O_3	Не растворился	Не изменилась	Не произошло образования гидроксидов
CuO	Не растворился	Не изменилась	

Изменение окраски фенолфталеина на малиновую свидетельствует об образовании растворимого основания $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и малорастворимого основания $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



Остальные оксиды не растворились, но им также соответствуют гидроксиды — **нерастворимые основания**, которые получают из соединений металлов иными способами.

В состав оснований всегда входят один атом металла и связанные с ним **гидроксогруппы** — **ОН**. Валентность гидроксогруппы равна единице.



Очень важно отличать растворимые основания от нерастворимых. Для этого следует запомнить, что **растворимые основания**, или **щёлочи**, образуют элементы-металлы главной подгруппы первой группы (А-группы) периодической системы, а также элементы главной подгруппы второй группы (В-группы): кальций, барий и стронций. Свойства растворимых и нерастворимых оснований существенно различаются. Для определения растворимости оснований пользуются *таблицей растворимости* (см. форзац книги).

Основание гидроксид кальция заслуживает особого внимания. В таблице растворимости оно обозначено как малорастворимое (м). К малорастворимым относятся вещества, которые растворяются ограниченно — менее 1 г в 100 г воды. Это означает следующее: если в стакан, содержащий 100 г растворителя, поместить 10 г кристаллического гидроксида кальция, то 1 г вещества растворится, а остальные 9 г — нет.

Прозрачная жидкость над осадком будет представлять собой раствор щёлочи — гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Вам будет значительно удобнее составлять названия оснований, если вы воспользуетесь предложенным алгоритмом.

Алгоритм составления названий оснований

Действие	Примеры
1. Слово «гидроксид» (им. падеж)	Гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$,
2. Название металла (род. падеж)	гидроксид меди (I) $\text{Cu}(\text{OH})$, гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$,
3. Указание валентности металла (если она переменная)	гидроксид калия KOH

Щёлочи известны с давних времён. Поэтому для них характерны и исторически сложившиеся названия. Запомните их: КОН — едкое кали, NaOH — едкий натр, Ca(OH)₂ — гашёная известь. Растворы гидроксидов бария и кальция также имеют исторические названия: Ba(OH)₂ — баритовая вода, Ca(OH)₂ — известковая вода.

Выводы


1. Основаниями называются сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и гидроксогруппы. Число гидроксогрупп определяется валентностью металла.
2. По характеру свойств различают растворимые основания (щёлочи) и нерастворимые основания. Следует запомнить щёлочи: NaOH , KOH , Ba(OH)_2 , Ca(OH)_2 (малорастворим).

Основные понятия

Растворимые основания — щёлочи • Нерастворимые основания • Гидроксогруппы

Вопросы и задания

1. Формулы только оснований приведены в ряду
1) KOH, K₂SO₄, K₂O 3) H₂SO₄, LiOH, Li₂CO₃
2) NaOH, Cu(OH)₂, Ca(OH)₂ 4) CuSO₄, Cu(OH)₂, Mg(OH)₂
- В выбранном ряду подчеркните щёлочи.
2. Назовите вещества, состав которых выражается следующими формулами: CuO, Zn(OH)₂, Al(OH)₃, Fe₂O₃, Na₂SO₄, Mg(OH)₂, HgO, Pb(OH)₂, Cr(OH)₃.
3. По предложенной схеме составьте соответствующие уравнения реакций:
- a) $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH}$; б) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$.

-  4. Предложите объяснение следующему факту. Название гидроксида натрия восходит к названию знаменитого в древности египетского озера Вади Натрум. Какая связь может быть прослежена между ними?

§ 32

Кислоты

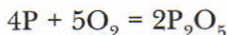


Какие кислоты вам известны? Можете ли вы что-либо рассказать о распространении кислот в природе? Какие кислоты используются в качестве пищевых добавок?

Как мы уже знаем, при соединении растворимых кислотных оксидов с водой образуются соответствующие им гидроксиды — *кислоты*.



В сосуд с кислородом внесём ложечку с горящим фосфором. В процессе горения фосфора образуется белый туман — оксид фосфора (V). Извлечём ложечку, прильём в банку немного воды, плотно закроем её и встряхнём. Чтобы убедиться в том, что произошла химическая реакция, воспользуемся индикатором. Но возьмём не фенолфталеин, как в случае с основаниями, а лакмус. Раствор лакмуса в воде имеет фиолетовый цвет. При добавлении его в банку с раствором оксида фосфора (V) цвет индикатора изменяется на красный. Объяснить наблюдаемое явление поможет следующая запись:



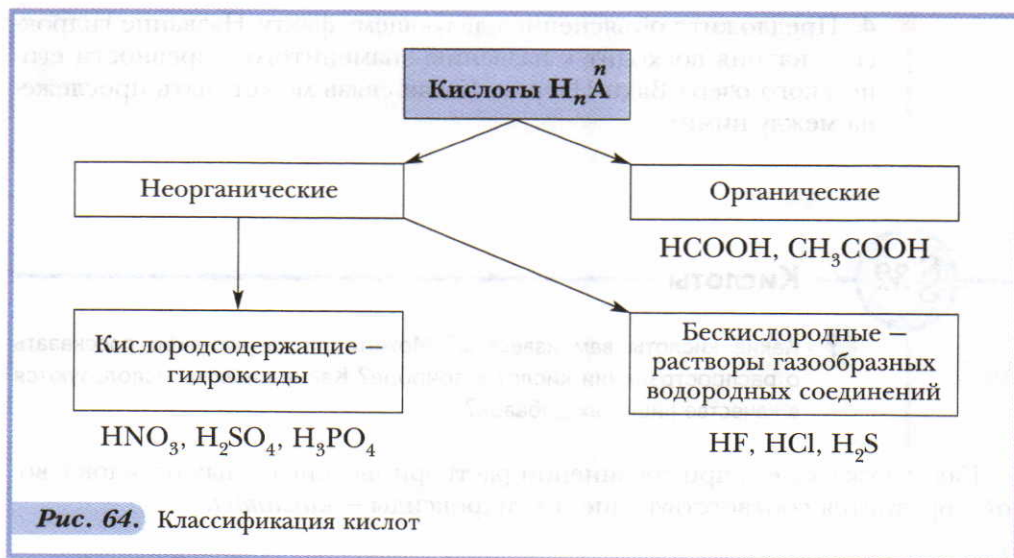
лакмус фиолетовый → красный

Изменение окраски лакмуса в красный цвет свидетельствует о наличии кислоты.

Кислотами называют гидроксиды кислотных оксидов, а также бескислородные кислоты (растворы некоторых газообразных водородных соединений в воде) и большую группу органических кислот.

Органические кислоты: муравьиная, уксусная, лимонная, щавелевая, янтарная и многие другие — широко распространены в природе. Они давно и в самых разных целях используются человеком. Однако подробное знакомство с ними ждёт вас при изучении органической химии.

Классификацию кислот можно представить следующим образом (рис. 64).

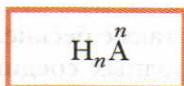


Анализ состава обеих групп неорганических кислот позволяет выделить их общие признаки и сформировать определение.

Кислотами называются сложные вещества, в состав которых входит один или несколько атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и **кислотный остаток** — один или несколько химически связанных атомов.

В химических реакциях обмена и замещения кислотные остатки не разрушаются и переходят без изменений из состава исходных веществ в молекулы или частицы продуктов реакции.

Если обозначить группу атомов кислотного остатка буквами A^n (где n — валентность), то получим общую формулу кислот:



Из формулы видно, что значение валентности кислотного остатка определяет число атомов водорода, входящих в состав молекулы кислоты. В свою очередь, валентность кислотного остатка находят по числу атомов водорода и обозначают римской цифрой, которая ставится над кислотным остатком и относится ко всей группе атомов, образующих его.

Например: $HNO_3^I, H_2SO_4^{II}, H_2S^{II}, H_3PO_4^{III}$.

Запомните формулы и названия наиболее распространённых кислот (табл. 19).

Таблица 19. Некоторые кислоты и их соли

Кислота	Название	Названия солей
HCl	Хлороводородная (соляная)	Хлориды
HF	Фтороводородная (плавиковая)	Фториды
HI	Иодоводородная	Иодиды
H ₂ S	Сероводородная	Сульфиды
H ₂ SO ₄	Серная	Сульфаты
H ₂ SO ₃	Сернистая	Сульфиты
HNO ₃	Азотная	Нитраты
HNO ₂	Азотистая	Нитриты
H ₂ CO ₃	Угольная	Карбонаты
H ₂ SiO ₃	Кремниевая	Силикаты
H ₃ PO ₄	Фосфорная (ортофосфорная)	Фосфаты

Свойства некоторых кислот. *Серная кислота* — жидкость без цвета и запаха, почти вдвое тяжелее воды. При растворении её в воде выделяется очень большое количество тепла, что может привести даже к вскипанию раствора. При смешивании серной кислоты с водой следует наливать кислоту в воду, а не наоборот! Серная кислота — гигроскопичное вещество: она отнимает влагу у древесины, бумаги и других органических веществ, обугливая их. Серная кислота применяется для производства удобрений, других кислот, взрывчатых веществ, искусственных волокон, в качестве электролита в аккумуляторах.

Соляная (хлороводородная) кислота — раствор хлороводорода в воде (27,5–38 % по массе), бесцветная жидкость с резким запахом. Концентрированный раствор кислоты «дымит» на воздухе. Это объясняется испарением хлороводорода. Соляная кислота применяется в промышленности для синтеза хлоридов, извлечения металлов из руд, при травлении металлов.

Техника безопасности при работе с кислотами. Многие кислоты — едкие жидкости, которые могут вызвать химический ожог, поэтому следует избегать попадания их растворов на кожу и одежду. Если это произошло, необходимо быстро смыть раствор большим количеством воды, а затем нейтрализовать раствором пищевой соды (гидрокарбоната натрия).

Основные понятия

Кислоты • Кислородсодержащие, бескислородные кислоты
• Кислотный остаток

Вопросы и задания

- ▲ 1. Формулы только кислородсодержащих кислот приведены в ряду
1) HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 3) H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4
2) H_2SiO_3 , H_2S , H_2SO_3 4) HNO_3 , HF , H_2S
- ▲ 2. Валентность кислотного остатка сернистой кислоты равна
1) I 2) II 3) III 4) IV
- 3. Соедините стрелками названия кислот с их характерными свойствами.
- | | |
|---------------------------|--|
| 1) уксусная кислота | А. Концентрированная кислота, летучая, с запахом хлороводорода |
| 2) соляная кислота | Б. Летучая, с запахом тухлых яиц |
| 3) серная кислота | В. Летучая, с резким характерным запахом |
| 4) сероводородная кислота | Г. Тяжёлая, маслянистая жидкость, без запаха |
- 4. По предложенной схеме составьте уравнения химических реакций:
- | | |
|---|--|
| а) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ | в) $\text{B} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$ |
| б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ | г) $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ |

§ 33

Соли: состав и номенклатура



С какой солью вы постоянно встречаетесь в быту? Какие другие соли вам известны? Что вы можете сказать о составе солей?

Вы познакомились с составом кислот, выучили их названия. Надо переходить к изучению их свойств. Однако в результате многих химических реакций образуются сложные вещества, относящиеся к классу *солей*. Поэтому вам необходимо познакомиться с составом солей, их общими признаками, овладеть приёмами составления их формул и названий.



Солями называют вещества, которые состоят из атомов металла и кислотного остатка.

Общая формула солей (A_y — обозначение кислотного остатка):



Примеры: KNO_3 , Na_2SO_4 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.

Формулы солей составляют на основании учёта валентности металла и кислотного остатка. Рассмотрим примеры составления формул и названий солей.

Алгоритм составления формулы соли

Действие	Примеры	
1. Записать химические знаки металла и кислотного остатка, указать их валентности	$\begin{array}{c} \text{II} \quad \text{III} \\ \text{CaPO}_4 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{II} \quad \text{I} \\ \text{MgNO}_3 \end{array}$
2. Найти наименьшее общее кратное значений валентности	$\text{II} \cdot \text{III} = 6$	$\text{II} \cdot \text{I} = 2$
3. Разделить полученное число: а) на валентность металла и записать индекс справа внизу от знака металла; б) на валентность кислотного остатка и записать индекс кислотного остатка	$6 : \text{II} = 3$ $\begin{array}{c} \text{II} \quad \text{III} \\ \text{Ca}_3\text{PO}_4 \end{array}$ $6 : \text{III} = 2$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$2 : \text{II} = 1$ $\begin{array}{c} \text{II} \quad \text{I} \\ \text{MgNO}_3 \end{array}$ $2 : \text{I} = 2$ $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
4. Проверка: произведение значения валентности металла на его индекс должно быть равно аналогичному произведению для кислотного остатка	$\text{II} \cdot 3 = \text{III} \cdot 2 = 6$	$\text{II} \cdot 1 = \text{I} \cdot 2 = 2$
Название кислотного остатка (см. табл. 19, с. 141)	Название металла (род. падеж)	Указание значения валентности металла (если она переменная)

Например: нитрат железа (II) – $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, хлорид алюминия – AlCl_3 , сульфат натрия – Na_2SO_4 .

Важным физическим свойством солей является их растворимость в воде. Сведения о растворимости солей содержатся в таблице растворимости.

Задание. Рассмотрите таблицу растворимости солей. Какие выводы о растворимости солей вы можете сделать?

По всей вероятности, вы обратили внимание на то, что растворимы все соли азотной и уксусной кислот, а также соли натрия и калия. Это следует за-

помнить. При решении вопроса о растворимости в воде других солей придётся пользоваться таблицей растворимости.

Многие соли применяются в быту (поваренная соль, сода), в сельском хозяйстве в качестве минеральных удобрений и в промышленности при производстве стекла, моющих средств, взрывчатых веществ.

Основные понятия

Соли • Номенклатура

Вопросы и задания

- ▲ 1. Формулы только солей приведены в ряду
 - 1) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, HNO_3 , MgSO_4
 - 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , H_2SO_4
 - 3) AlCl_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Na_3PO_4
 - 4) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2S , MgCO_3
- 2. Расставьте индексы и дайте названия веществам: $\text{Zn}\dots\text{Cl}\dots$, $\text{Mg}\dots\text{NO}_3\dots$, $\text{Ca}\dots\text{PO}_4\dots$, $\text{Al}\dots\text{S}\dots$, $\text{Fe}\dots\text{SO}_4\dots$, $\text{Na}\dots\text{SiO}_3\dots$, $\text{Na}\dots\text{NO}_3\dots$.
- 3. Составьте формулы следующих солей: нитрат меди (II), хлорид меди (II), хлорид ртути (II), силикат магния, фосфат калия, сульфат кальция.
- 4. Работа с одним из вариантов малого химического тренажёра (табл. 20), выполните следующее:
 - а) определите принадлежность каждого соединения к одному из классов неорганических соединений;
 - б) назовите каждое вещество;
 - в) определите валентность кислотных остатков в формулах солей и кислот;
 - г) определите растворимость соединений по таблице растворимости;
 - д) проверьте себя: сколько веществ из перечисленных в данном варианте вам хорошо знакомы (т. е. вы можете описать их физические свойства).



Результаты работы обсудите в малой группе.

Таблица 20. Малый химический тренажёр

Вариант I	Вариант II	Вариант III	Вариант IV	Вариант V
1	2	3	4	5
CaO	K_2SiO_3	H_2SO_3	HgCl_2	SO_2
H_2S	Na_2O	ZnCl_2	HNO_3	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
NaCl	H_2SO_4	BaO	BaSO_4	H_2SiO_3

1	2	3	4	5
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	K_3PO_4	Ba	MgO	ZnCl_2
N_2O_5	PbS	SO_3	Na_2SO_4	CaO
AgNO_3	P_2O_5	K_3PO_4	CO_2	Fe
Mg	H_2CO_3	HNO_3	CaSiO_3	H_2SO_4
FeSO_4	ZnSO_4	CaS	H_3PO_4	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
HNO_3	Cu	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	Ca	K_2CO_3

§ 34

Химические свойства оксидов



Какие вещества относятся к оксидам? Почему оксиды называют бинарными соединениями?

Оксиды известны человеку давно. Многие из них были получены и исследованы алхимиками и названы в свойственных им традициях. Например, оксид цинка в своё время именовался «философской шерстью».



Каковы общие химические свойства оксидов? О некоторых из них мы уже говорили, с другими нам ещё предстоит познакомиться.

1. Оксид + вода = гидроксид

В результате взаимодействия растворимых оксидов с водой образуются гидроксиды. По-видимому, вы уже запомнили то, что характер гидроксида зависит от характера оксида:

Основной оксид	+	вода	=	растворимое основание (щёлочь)
Кислотный оксид (кроме SiO_2)	+	вода	=	кислота
				гидроксиды

Тип реакции —
соединение.

Например: а) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$

гидроксид натрия



серная кислота

2. Оксид основной + оксид кислотный = соль

Многие оксиды обеих групп способны к взаимодействиям, в результате которых образуются соли.

Например: а) $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$

карбонат кальция

Тип реакции —
соединение.



сульфат натрия

Алгоритм составления уравнений реакций взаимодействия двух оксидов с противоположными свойствами (основного и кислотного)

Действие	Примеры
1. Записать формулы исходных веществ	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow$
2. Под формулой кислотного оксида написать формулу соответствующей ему кислоты <div> Оксид Кислота CO_2 — H_2CO_3 SO_2 — H_2SO_3 SO_3 — H_2SO_4 N_2O_5 — HNO_3 P_2O_5 — H_3PO_4 </div>	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow$ H_2CO_3
3. Составить формулу продукта реакции — соли, записав в ней на первом месте знак металла из основного оксида, а на втором — кислотный остаток	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$ H_2CO_3
4. Указать валентности металла и кислотного остатка, расставив индексы	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \overset{\text{I}}{\text{Na}}_2\overset{\text{II}}{\text{CO}}_3$ H_2CO_3
5. Уравнять число атомов каждого элемента в правой и левой частях уравнения	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$ H_2CO_3

3. Оксид + гидроксид = соль + вода

В этом случае ярко проявляется противоположный характер свойств основных и кислотных оксидов: первые вступают в реакции с кислотами, а вторые — во взаимодействие со щелочами. Например:

Основный оксид + кислота → → соль + вода	Кислотный оксид + щёлочь → → соль + вода
$\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ H_2CO_3
$3\text{Na}_2\text{O} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ H_2SO_4

Тип реакции — **обмен**.

Проведём лабораторный эксперимент.



1. Поместите в две пробирки небольшие количества оксида меди (II) и оксида цинка. Прилейте в каждую по 1,5–2 мл раствора серной кислоты и немного нагрейте. Что наблюдаете? Составьте соответствующие уравнения реакций.

2. Руководствуясь схемой опыта (рис. 65), получите углекислый газ и пропустите его через известковую воду (раствор гидроксида кальция). Вы уже знаете, что в результате этой реакции образуется нерастворимое вещество белого цвета (известковая вода мутнеет). Вспомните, в каких целях вы использовали эту реакцию на уроках биологии.



Рис. 65. Получение оксида углерода (IV) и исследование его свойств

Под формулой оксида запишите формулу соответствующей кислоты, чтобы понять суть происходящей реакции обмена и лучше увидеть кислотный остаток образующейся соли.

Алгоритм составления уравнения реакции взаимодействия кислотных оксидов со щелочами

Действие	Примеры
1. Записать формулы исходных веществ	$P_2O_5 + NaOH \rightarrow$
2. Под формулой кислотного оксида написать формулу соответствующей ему кислоты	$P_2O_5 + NaOH \rightarrow$ $\underline{H_3PO_4}$
3. Составить формулу образующейся соли. Для этого написать символ металла из щёлочи, за ним — кислотный остаток; расставить валентности и индексы	$P_2O_5 + NaOH \rightarrow \overset{I}{Na} \overset{III}{PO_4} + H_2O$ $\underline{H_3PO_4}$
4. Дописать продукты реакции (добавить воду) и расставить коэффициенты	$P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$ $\underline{H_3PO_4}$

Итак, для оксидов характерны следующие химические свойства.

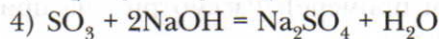
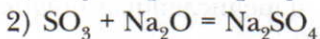
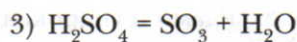
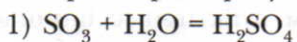
Кислотные оксиды ($Нм_xO_y$) + Вода
Оснóвный оксид
Щёлочь

Оснóвные оксиды ($Ме_xO_y$) + Вода
Кислотный оксид
Кислота

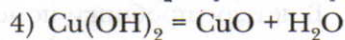
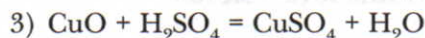
Применение оксидов началось в незапамятные времена. Так, негашёная известь — оксид кальция — уже в Древнем Египте использовалась для приготовления строительных растворов. Многие оснóвные оксиды являются пигментами красок, как оснóвные, так и кислотные оксиды — сырьё для производства стекла. Хрустальное стекло отличается от других видов наличием оксида свинца. Из оксида хрома (III) получают полировальные порошки и пасты, термостойкую краску для росписи фарфора и многое другое. Все области применения различных оксидов даже в старину перечислить невозможно. Важно отметить следующее: применение опережало научное описание химических соединений и определение их состава. Мастера, создававшие стекло и зеркала, фаянсовые и фарфоровые изделия и краски для их росписи, а также многое другое, не знали химического состава веществ, но подмечали и накапливали множество знаний о них, их свойствах, их совместимости с другими веществами, превращениях при изменении условий.

Вопросы и задания

1. Из приведённых уравнений химических реакций выберите то, которое характеризует общее свойство всех кислотных оксидов.

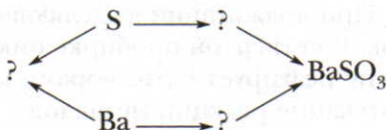


2. Из приведённых уравнений химических реакций выберите то, которое характеризует общее свойство всех основных оксидов.



3. Из перечня приведённых формул: NaOH , H_2O , PH_3 , MgCl_2 , H_2SO_4 , CO_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CH_4 — выберите формулы веществ, вступающих во взаимодействие: а) с оксидом серы(IV); б) с оксидом кальция. Составьте соответствующие уравнения реакций.

4. Составьте уравнения реакций, раскрывающие следующие превращения:



Результат работы обсудите с товарищем.

§ 35

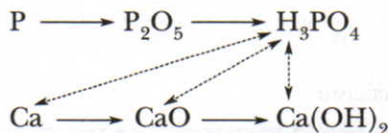
Химические свойства кислот



Какие правила техники безопасности следует соблюдать при работе с кислотами? Какую помощь нужно оказать человеку, получившему ожог кислотой?

Вы уже знаете, что большая часть металлов и неметаллов способна вступать в цепочки последовательных превращений, в результате которых из простых веществ можно получить их оксиды и гидроксиды.

Такие цепочки в химии называются **генетическими рядами**, так как они отражают генезис (происхождение) разных классов соединений и связи между ними. Приведём пример таких рядов:



Чтобы хорошо разобраться в химических свойствах кислот, в первую очередь следует помнить, что все они, как правило, способны вступать во взаимодействие со всеми членами генетического ряда металлов: самими металлами, их оксидами и гидроксидами (см. пунктирные линии в приведённом примере). Рассмотрим на примерах перечисленные *общие свойства кислот*.

1. Кислота + металлы

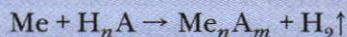
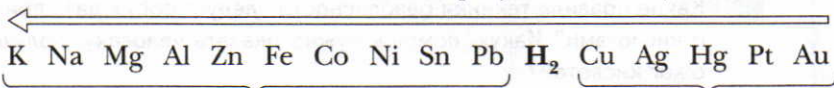


В четыре пробирки поместите по одной-две стружки или гранулы металлов: магния, цинка, железа и меди. К металлам прилейте разбавленные растворы серной или соляной кислот. Что происходит?

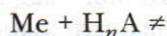
В трёх первых пробирках протекают химические реакции. На поверхности металлов образуются пузырьки газа, которые быстро поднимаются вверх. Этот газ — водород. Мы уже знакомились с ним при изучении реакции разложения воды электрическим током. При поджигании выделяющегося водорода происходит характерный хлопок. В четвёртой пробирке никаких видимых изменений не происходит: медь не реагирует с растворами кислот.

Дело в том, что возможность протекания реакции металлов с кислотами зависит от реакционной способности металлов, которая определяет их положение в **ряду активности металлов**. Для рассматриваемых нами свойств кислот важно следующее: *металлы, стоящие в этом ряду после водорода, не вытесняют его из растворов кислот*. Это правило обобщено на рисунке 66.

Реакционная способность металлов в ряду активности увеличивается



металл + кислота → соль + водород



Тип реакции — **замещение**.

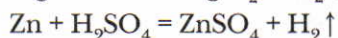
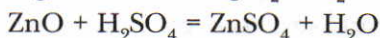
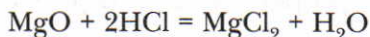


Рис. 66. Правила взаимодействия кислот с металлами

2. Кислота + оксид металла

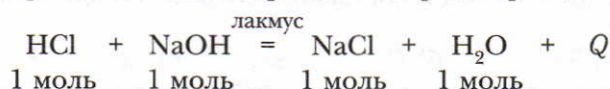
С этой группой реакций мы уже познакомились при изучении свойств основных оксидов:



3. Кислота + растворимое основание (щёлочь)

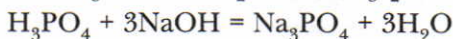
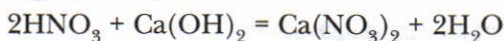


К 2–3 мл раствора соляной кислоты добавьте 2–3 капли раствора лакмуса. Как изменилась окраска индикатора? Затем по каплям прилейте раствор гидроксида натрия и проследите за изменением окраски индикатора: от красной до фиолетовой и затем до синей. Дайте объяснения последовательному изменению окраски при постепенном приливании раствора щёлочи:



В кислой среде лакмус окрашивается в красный цвет. По мере приливания щёлочи происходила нейтрализация кислой среды и возникала нейтральная (не кислая, не щелочная) среда, поэтому лакмус окрасился в фиолетовый цвет. Если щёлочи прилить столько, что её количество будет превышать количество кислоты, тогда эта избыточная, не прореагировавшая с кислотой щёлочь окрасит лакмус в синий цвет.

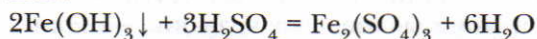
Итак, в процессе обменного взаимодействия кислоты и щёлочи происходит нейтрализация среды, поэтому такие реакции называют **реакциями нейтрализации**.



4. Кислота + нерастворимое основание



К полученному от учителя гидроксиду железа (III) прилейте раствор серной кислоты. Что произошло с осадком гидроксида железа?



Итак, кислоты реагируют не только с растворимыми, но и с нерастворимыми основаниями. А в результате реакций образуются те же продукты — соль и вода. Таким образом, общее уравнение реакций для данного свойства совпадает с приведённым выше.

Выводы

1. Кислоты вступают в химическое взаимодействие с металлами, их оксидами и гидроксидами — растворимыми и нерастворимыми.
2. Во всех случаях одним из продуктов взаимодействия оказывается соль.

Основные понятия

Генетический ряд • Реакции нейтрализации • Ряд активности металлов

Вопросы и задания

1. Дополните схемы и составьте соответствующие им уравнения реакций:
а) $\text{Ba} \rightarrow ? \rightarrow ?$ б) $\text{C} \rightarrow ? \rightarrow ?$ в) $\text{Li} \rightarrow ? \rightarrow ?$
2. С какими из перечисленных веществ вступит в реакцию соляная кислота: SO_2 , CuO , HNO_3 , CO_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, KOH , P_2O_5 , CaO , $\text{Mg}(\text{OH})_2$? Составьте уравнения реакций.
3. Составьте уравнения реакций, отражающих химические свойства фосфорной кислоты.

§ 36

Щёлочи, их свойства и способы получения



Почему щёлочи относят к гидроксидам?

Физические свойства щелочей. В лабораторной практике часто приходится использовать растворы щелочей. А как они выглядят в твёрдом состоянии? Познакомимся поближе с наиболее распространёнными и имеющими самое широкое применение щелочами.

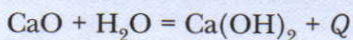
Это гидроксиды натрия, калия и кальция. Все перечисленные гидроксиды очень похожи. Это едкие кристаллические вещества белого цвета, очень гигроскопичные. На ощупь они мыльные, своё название — «едкие» — оправдывают тем, что при попадании на кожу вызывают ожоги, разрушают многие органические вещества, в том числе шерсть и шёлк. *При работе с щелочами следует соблюдать правила техники безопасности.* Кристаллические щёлочи следует брать только шпателем (или пинцетом). При попадании раствора щёлочи на кожу необходимо смыть раствор большим количеством воды до исчезновения ощущения пылости, а затем нейтрализовать раствором борной кислоты.



Гидроксиды натрия и калия выпускают в виде плоских гранул. Если несколько таких гранул пинцетом положить на часовое стекло и оставить на воздухе, то через 15–20 мин можно будет наблюдать, как они растекаются, растворяясь в воде, поглощённой из воздуха.

При растворении щёлочи в воде выделяется большое количество теплоты (см. рис. 14, с. 21). Едкие щёлочи широко используют в различных химических производствах, в частности при изготовлении мыла, красок (например, гуаши); в щелочных аккумуляторах.

С глубокой древности человек использует гидроксид кальция. Например, в составе хорошо известного вам строительного материала бетона он служит человечеству более 2000 лет. Гидроксид получают путём гашения: взаимодействия с водой негашёной извести — оксида кальция. Реакцию взаимодействия оксида с водой сопровождает выделение большого количества тепла:



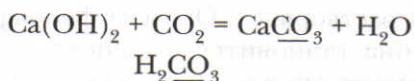
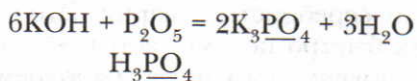
Реакция гашения негашёной извести может быть рассмотрена как один из способов получения щелочей. Гидроксид кальция малорастворим в воде. Его раствор, называемый известковой водой, обладает всеми свойствами растворов щелочей.

Гидроксиды лития, натрия и калия устойчивы к нагреванию. Например, едкий натр способен кипеть при $t = 1400^\circ\text{C}$, не разлагаясь.

Химические свойства щелочей. Изучая свойства оксидов и кислот, мы уже рассмотрели часть химических свойств, которые характерны для щелочей. Обобщим и расширим имеющиеся знания.

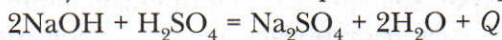
1. Щёлочь + кислотный оксид

В реакциях между щёлочью и кислотными оксидами образуются соль и вода (реакции обмена). Поскольку в формуле оксида, являющегося ангидридом фосфорной кислоты, не представлен в явном виде кислотный остаток соответствующей оксиду кислоты, предлагается под формулой оксида записывать формулу соответствующей ему кислоты (см. алгоритм на с. 148):



2. Щёлочь + кислота

Это уже известная нам реакция нейтрализации (реакция обмена):

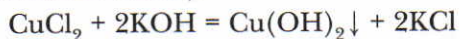


При выполнении реакций этого вида, как мы уже говорили, следует пользоваться индикатором.

Подтвердить экзотермичность реакции поможет термоскоп. Термоскоп состоит из пробирки с узкой трубкой. В пробирке находится подкрашенная жидкость. Если опустить прибор в смесь реагирующих веществ, то можно наблюдать подъём жидкости в трубке термоскопа (её объём увеличивается вследствие повышения температуры).

3. Щёлочь + соль (раствор)

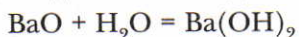
Растворы щелочей взаимодействуют только с растворимыми солями (реакции обмена):



Чтобы не допустить ошибки при подборе примеров, иллюстрирующих данное свойство щелочей, следует справиться о растворимости соли по таблице растворимости.

Отношение к индикаторам смотри в таблице 10 на странице 86.

Получение щелочей в лаборатории. Щёлочи могут быть получены путём взаимодействия с водой оксидов щелочных и щёлочноземельных металлов:



Другим способом получения щелочей в лаборатории является растворение металлов в воде. Убедимся в этом на опыте. (Опыт проводит учитель!)

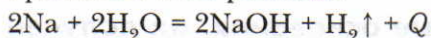


В кристаллизатор с водой добавим несколько капель фенолфталеина и поместим небольшой кусочек металла натрия. Натрий, плотность которого меньше, чем у воды, не тонет и бурно реагирует с водой. Под влиянием выделяющегося в ходе реакции тепла он расплавляется, превращается в блестящий серебристый шарик. Этот шарик быстро перемещается, «бегает» по поверхности воды, одновременно растворяясь. Окраска фенолфталеина становится малиновой, что свидетельствует об образовании щёлочи NaOH.



Рис. 67. Реакция калия с водой

Уравнение этой реакции:



Что заставляет натрий двигаться по поверхности воды?

Если провести аналогичный опыт с калием, то легко убедиться, что реакция протекает ещё более бурно: калий загорается от соприкосновения с водой (рис. 67). Реакция экзотермична, т. е. образующиеся в результате реакции продукты обладают меньшим суммарным запасом энергии, чем исходные вещества.

Таким образом, в лаборатории щёлочи могут быть получены двумя способами: растворением в воде металлов и их оксидов.

Основные понятия

Щёлочи • Получение щелочей • Реакции обмена

Вопросы и задания

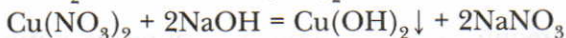
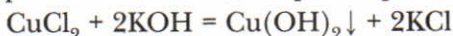
- ▲ 1. С помощью уравнений реакций проиллюстрируйте химические свойства едкого кали КОН, известковой воды, баритовой воды — $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- 2. Подумайте, какие правила предосторожности следует соблюдать при приготовлении растворов щелочей.
- 3. Из варианта I малого химического тренажёра (см. табл. 20, с. 144) выберите вещества, способные вступать во взаимодействие с соляной кислотой. Составьте уравнения соответствующих реакций.
- 4. Как вы думаете, целесообразно ли в промышленности получать щёлочи способами, рассмотренными в данном параграфе? Ответ обоснуйте.
- 5. В трёх пробирках находятся образцы твёрдых веществ: гидроксида натрия, гидроксида кальция и оксида цинка. Как различить эти вещества?
- 6. В трёх пробирках находятся растворы соляной кислоты, едкого натра и известковой воды. Предложите самый короткий способ их определения.
- 7. Составьте уравнения реакций, раскрывающие схему превращений:
 - а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - б) $\text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$
- 8. Вычислите объём (л) оксида углерода(IV) (н. у.), который можно получить из 500 г карбоната кальция.



Приведите примеры растворимых и нерастворимых в воде веществ.

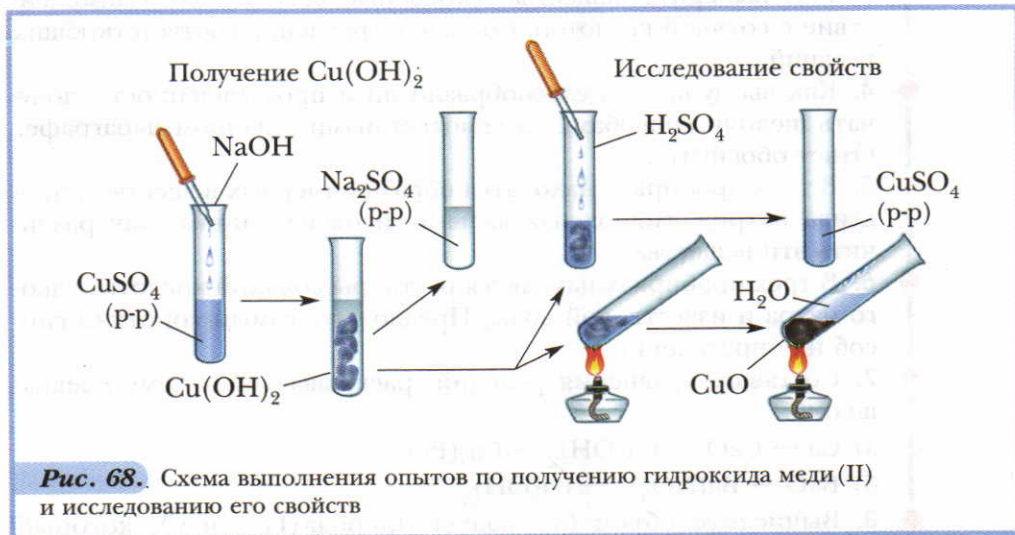
Каждый раз перед проведением реакций с нерастворимыми основаниями приходится получать их в свежееосаждённом виде.

Запомните: для получения *нерастворимого* основания к раствору соли необходимо по каплям приливать раствор щёлочи — до образования осадка. Раствор соли, образовавшийся одновременно с осадком нерастворимого основания, следует слить, а полученный гидроксид использовать для химических реакций. Например, для получения гидроксида меди (II) надо взять раствор любой соли меди и раствор любой щёлочи:



Для **нерастворимых оснований** характерны два *общих свойства*: они растворяются в растворах сильных кислот и разлагаются при нагревании (в отличие от щелочей) на соответствующий оксид и воду.

Подтвердим существование этих свойств с помощью лабораторных опытов. Последовательность опытов представлена на рисунке 68.



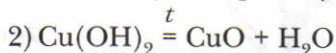
Рассмотрите рисунок 68 и постарайтесь устно описать порядок действий при выполнении лабораторного эксперимента. Выполните опыты: получение гидроксида меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, разложе-

ние его при нагревании и взаимодействие $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с раствором H_2SO_4 .

Составьте уравнения проведённых реакций:



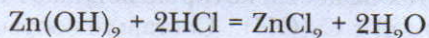
Признак реакции: растворение студенисто-голубого осадка, образование раствора голубого цвета.



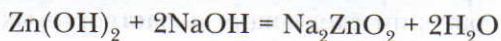
Признак реакции: образование порошка чёрного цвета и воды. Проведённые реакции отражают общие свойства нерастворимых оснований: их способность разлагаться при нагревании и взаимодействии с кислотами.

Амфотерность. Ряд химических элементов образуют оксиды и гидроксиды, обладающие *амфотерными* свойствами. Слово «**амфотерность**» происходит от греческого *amphoterós*, что значит «и тот и другой», и отражает способность веществ в зависимости от условий (в первую очередь от природы вещества, с которым вступает в реакцию) проявлять либо основные, либо кислотные свойства.

Амфотерными свойствами обладают оксиды и гидроксиды двухвалентных цинка, свинца, бериллия, олова, трёхвалентных алюминия, хрома и некоторых других металлов. Например, гидроксид цинка, реагируя с раствором соляной кислоты, проявляет основные свойства:



При взаимодействии со щёлочью он способен проявлять кислотные свойства:

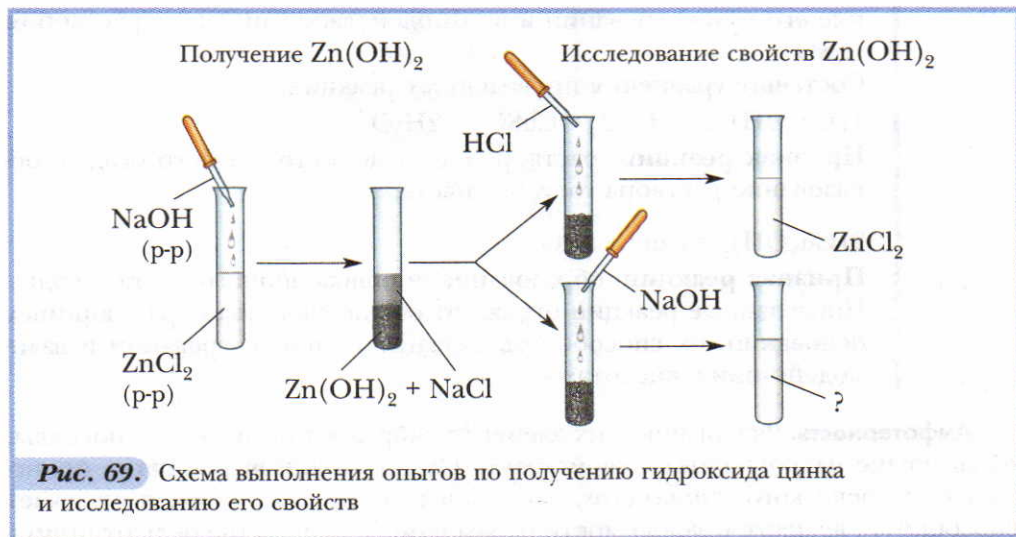


Цинкат натрия Na_2ZnO_2 образуется *при сплавлении* гидроксида цинка со щёлочью. В растворе образуется комплексная соль — тетрагидроксоцинкат натрия $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$. Амфотерные основания способны к взаимодействию как с кислотами, так и со щелочами.

Такая двойственность свойств обусловлена особенностями строения амфотерных гидроксидов. Амфотерные гидроксиды соответствуют амфотерным оксидам, которые также могут взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами.



Рассмотрите схему опытов получения и исследования свойств гидроксида цинка (рис. 69). Какие действия вам придётся выполнить по ходу лабораторных опытов? Какова их цель? Целесообразность проведения одного из опытов (какого?) должна вызывать у вас сомнения.



Основные понятия

Нерастворимые основания • Свойства нерастворимых оснований • Амфотерность • Амфотерные соединения

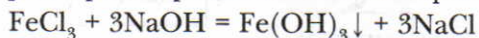
Вопросы и задания

- Из перечня формул малого химического тренажёра (см. табл. 20, с. 144) выберите формулы тех веществ, которые вступают в реакцию: а) с KOH ; б) с Fe(OH)_3 ; в) с Ca(OH)_2 . Составьте соответствующие уравнения реакций.
- Пользуясь таблицей растворимости, составьте уравнения реакций получения в лаборатории следующих нерастворимых оснований: Pb(OH)_2 , Al(OH)_3 , Mg(OH)_2 , Fe(OH)_2 .
- Составьте уравнения реакций, отражающие химические свойства гидроксида меди (II).
- Объясните причины образования двух слов от одного корня: «амфотерность» и «амфибия».
- Начертите в тетради схему генетической связи классов неорганических соединений и разместите в ней амфотерные соединения Al_2O_3 и Al(OH)_3 . Пунктирными линиями обозначьте их химические свойства. Обсудите схему с товарищем.
- Сравните химические свойства оснований: KOH , Mg(OH)_2 , Al(OH)_3 .
- Вычислите массу (г) гидроксида меди (II), образовавшуюся при реакции хлорида меди (II) с 160 г раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 5 %.



Каковы признаки химических реакций? Приведите примеры.

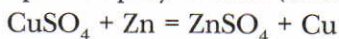
Изучая химические свойства классов неорганических соединений, мы познакомились с одним из общих свойств солей — взаимодействием их растворов с растворами щелочей. Например:



Если в состав соли входит металл, образующий нерастворимое основание, то эти реакции можно рассматривать и как способ получения нерастворимых оснований.

Уже из данного свойства ясно, что способность конкретной соли (например, хлорида серебра, нитрата свинца или любой другой) вступать в те или иные химические реакции зависит от её растворимости в воде.

Взаимодействие солей со щелочами не единственное их свойство. Они также вступают в реакции замещения с металлами, более активными, чем тот, который образует соль (стоящими в ряду активности металлов левее):



Многие соли способны вступать в обменные реакции с кислотами и другими солями. Эти виды химических взаимодействий будут изучены нами позже.

Классификация и генетическая связь неорганических соединений

Первую в химии классификацию элементов и их соединений дал великий шведский учёный Йенс Берцелиус. Хотя его представления о свойствах элементов в дальнейшем были существенно изменены, они сыграли большую роль в последующем развитии классификации веществ.

Приведём в единую систему накопленные нами знания о классификации неорганических веществ (рис. 70).

Связь между классами неорганических соединений, основанная на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется **генетической**.

Обобщить основные представления о генетических связях, отражающих происхождение классов веществ, можно с помощью рисунка 71.

В схеме отрезками пунктирных линий соединены общие формулы тех классов веществ, предста-



Йенс Берцелиус
(1779–1848)

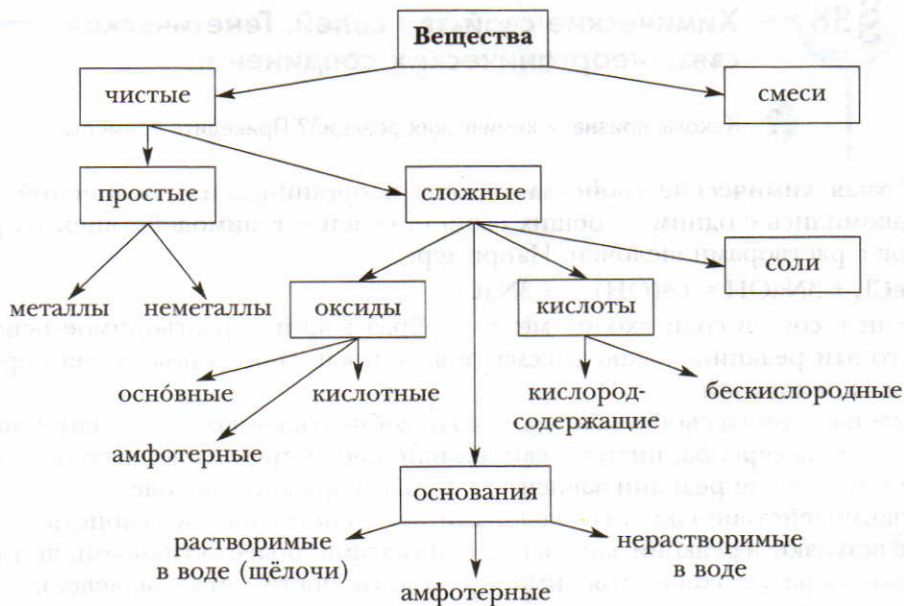


Рис. 70. Классификация неорганических веществ

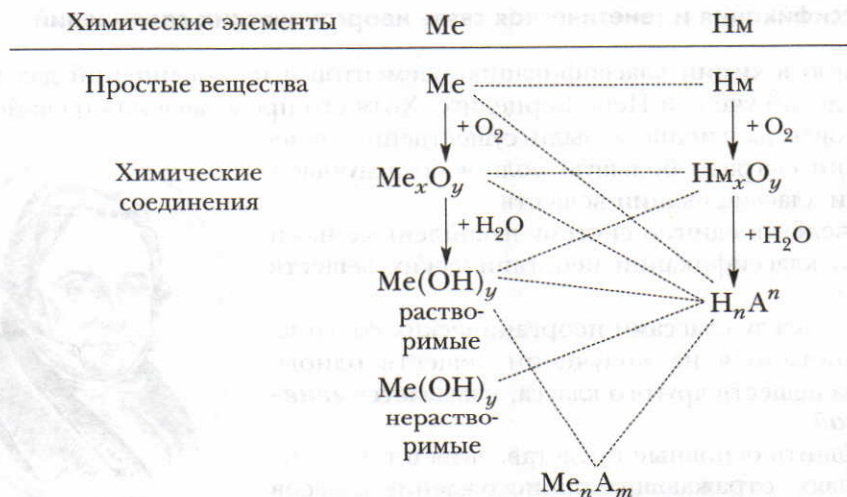


Рис. 71. Генетическая связь основных классов неорганических соединений

вители которых при определённых условиях способны вступать друг с другом в химические взаимодействия.

Вопросы и задания

- ▲ 1. Составьте уравнения реакций, раскрывающие следующие превращения:
$$\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4$$
- 2. С какими из перечисленных веществ вступит в реакции раствор гидроксида кальция (известковая вода): хлорид цинка, железо, оксид серы (IV), сульфат меди (II), нитрат свинца (II), оксид железа (II), бромоводородная кислота?
- 3. Из веществ, формулы которых даны в варианте II малого химического тренажёра (табл. 20, с. 144), выберите те, что будут вступать в реакцию со следующими химическими соединениями:
а) оксид кальция; б) гидроксид железа (II); в) баритовая вода; г) нитрат свинца (II).
- 4. Пользуясь составленными схемами, напишите уравнения реакций, возможных между веществами, представленными на рисунке 71.
5. Пользуясь малым химическим тренажёром (табл. 20, с. 144) (учитель укажет вам номер варианта), выполните следующие задания:
 - ▲ а) дайте названия веществам, формулы которых приведены в вашем варианте;
 - б) укажите принадлежность каждого вещества к определённому классу. На основании каких признаков состава вы классифицировали каждое вещество?
 - в) составьте уравнения возможных химических реакций между веществами вашего варианта и едким натром, соляной кислотой, оксидом углерода (IV), водой, серной кислотой.
- 6. Составьте схемы генетической связи соединений, образованных атомами элементов № 5, 13, 14, 17, 33, 34 в периодической таблице.
- 7. Для проведения химической реакции с 0,2 моль карбоната натрия использовали раствор, массовая доля хлороводорода в котором 5 %. Определите массу взятого раствора.

Исследование свойств оксидов, кислот, оснований

Цель работы: научиться экспериментально характеризовать химические свойства неорганических веществ основных классов, закрепить умение составлять план исследования свойств вещества, отработать навыки обращения с лабораторным оборудованием.

Работа проводится по вариантам:

I вариант – оксид меди (II)

II вариант – серная кислота (5 %-й раствор)

III вариант – гидроксид калия

IV вариант – соляная кислота (3 %-й раствор)

V вариант – гидроксид железа (III)

VI вариант – оксид фосфора (V)

Порядок выполнения работы

1. Получите задание с указанием номера варианта.
2. Запишите в тетради тему занятия и номер варианта.
3. Определите, к какому классу неорганических веществ относится выданное вам вещество, и составьте план изучения его химических свойств.
4. Проверьте наличие на рабочем месте необходимого оборудования и реактивов для проведения опытов по плану.
5. Ознакомьтесь с правилами техники безопасности при работе с кислотами, щелочами и нагревательными приборами (с. 12–16, 141, 152).
6. Выполните опыты по составленному вами плану.
7. Оформите в тетради отчёт согласно предложенной таблице.

Исследование свойств _____ (формула и название вещества)			
№ п/п	Название опыта	Уравнение реакции и признаки её протекания	Вывод (что доказано с помощью опыта)

Раздел II

Химические элементы, вещества и химические реакции в свете электронной теории

Глава 7. Строение атома

§ 39

Состав и важнейшие характеристики атома. Изотопы. Химические элементы



Что вы знаете о частицах, образующих атом? Используя знания физики, опишите, кем и какими методами были открыты элементарные частицы атома.

В ходе наблюдений и опытов вы познакомились со многими веществами. Вы узнали, что все вещества состоят из связанных между собой атомов. Атом — мельчайшая частица химического элемента, наименьшая часть простых и сложных веществ.

Способность атомов образовывать разные химические соединения зависит от их состава и строения. Поэтому необходимо изучить атомы, познать их внутреннюю, невидимую простым глазом природу, чтобы объяснить образование и изменения веществ. Важной предпосылкой для изучения состава и строения атома было открытие явления радиоактивности.



Анри Беккерель
(1852–1908)



Эрнест Резерфорд
(1871–1937)

В 1896 г. французский учёный А. Беккерель обнаружил, что атомы химического элемента урана U испускают α -излучение наподобие рентгеновского. В 1898 г. М. Склодовская-Кюри получила из урановой руды два новых радиоактивных металла — полоний Po и радий Ra . Совместно с П. Кюри она установила, что атомы этих металлов выделяют такие же лучи, как и уран, но более интенсивно. В 1900 г. П. Кюри открыл γ -излучение. Уран, полоний и радий были названы радиоактивными элементами, а само явление излучения — радиоактивностью.

Радиоактивность — это свойство атомов некоторых элементов самопроизвольно излучать невидимые глазом частицы; оно обусловлено распадом их атомных ядер, превращением в другие элементы.

Этот распад сопровождается излучением трёх видов: α , β и γ .

Используя α -излучение (поток ядер гелия, обладающих большой скоростью, имеющих массу 4 и заряд $+2$) и испытывая его действие на тонкую металлическую фольгу бериллия, английский учёный Э. Резерфорд обнаружил, что α -частицы, проходя через неё, отклоняются от первоначального направления движения. Это открытие послужило экспериментальным доказательством существования положительно заряженного ядра атома, и на его основе в 1911 г. учёный предсказал наличие в ядре атома положительно заряженной частицы — протона и создал **планетарную модель атома**. Согласно планетарной модели атом состоит из несущего положительный заряд ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных частиц — электронов. В 1932 г. Д. Чедвик открыл нейтрон, а ещё позднее было выявлено огромное число разнообразных микрочастиц, входящих в состав протона.

В современной науке основными элементарными частицами атома признаны: протон, нейтрон, электрон. Остановимся подробнее на составе атома и характеристике этих частиц.

Атом состоит из ядра и электронов. Ядро — это часть атома, состоящая из протонов и нейтронов и имеющая положительный заряд. Масса атома определяется массой его протонов и нейтронов.

По своей массе протоны и нейтроны почти одинаковы: $1,675 \cdot 10^{-24}$ г и $1,673 \cdot 10^{-24}$ г. Пользоваться массой таких маленьких частиц в граммах очень неудобно, поэтому введено понятие относительной атомной массы. Сравнивая массы протона и нейтрона с одной углеродной единицей, которая равна $1,661 \cdot 10^{-24}$ г, получаем простые целые числа — A_p (протона) ≈ 1 , A_n (нейтрона) $= 1$.

Протон имеет положительный заряд, равный $+1$, а нейтрон заряда не имеет.

Электрон имеет наименьший заряд ($1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл), который условно принят за единицу, т. е. -1 . Массой электронов по сравнению с массой ядра можно практически пренебречь (масса протона более чем в 1800 раз превышает массу электрона). Обобщим вышесказанное в виде следующих определений.

Протоны — это элементарные частицы с массой, приблизительно равной 1, и зарядом $+1$.

Нейтроны — это электронейтральные (незаряженные) частицы ядра атома с массой, равной 1.

Электроны — это отрицательно заряженные частицы атома, расположенные вокруг ядра атома. Они образуют электронную оболочку атома.

Протоны обозначают символом 1_1p , нейтроны — 1_0n , электроны — \bar{e} . Изученное можно обобщить в виде таблицы 21.

Таблица 21. Основные микрочастицы, входящие в состав атома

Характеристики частиц	Названия частиц		
	Протон	Нейтрон	Электрон
Символы	1_1p	1_0n	\bar{e}
Масса (m , а. е. м.)	1	1	Ничтожно мала
Заряд	+1	0	-1
	Входят в состав ядра атома		Образуют электронную оболочку атома

Разновидности атомных ядер с определённым числом протонов и нейтронов называются нуклидами.

Согласно современной теории ядра, протоны и нейтроны, входящие в состав ядра, связаны между собой чрезвычайно большими ядерными силами. Ядро по своим размерам весьма компактно. Оно в 100 000 раз меньше самого атома, но отличается большой плотностью. В нём сосредоточена почти вся масса атома.

Составляющие атом частицы обуславливают его важнейшие характеристики. С некоторыми из них вы уже знакомы (валентность, масса и др.).

Заряд ядра — важнейшая характеристика атома и соответствующего ему химического элемента, лежащая в основе его современного определения. Положительный заряд ядра создают его протоны: заряд ядра равен числу протонов в нём. **Порядковый (атомный) номер** элемента в периодической системе Д.И. Менделеева равен заряду ядра его атомов и обозначается буквой Z . Следовательно, заряд ядра является также важнейшей характеристикой химического элемента.

Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Другой характеристикой атома, зависимой от протонов и нейтронов ядра, является масса ядра. Она обозначается буквой A и называется массовым числом. **Массовое число** — это сумма числа протонов и нейтронов в ядре атома. Обе характеристики используются для индексации атома: они ставятся слева от символа элемента, где A — верхний индекс, а Z — нижний индекс, например: ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{14}_7\text{N}$.

Атомной единицей массы (а. е. м.) выступает $1/12$ массы атома углерода ${}^{12}_6\text{C}$.

$$A_r(\text{N}) = 7^1_1p \cdot 1 + 7^1_0n \cdot 1 = 14$$

Протоны и нейтроны определяют количественные характеристики атомов. От электронов атома зависят его качественные характеристики — способность объединяться с другими атомами, химические свойства.

? В каких единицах обозначены A_r элементов? Каков характер их изменений с увеличением порядкового номера? Какие можно сделать выводы?

Обратимся к таблице «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».

Вы видите, что числа, выражающие атомные массы элементов, имеют дробные значения, а при закономерном линейном увеличении атомных масс химических элементов имеет место некоторое «нарушение» закономерности.

Проблема. Почему в парах элементов аргон — калий, кобальт — никель, теллур — иод впереди стоящий элемент имеет большую атомную массу, чем последующий, почему атомные массы элементов обозначены дробными числами, если массы протонов и нейтронов приняты за 1, а массой электронов как ничтожной можно пренебречь? Какова причина кажущихся «нарушений»?

Ответы дают экспериментальные и теоретические исследования состава ядер и масс атомов различными методами. Они показали, что в ядрах атомов одного и того же элемента всегда имеется одинаковое число протонов, но

может содержаться разное число нейтронов. Такие атомы отличаются друг от друга разным массовым числом (A) и некоторыми свойствами (например, разной скоростью диффузии и др.). Так, например, в составе элемента углерода имеются атомы с числом нейтронов 6, 7, 8. Но все они относятся к одному элементу — углероду, поскольку заряд ядра у них одинаков: $+6$.

Разновидности атомов одного и того же элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разную атомную массу, называются *изотопами* (термин происходит от греческого *isos* — «равный», *topos* — «место», т. е. занимающие одно и то же место в периодической системе).

В большинстве случаев в природе каждый элемент представляет собой совокупность разных его изотопов. Содержание каждого изотопа в элементе обычно выражают в процентах. Например, природный кислород состоит из трёх изотопов: $^{16}_8\text{O}$ (изотопное содержание 99,76 %), $^{17}_8\text{O}$ (0,04 %) и $^{18}_8\text{O}$ (0,20 %).

Относительная атомная масса химического элемента (A_r) равна среднему значению масс всех его природных изотопов с учётом их распространённости. В качестве стандарта для определения относительной атомной массы принимается $\frac{1}{12}$ массы изотопа атома углерода $^{12}_6\text{C}$. Например, хлор имеет два изотопа: $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,5 %) и $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,5 %).

Его относительная атомная масса:

$$A_r(\text{Cl}) = (35 \cdot 0,7553) + (37 \cdot 0,2447) \approx 35,454$$

Эту же величину мы видим в периодической таблице.

Явление изотопии позволяет объяснить причину некоторых «нарушений» в последовательном увеличении значений атомных масс элементов в уже упоминавшихся ранее парах:

K — Ar, Co — Ni, Te — I

Изотопное содержание калия $^{39}_{19}\text{K}$ (93 %) выше, чем более тяжёлого изотопа $^{41}_{19}\text{K}$, а у аргона, наоборот, тяжёлый изотоп $^{40}_{18}\text{Ar}$ составляет 99 %. Отсюда у аргона, элемента с порядковым номером 18, относительная атомная масса больше, чем у элемента с порядковым номером 19. Подобным образом объясняются и другие отклонения в изменении масс элементов в периодической системе.

Изотопы известны для всех химических элементов. Наибольшее число изотопов имеют элементы с порядковым номером Z от 40 до 56.

Теория строения ядра и явление *изотопии* позволяют уточнить понятие об относительной атомной массе элемента, углубить знания об элементе и дать ему более современные определения:

а) химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра;

б) химический элемент — это совокупность его изотопов.

Все изотопы делятся на стабильные (устойчивые) и нестабильные (радиоактивные).

Примерами стабильных изотопов служат изотопы кислорода $^{16}_8\text{O}$, углерода $^{12}_6\text{C}$, свинца $^{208}_{89}\text{Pb}$ и др. Неустойчивые изотопы подвержены радиоактивному распаду. Их называют ещё радиоизотопами. Устойчивых изотопов у элемента меньше, чем неустойчивых, или радиоактивных. Так, из 19 изотопов иода лишь изотоп иод-127 является устойчивым, или стабильным. Радиоизотопы бывают естественные и искусственные. Самый мощный источник естественных радиоизотопов на Земле — урановые минералы, а наиболее распространённым изотопом элемента урана является уран-238 ($^{238}_{92}\text{U}$).



Мария
Склодовская-Кюри
(1867–1934)

Элементы с порядковым номером 93 и более — радиоактивные элементы, синтезированные искусственным путём в ядерных реакциях. Открытию и изучению радиоактивных элементов посвятили свою жизнь супруги Мария Склодовская-Кюри и Пьер Кюри, Глен Сиборг, Г.Н. Флёров и многие другие учёные.

Практическое применение изотопов. Радиоизотопы находят широкое применение в медицине. Для исследования функций печени, почек и других органов широко применяется радиоактивный изотоп иод-127, для лечения раковых заболеваний — радиоизотоп кобальт-60.

Радиоизотопы используют для выявления утечки веществ из накопительных баков и трубопроводов, например в газовой и нефтяной промышленности, для испытания двигателей на износ в авиационном машиностроении, в химии — для изучения механизмов реакций, в машиностроении — для измерения толщины металлических листов, труб и стержней. Радиоактивный изотоп углерода $^{14}_6\text{C}$ широко применяется в геологии, археологии, антропологии для датирования биологических образцов, имеющих возраст до 35 тыс. лет.

Основные понятия

Ядро • Протон • Нейтрон • Электрон • Заряд ядра • Изотопы • Порядковый (атомный) номер • Химический элемент

Вопросы и задания

1. Дайте характеристику основных видов внутриатомных частиц.
2. Какие частицы обуславливают массу атома? Определите массовое число элемента № 15 в периодической таблице.
3. Дайте определение изотопам, приведите примеры.
4. Почему заряд ядра атома является главной характеристикой элемента?
5. Выразите графически соотношение изотопов аргона. В чём их сходство и различия?
6. Поясните взаимосвязи между понятиями: «химический элемент», «изотопы», «массовое число».
7. Используя Интернет, подготовьте сообщение о применении радиоизотопов.
8. Установите и докажете зависимость порядкового номера элемента № 12 в периодической таблице от определённых частиц атома и их числа. Результаты работы обсудите с товарищем.

§ 40

Строение электронных оболочек атомов



Как определить число электронов в атоме?

Свойства электронов описываются законами микромира. Экспериментально и теоретически установлено, что электроны как микрочастицы обладают двойственной природой, т. е. для них характерны свойства как частицы (имеют определённую массу, размеры и т. д.), так и волны (не имеют траектории движения, определённого положения в пространстве и обладают другими волновыми свойствами). Последнее вы узнаете из курсов физики и химии старших классов.

Быстро движущийся электрон может находиться в любой точке пространства, окружающего ядро атома, и на разном удалении от него, образуя электронную оболочку. Поэтому принято говорить о вероятности пребывания электрона в той или иной части внутриатомного пространства (рис. 72). Электрон движется вокруг ядра с огромной скоростью, при которой его отрицательный заряд как бы размазывается в пространстве. Максимальная плотность отвечает наибольшей вероятности пребывания электрона в данной области атомного пространства.



Рис. 72. Электронное облако атома водорода (1 нм = 10^{-9} м)

Электроны в атоме различаются своей энергией. Чем ближе электроны находятся к ядру, тем они прочнее связаны с ним и их труднее «вырвать» из электронной оболочки. Чем дальше располагаются электроны от ядер атомов, тем легче их «оторвать».

В электронной оболочке атома электроны располагаются в определённом порядке. Условно можно считать, что они размещаются *слоями*. Как уже говорилось, эти слои не имеют чётких границ и постепенно переходят друг в друга.

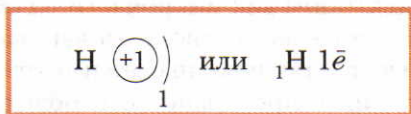
Каждый **электронный слой** состоит из электронов с близкими значениями энергии, поэтому их ещё называют *энергетическими уровнями*. Число энергетических

уровней, или электронных слоёв, в атоме совпадает с номером периода периодической системы, в котором находится соответствующий химический элемент. Число энергетических уровней в атоме: $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots$

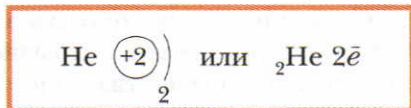
Установлено, что в первом слое (ближайшем к ядру атома) находится максимальное число электронов — 2. Во втором слое может располагаться максимально 8 электронов, в третьем слое — 18 электронов, а в четвёртом — 32 электрона. Таким образом, максимальное число электронов, находящихся на энергетическом уровне, можно определить по формуле: $2n^2$, где n — номер энергетического уровня.

Слой в атоме, содержащий максимально возможное для него число электронов, называют **завершённым электронным слоем**.

Например, атом водорода имеет в периодической системе Д.И. Менделеева порядковый номер 1, следовательно, заряд ядра атома равен +1, и в его электронной оболочке находится 1 электрон.



Следующий элемент в 1-м периоде — гелий. Заряд ядра атома гелия +2, количество электронов — 2.



У гелия электронный слой завершён. У лития появляется второй электронный слой, поэтому он находится во 2-м периоде периодической системы Д.И. Менделеева.



Далее в атомах элементов 2-го периода происходит заполнение второго электронного слоя до 8 электронов (у неона).



У следующего по порядку атома (у натрия) появляется третий электронный слой.



Слой, для которого характерна наименьшая энергия взаимодействия электрона с ядром, называется **внешним**. Внешний электронный слой всегда содержит не больше 8 электронов (кроме элементов 1-го периода).

Основные понятия

Электронный слой • Энергетический уровень • Завершённый электронный слой • Внешний электронный слой

Вопросы и задания

- ▲ 1. Почему правильно говорить о вероятности пребывания электрона в той или иной части атомного пространства?
- ▲ 2. Изобразите схемы строения электронной оболочки атомов: а) магния, б) фосфора, в) хлора.
- ▲ 3. Схема распределения электронов по электронным слоям 2, 8, 6 соответствует атому

1) хлора	3) серы
2) кислорода	4) азота
- 4. Соедините стрелками распределение электронов по электронным слоям и названия соответствующих элементов.

1) 2, 4	А. Литий
2) 2, 8, 2	Б. Хлор
3) 2, 1	В. Углерод
4) 2, 8, 7	Г. Магний

§41

Периодические изменения свойств химических элементов. Современная трактовка периодического закона



С какими свойствами-характеристиками элементов вы знакомы? Влияют ли свойства элементов на свойства образованных ими веществ? Дайте менделеевскую формулировку периодического закона. Объясните ход мысли Д.И. Менделеева при классификации элементов.

Для описания и систематизации химических элементов необходимо знать их характеристики: **порядковый номер** (заряд ядра его атомов) и относительную атомную массу.

Из них **заряд ядра** атомов является общей, неизменной при химических реакциях главной характеристикой для определения элемента.

Для описания элементов, кроме перечисленных выше количественных характеристик, нужны и другие, в том числе качественные, характеристики элемента. Таковыми являются электронное строение и свойства его атомов.

Особое значение имеют электроны, расположенные на внешнем электронном слое, – валентные электроны. У элементов-металлов их обычно 1–2, реже 3, у неметаллов – 4 и больше. У элементов больших периодов побочных подгрупп валентными являются электроны не только внешнего, но и предвнешнего слоя. От валентных электронов зависит реакционная способность атомов к образованию химических связей с другими атомами, к образованию *химических соединений*.



Химическое соединение – это химически индивидуальное вещество, состоящее из химически связанных атомов одного (простое вещество) или нескольких (сложное вещество) элементов, имеющее определённый состав.

Простые и сложные вещества – это формы реального существования элементов в природе. Характер элементов влияет на свойства образованных ими веществ, и наоборот, зная свойства веществ, можно судить о характере элемента.

Д.И. Менделеев придавал большое значение знанию форм и свойств типичных кислородных и водородных соединений элемента для его характеристики. Под формой соединений он понимал сходство в составе типичных для группы элементов их соединений, выраженное общими формулами. Так, элементы с валентностью VI (обычно они занимают главную подгруппу VI группы периодической системы) имеют следующие формы кислородных и водородных соединений: RO_3 ; RH_2 .

Типичные металлические элементы образуют основные оксиды и гидроксиды, проявляя в этих формах соединений низкие значения валентности. У неметаллических элементов высшие кислородные соединения (оксиды и гидроксиды) имеют кислотный характер. Эти элементы образуют газообразные водородные соединения. Многие элементы проявляют промежуточные свойства. Обобщить полученные знания о свойствах элементов можно графически (рис. 73).

а) Элемент азот $\begin{array}{c} {}^{14}\text{N} \\ 7 \end{array} \begin{array}{l}) \\) \\) \end{array}$ 2 5	б) Элемент натрий $\begin{array}{c} {}^{23}\text{Na} \\ 11 \end{array} \begin{array}{l}) \\) \\) \end{array}$ 2 8 1
Простое вещество – газообразный неметалл азот N_2	Простое вещество – металл натрий Na
Сложные вещества а) NH_3 аммиак ← Водородные соединения → газообразное вещество	NaN гидрид натрия твёрдое вещество
б) Кислотный ← Высшие кислородные соединения → характер N_2O_5 HNO_3	Основной характер Na_2O NaOH
Азот – элемент-неметалл	Натрий – элемент-металл

Рис. 73. Характерные признаки типичного элемента неметалла (а) и металла (б)

Задание. Пользуясь таблицей 22, выявите периодические изменения свойств элементов, а также форм и свойств их соединений с возрастанием порядкового номера с № 1 по № 20.

Таблица 22. Изменение свойств химических элементов и их соединений в периодах Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева

2-й период	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Высшая валентность:								
в соединениях с кислородом	I	II	III	IV	V	II	I	—
в соединениях с водородом	—	—	—	IV	III	II	I	—
Высший оксид	H ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₃	—	—	—
Характер свойств	Основ- ный	Amфотерные	Amфотерные		Кислотные			
Гидроксид	LiOH	H ₂ BeO ₂ Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃ B(OH) ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃			
Характер свойств	Щелочь	Amфотерные основания			Кислоты			
Летучие водород- ные соединения	—	—	—	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	—
3-й период	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Высшая валентность:								
в соединениях с кислородом	I	II	III	IV	V	VI	VII	—

в соединениях с водородом	—	—	—	IV	III	II	I	—
Высший оксид	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	AgO_4
Характер свойств	Основной		Амфотерный		Кислотные			
Гидроксид	NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	H_3AlO_3 $\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	HClO_4	—
Характер свойств	Щелочь	Нераств. основное	Амфотерное основание		Кислоты			
Летучие водородные соединения	—	—	—	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	—

На основе проделанного анализа выведем **закономерности изменения свойств элементов с увеличением их порядкового номера**:

- важнейшие количественные характеристики элемента – заряд ядра его атомов и атомная масса возрастают монотонно;
- структуры внешнего электронного слоя изменяются скачкообразно;
- периодически повторяются формы и свойства оксидов и гидроксидов элементов;
- периодически повышается валентность элементов по кислороду и убывает по водороду.

Проблема. Какова зависимость между характеристиками элемента, меняющимися монотонно и периодически?

Рассмотрим эту связь на примере заряда ядра атомов и их внешних электронов. Для этого построим график (рис. 74). Отметим на горизонтальной линии заряд ядра атома (Z), а на вертикальной – число электронов на внешнем слое атомов элементов.

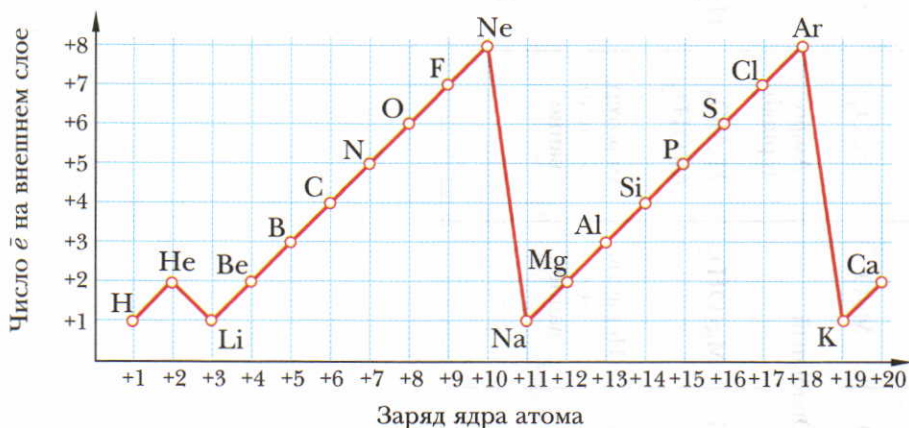


Рис. 74. Зависимость числа электронов внешнего слоя от заряда ядра атома элемента

Вывод

Число электронов внешнего электронного слоя атомов элементов периодически изменяется при монотонном возрастании величины заряда ядра их атомов.

Открытие периодического закона ознаменовало начало новой эпохи в развитии химии — её современного этапа. До этого накопленные в науке факты не имели внутренней связи. Периодический закон раскрыл глубокую связь между элементами, позволил учёным предсказывать свойства ещё не открытых элементов и их соединений и целенаправленно осуществлять поиск новых.

Развитие учения о периодичности шло по определённым историческим этапам (рис. 75).

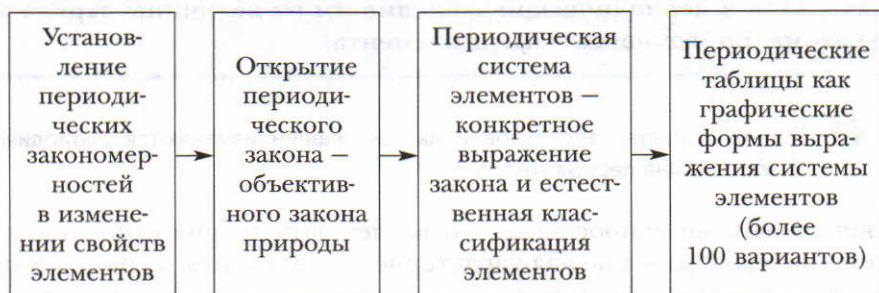


Рис. 75. Этапы развития учения о периодичности

Д.И. Менделеев не сомневался в достоверности открытого закона, твёрдо верил в его будущее, в его развитие. Незадолго до смерти он писал: «...периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройки и развитие обещает».

Периодический закон утвердил глубокую внутреннюю связь между элементами, позволил учёным предположить, что все атомы построены по общему плану. Он тем самым создал предпосылку для перехода к новому этапу развития науки, к познанию внутренней структуры атомов (открытие электрона, радиоактивности, разработка теории строения атома и т. д.). Следующим этапом стало раскрытие *физической сущности* закона на основе теории строения атома.

Вы уже знакомы со строением атомов и знаете, что заряд ядра атома — его главная характеристика. Заряд ядра совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе Д.И. Менделеева.

Ученик Резерфорда английский учёный-физик Г. Мозли установил в 1913 г., что длина волны рентгеновского излучения у каждого элемента своя. Она увеличивается с возрастанием атомной массы. Мозли связал часто-

ту этого излучения с порядковым номером элемента. Закон Мозли подтвердил, что изменение Д.И. Менделеевым порядковых номеров элементов в периодической системе соответствовало последовательному увеличению зарядов ядер их атомов. Этот вопрос вы уже обсуждали при изучении изотопов.

В связи с новыми открытиями в области строения атома **периодический закон** принял следующую *современную формулировку*.

! Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома (порядкового номера элемента).

? Почему свойства элементов и их соединений изменяются периодически? В чём причина периодичности?

Ответ на данный вопрос также позволяет дать теория строения атома. Величина заряда ядра — главная характеристика элемента, мера его индивидуальности. От этой характеристики элемента зависят все остальные его свойства, она определяет число электронов и их состояние в атоме.

Возрастание Z атомов от первого до последнего элемента приводит к периодическому повторению электронных структур атомов и числа электронов на внешнем энергетическом уровне. В этом физический смысл периодического закона и причина периодичности изменения свойств элементов.

! **Периодическое изменение свойств элементов** объясняется периодическим повторением числа электронов на внешнем энергетическом уровне и электронных структур атомов.

Проблема. Какие характеристики элементов связывает между собой периодический закон? Дайте схему причинно-следственных связей и их обоснование.

Теория строения атома способствовала развитию периодического закона и периодической системы химических элементов, определению их современного содержания. Она дала импульс к изучению внутреннего строения веществ, к открытию и получению новых элементов.

Основные понятия

Порядковый номер (заряд ядра) • Химическое соединение
• Периодические изменения числа электронов в оболочках

Вопросы и задания

1. Опишите важнейшие характеристики атомов элементов.
2. Дайте обобщённую характеристику одного из элементов: № 8, 12 и 16 в периодической таблице в виде графической схемы.
3. В чём причина периодического изменения свойств элементов и их соединений? Ответ подтвердите примерами.
4. Дайте современную трактовку периодического закона. Почему свойства элементов находятся в зависимости от заряда ядра атома элемента?
5. Установите зависимость между изменением внешнего электронного слоя атомов элементов и характером этих элементов. Подтвердите её примерами.
6. Почему заряд ядра атомов элемента считают главной характеристикой? Дайте развёрнутую аргументацию.
7. В чём сущность закона Мозли и какое значение он имеет для объяснения явления периодичности?

§ 42

Периодическая система в свете теории строения атома



Что вам известно о значении периодической системы?
Как устроена периодическая система?

Периодичность в изменении свойств элементов позволила Д.И. Менделееву выделить *периоды* элементов, которые он расположил друг под другом по возрастанию порядковых номеров элементов.

Современная наука выделяет семь периодов — 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, расположенных друг под другом подобно этажам дома. При таком расположении периодов сходные по ряду элементы каждого периода попадали в один вертикальный столбец, образуя группу. Таких групп в периодической системе Д.И. Менделеев выделил восемь. Элементы одной группы проявляют одинаковую высшую валентность по кислороду и имеют общую форму кислородных и газообразных водородных соединений (для элементов-неметаллов). Внизу, под каждой группой элементов, приведены общие формулы их оксидов и водородных соединений. Инертные газы в периодической системе размещены в нулевой группе.

Таким образом, по своей структуре *периодическая система представляет собой матрицу, состоящую из семи периодов и восьми групп*. Каждый элемент в периодической системе занимает в соответствии с порядковым номером определённое место в определённом её периоде и определённой группе.

Рассмотрим периодическую систему с *позиций теории строения атома*.

Атомы элементов одного периода имеют одинаковое число энергетических уровней, равное номеру периода, но при одинаковом числе энергетических уровней у атомов элементов одного и того же периода число электронов на внешнем уровне разное: оно постепенно возрастает (от 1 до 8). Увеличение Z и числа электронов на внешнем слое атомов обуславливает уменьшение радиуса атомов и изменение свойств элементов в периоде. Металлические свойства элементов ослабевают, неметаллические усиливаются: высшая валентность элементов в кислородных соединениях возрастает от 1 до 7, валентность элементов-неметаллов уменьшается от 4 до 1. Изменение характера оксидов и гидроксидов элементов в периоде отражает следующая схема.

Оснóвные → амфотерные → кислотные

Каждый период (кроме первого) начинается металлическим элементом (щелочным металлом) и оканчивается инертным газом.

Задание. Обратите внимание на число элементов в каждом периоде. На основании современного варианта периодической таблицы установите взаимосвязь между числом элементов в разных периодах и закономерностью заполнения электронами внешних и предвнешних энергетических уровней их атомов. Полученные данные обобщим в виде таблицы 23.

Таблица 23. Структура периодов в периодической системе элементов

Периоды	Число электронных слоёв	Первые элементы периода	Число элементов в периоде	Конечные элементы периода
1	1	H	2	He
2	2	Li	8	Ne
3	3	Na	8	Ar
4	4	K	18	Kr
5	5	Rb	18	Xe
6	6	Cs	32	Rn
7	7	Fr	Незавершённый	—

Периоды по количеству элементов в них делятся на *малые* и *большие*. Малые периоды (с 1-го по 3-й) Д.И. Менделеев называл ещё типическими, поскольку в них наиболее отчётливо прослеживаются типичные изменения свойств элементов.

Большие периоды (с 4-го по 7-й) содержат большее число элементов — 18, 32 (см. табл. 23). В них медленнее изменяются металлические свойства элементов.

Проблема. Как объяснить различия в изменении свойств элементов малых и больших периодов? Предложите вашу гипотезу.

Причина состоит в иной последовательности заполнения электронных слоёв их атомов по сравнению с атомами элементов малых периодов. В атомах элементов больших периодов (4-го и 5-го) заполняются электронами предвнешние уровни, что прибавляет в эти периоды 10 элементов, а в 6-м и 7-м периодах добавляются ещё 14 элементов.

Число электронов на внешнем слое у атомов металлических элементов больших периодов (1–2) остаётся неизменным.

Всё изложенное позволяет дать определение понятия «период».

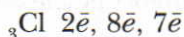
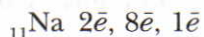
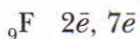
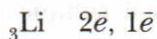
Периодом называют горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер их атомов. Они имеют одинаковое число электронных слоёв, но разное число валентных электронов. Период начинается щелочным металлом (кроме 1-го) и заканчивается инертным газом.

В периодической системе выделены также вертикальные ряды элементов — группы.

Задание 1. Как изменяются свойства элементов и их соединений в группах? По каким признакам элементы объединяются в группу? Покажите на примере элементов I и VII групп.

Группой называют вертикальный ряд элементов, расположенных в порядке увеличения зарядов ядер их атомов. Атомы этих элементов содержат одинаковое число валентных электронов, но различаются числом электронных слоёв.

Сравним схемы строения электронных оболочек у атомов Li и Na, F и Cl:



Признаками группы являются одинаковая высшая валентность элементов по кислороду и общие формы кислородных соединений. Количество валентных электронов в атоме, как правило, равно номеру группы, в которой находится данный элемент.

Группы делят на две подгруппы — **главную** и **побочную**. Вместо понятий «главная подгруппа» и «побочная подгруппа» используют также обозначения А и В. Например, для I группы пишут: «IA-группа» или «IB-группа». В одну подгруппу попадают элементы, атомы которых имеют сходные электронные структуры, а отсюда и сходство их основных химических свойств. Поэтому элементы одной подгруппы называют *элементами-аналогами*. Вместе с тем у элементов одной подгруппы атомы имеют разное число энергетических уровней. Это вызывает некоторое различие их свойств.

Задание 2. Сформулируйте закономерности изменения строения атомов и свойств элементов в подгруппах щелочных металлов и галогенов и дайте им теоретическое обоснование. Установите зависимость свойств элементов в главных подгруппах от увеличения числа электронных слоёв и радиусов их атомов.

Элементы одной группы, но разных подгрупп имеют разные электронные структуры атомов, а следовательно, разные свойства. Например, в VII группе две подгруппы: галогенов и марганца. На внешнем слое атомов галогенов — 7 электронов, а у элементов подгруппы марганца — 2, причём валентными у них являются не только внешние электроны, но и электроны предвнешнего слоя. В подгруппе галогенов элементы — типичные неметаллы. В подгруппу марганца входят металлические элементы.

Особое место в периодической системе занимает VIII группа, включающая в себя триады и инертные элементы (главная подгруппа), а также выделенные в семейства лантана и актиния элементы, которые размещены в рядах, находящихся в нижней части современной периодической системы.

Основные понятия

Периоды • Группы и подгруппы элементов

Вопросы и задания

- ▲ 1. Что такое период, какие периоды вы знаете?
- 2. Что такое группа? На основе каких признаков элементы объединяются в единую группу?

- ▲ 3. Дайте определение подгруппе элементов и укажите признаки, по которым элементы попадают в подгруппу.
- 4. В ряду $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$ металлические свойства
 - 1) усиливаются 3) не изменяются
 - 2) ослабевают 4) изменяются периодически
- 5. В ряду $\text{F} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{Br} \rightarrow \text{I}$ неметаллические свойства
 - 1) усиливаются 3) не изменяются
 - 2) ослабевают 4) изменяются периодически
- 6. Наиболее ярко выражены металлические свойства у простого вещества, образованного атомами, которые имеют следующее электронное строение:
 - 1) 2, 1 2) 2, 8, 1 3) 2, 8, 8, 1 4) 2, 8, 2
- 7. Наиболее ярко выражены неметаллические свойства у простого вещества, образованного атомами, которые имеют следующее электронное строение:
 - 1) 2, 8, 4 2) 2, 8, 5 3) 2, 8, 6 4) 2, 8, 7
- ★ 8. Установите сходство и различие малых и больших периодов. Большие периоды делятся на два ряда: чётный и нечётный. В нечётном сосредоточены металлические элементы. Каковы особенности изменения их свойств? Укажите причины.
- 9. С помощью компьютера подготовьте презентацию из 6–7 слайдов «Открытие периодического закона».

§43

Характеристика химического элемента и его свойств на основе положения в периодической системе Д.И. Менделеева и теории строения атома



Какие сведения о химическом элементе даёт периодическая система?

Развитие теории строения атома и периодического закона позволило выявить ряд новых характеристик химических элементов и периодичности их изменений, а также активно использовать прогностические возможности периодической системы.

В качестве таких характеристик атомов элементов рассмотрим энергию ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность.

В химических реакциях атомы элементов способны терять или приобретать электроны. Эта способность количественно определяется энергией ионизации атома или его сродством к электрону. Зная её, можно предсказывать и объяснять химическое поведение элементов. Способность атомов отдавать или присоединять к себе электроны зависит от их электронных

структур, от того, насколько прочно валентные электроны удерживаются в атоме. Для металлов, имеющих небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне, более характерна способность к отдаче электронов, а для неметаллов, внешний электронный слой которых близок к завершению, характерна способность к притягиванию электронов.

Энергия ионизации — это энергия, необходимая для отрыва от атома наиболее слабо связанного с ним электрона.

Энергия ионизации выражается в килоджоулях на моль (кДж/моль). Допускается внесистемная единица — электронвольт (эВ/атом); $1 \text{ эВ} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ Дж}$.

Чем меньше значение энергии ионизации, тем легче электрон отрывается от атома. Наименьшей энергией ионизации обладают щелочные металлы (498 кДж/моль для Na), наибольшее значение её имеют металлы группы VIII (1519 кДж/моль для Ar). В главных подгруппах значение энергии ионизации уменьшается сверху вниз, в периодах — увеличивается слева направо. Чем больше радиус атома и меньше электронов на внешнем слое, тем слабее удерживается электрон и тем меньше энергия ионизации.

Отдавая электрон (электроны), атом превращается в *положительно заряженный ион*.

Для неметаллов, наоборот, характерно принимать электроны. Атомы многих элементов способны не только отдавать, но и принимать электроны, превращаясь в *отрицательно заряженные ионы*.

Энергия, которая выделяется при присоединении одного электрона к атому, называется *сродством к электрону*.

Сродство к электрону также численно выражается в кДж/моль (или в эВ/атом). Присоединяя к себе электроны, нейтральные атомы превращаются в отрицательные ионы. В периодах и группах периодической системы у элементов сродство атомов к электрону также изменяется закономерно, в зависимости от их электронного строения. Наибольшим сродством к электрону обладают типичные неметаллы, наименьшим — типичные металлы. Элементы с наполовину заполненным внешним *p*-подуровнем (N, P, As) также имеют невысокое сродство к электрону.

Отдача или присоединение электронов атомами тех или иных элементов происходит обычно в процессе химического взаимодействия. Для того чтобы решить вопрос, какая способность у взаимодействующих друг с другом атомов преобладает (отдавать или приобретать электроны), следует учитывать и энергию ионизации, и сродство к электрону. Такой комплексной характеристикой атомов, учитывающей обе эти способности, является *электроотрицательность элемента*.



Электроотрицательность — способность атомов данного элемента оттягивать на себя электроны от атомов элемента-партнёра.

Электроотрицательность измеряется полусуммой численных значений энергии ионизации и сродства к электрону атома данного элемента. Для удобства расчётов вместо абсолютных значений электроотрицательности обычно используют относительную электроотрицательность (ОЭО). Для этого электроотрицательность щелочного металла — лития принимают за единицу и сравнивают с ней электроотрицательность других элементов.

Наименьшие значения ОЭО имеют щелочные металлы, наибольшие — галогены. В периодах с увеличением Z элемента и усложнением электронных структур их атомов наблюдается рост значения ОЭО. Зная ОЭО элементов, можно прогнозировать возможность их атомов соединяться друг с другом. При взаимодействиях атомов разных элементов электроны смещаются от атомов с меньшей к атомам с большей ОЭО. Для удобства следует расположить известные элементы в порядке возрастания ОЭО (её значения указаны в периодической системе, данной на форзаце учебника).

Законы природы обладают прогностическими функциями (т. е. позволяют прогнозировать развитие и результаты происходящих событий, процессов и т. п.). Периодический закон и отражающая его периодическая система таят огромные возможности для предсказания и описания свойств известных элементов, для открытия неизвестных элементов.

В описании элементов и предсказании их свойств особую роль приобретает порядковый номер Z , с которым связано положение (место) элемента в периодической системе. Для разносторонней характеристики элемента надо знать не только его порядковый номер, но и его положение в периоде, группе, подгруппе.

При самостоятельном составлении характеристики того или иного элемента следует активно применять такие методы и приёмы познания, как описание и анализ свойств элементов на основе их сравнения и аналогии, давать классификацию элементам, предсказывать их свойства. Широко использовал подобные методы при открытии периодического закона и Д.И. Менделеев.

Рассмотрим их применение на примере характеристики элемента с порядковым номером 15. Это фосфор. Следовательно, заряд ядра его атомов $+15$, число электронов также равно 15. Фосфор расположен в 3-м периоде и V группе главной подгруппы элементов. У его атомов пять валентных электронов в наружном слое. Его высший оксид имеет формулу P_2O_5 и кислотный характер, газообразное водородное соединение его — PH_3 . Фосфор — неметаллический элемент. Для того чтобы дать более полную и обстоятельную характеристику элемента, следует сравнить свойства фосфора и свойства его соединений со свойствами элементов — соседей по периоду (с Si и S)

и с элементами — аналогами по подгруппе (с N и As). При обобщённой характеристике элементов надо учитывать не только его индивидуальность, но и периодическую изменяемость свойств окружающих его элементов в периодах и подгруппах.

Приводим алгоритм описания свойств элемента на основе его места в периодической системе.

Алгоритм составления плана-характеристики элемента

Действие	Примеры
1. Анализ положения элемента в периодической системе (порядковый номер, период, ряд, группа, подгруппа)	
2. Заряд ядра атома, количество частиц (1_1p , 1_0n , e^-), относительная атомная масса (A_r)	
3. Электронное строение атома элемента. Валентные электроны	
4. Формы и свойства высших кислородных и водородных соединений	
5. Определение характера элемента	
6. Сравнение свойств элемента и его соединений с окружающими его элементами	
7. Общая сравнительная характеристика элемента	

Опираясь на этот план, важно научиться:

- давать сравнительную характеристику любого элемента, зная его место в периодической системе;
- прогнозировать и объяснять на этой основе строение атомов и химические свойства разных элементов.

Основные понятия

Электроотрицательность • Характеристика химического элемента по положению в периодической системе

Вопросы и задания

- ▲ 1. Что такое энергия ионизации, что она выражает и как изменяется?
- ▲ 2. Что такое сродство к электрону? Как оно изменяется у атомов элементов в подгруппах и периодах?
- ▲ 3. Что такое электроотрицательность элементов? Как она выражается и какое имеет значение для изучения химии?
- 4. В ряду элементов $O \rightarrow S \rightarrow Se$ с увеличением порядкового номера химического элемента электроотрицательность
 - 1) увеличивается
 - 2) уменьшается
 - 3) не изменяется
 - 4) изменяется периодически
- 5. В ряду элементов $C \rightarrow N \rightarrow O \rightarrow F$ с увеличением порядкового номера химического элемента электроотрицательность
 - 1) увеличивается
 - 2) уменьшается
 - 3) не изменяется
 - 4) изменяется периодически
- 6. Какими свойствами должен обладать элемент, у которого $Z = 34$? Дайте его описание.
- ★ 7. Элемент шестого периода образует с кислородом оксид ЭО, который гидратируется водой с образованием щёлочи. Газообразных водородных соединений не имеет. Что это за элемент и в какой группе и подгруппе периодической системы он находится?
- 8. Вычислите массу 20 %-й соляной кислоты, которая потребуется для очистки железной пластины от ржавчины массой 21,4 г. (Следует учесть, что ржавчина состоит только из гидроксида железа (III).)
- 9. Для полной нейтрализации 150 г раствора с массовой долей хлороводорода 7,3 % потребовалось 200 г раствора гидроксида натрия. Вычислите массовую долю (%) щёлочи в этом растворе.

§44

Ковалентная связь атомов при образовании молекул простых веществ



Сформулируйте свои предположения о возможности образования химической связи между атомами в простых веществах — водороде, кислороде.

Сравнительно небольшое число элементов периодической системы Д.И. Менделеева (118) образуют около 10 млн простых и сложных веществ. Причина этого явления заключена в том, что, взаимодействуя между собой, атомы многих элементов связываются друг с другом, образуя разные химические соединения.



Сила, соединяющая два или несколько взаимодействующих атомов в молекулы или другие частицы, называется химической связью.

Известны виды химической связи: ковалентная неполярная, ковалентная полярная, ионная, металлическая и др.

Причиной образования химической связи является стремление атомов металлов и неметаллов путём взаимодействия с другими атомами достичь более устойчивой электронной структуры, подобной структуре инертных элементов.

При образовании химической связи существенно перестраиваются электронные структуры связывающихся атомов, а следовательно, меняются их многие свойства в соединениях.

Химические связи между атомами возникают в ходе химических реакций. Соединение атомов осуществляется с помощью валентных электронов.



Валентностью называется способность атомов элементов образовывать химические связи.

Валентными называются электроны, которые могут участвовать в образовании химической связи.

Валентные электроны находятся в атоме на внешнем, а у элементов побочных подгрупп и на предвнешних электронных слоях.

Валентные электроны — это неспаренные электроны внешнего электронного слоя. У атомов инертных элементов все электроны спарены. Они химически инертны. У атомов металлов и неметаллов в валентных электронных слоях имеются неспаренные электроны. Такие атомы реакционно-способны, т. е. способны образовывать химические связи.

Валентные возможности атомов элементов, т. е. их способность к образованию химических связей, определяются прежде всего числом неспаренных электронов.

Чтобы определить число неспаренных электронов, надо воспользоваться формулой:

$$8 - N = \text{число неспаренных электронов,}$$

где 8 — число электронов на завершённом внешнем электронном слое, N — номер группы химического элемента.

Наблюдения и опыты позволили вам убедиться в реальности существования простых веществ — водорода, кислорода, азота. Вы изучили их состав и свойства.

Задание 1. Запишите формулы и дайте описание этих веществ.

Водород, кислород, азот по составу — простые вещества, по строению — молекулярные, при обычных условиях находятся в газообразном состоянии. Возникает вопрос, как атомы водорода, кислорода и азота связываются в двухатомные молекулы.

Задание 2. Дайте характеристику состава и строения атома водорода. Запишите его электронную схему и формулу.

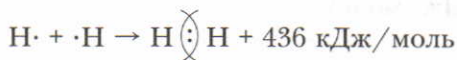
Рассмотрим процесс образования молекул водорода.

Два атома водорода при их сближении и взаимодействии друг с другом могут образовать двухатомную молекулу. Каждый атом водорода имеет по одному неспаренному электрону.

При взаимодействии атомов водорода электроны «объединяются» и становятся общими для обоих атомов, у которых формируется завершённый внешний электронный слой, подобный завершённому уровню атома гелия.

Итак, химическая связь между атомами водорода осуществляется обобществлённой парой электронов. Каждый из атомов отдаёт на образование связи по одному своему электрону.

С учётом сказанного выше составим схему образования молекулы водорода:



Подобным образом осуществляется связь между атомами фтора, но у них формируется завершённый внешний восьмиэлектронный уровень.

Схема образования молекулы фтора — F_2 :



В молекулах водорода и фтора атомы связаны одной общей электронной парой. Такую связь называют *одинарной*.

Химическая связь между атомами в молекулах может быть образована с помощью большего числа электронных пар. Это зависит от строения взаимодействующих атомов. Рассмотрим, как образуется молекула азота.

Химический элемент азот расположен в V группе главной подгруппы (VA-группе) периодической системы элементов, следовательно, на внешнем электронном слое у атома азота 5 электронов, из которых 3 — неспаренных ($8 - V = 3$):



С помощью обобществления электронных пар объединяются атомы в двухатомной молекуле азота N_2 .

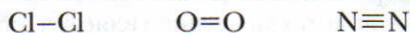
Связь между атомами здесь тройная:



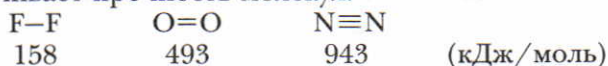
Американский физикохимик Дж. Льюис ввёл электронные формулы веществ, отражающие природу ковалентной связи, которые затем назвали **формулами Льюиса**. В этих формулах валентные электроны внешнего слоя условно изображены точкой. В них ковалентная связь или связи обозначены общей электронной парой. Например:



Если электронные пары, осуществляющие химическую связь, обозначать также чёрточками, получается структурная формула вещества.



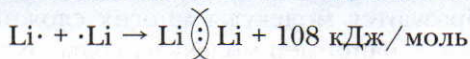
Увеличение числа электронных пар, связывающих атомы в молекулу, увеличивает прочность молекул:



Химическая связь между атомами, осуществляемая общими электронными парами, называется ковалентной.

Приставка *ко-* означает «совместное участие». В данном случае — участие двух атомов в реализации своей валентности. С помощью ковалентной связи между атомами неметаллов образуются молекулы простых веществ, а также многих сложных веществ.

Посредством ковалентной связи могут объединяться в двухатомные молекулы также атомы металлических элементов. Такие молекулы существуют в парах металла. Так, при нагревании кусочки твёрдого металла лития превращаются в пар, в котором находятся двухатомные молекулы Li_2 . Их образование можно представить следующей схемой:



Основные понятия

**Химическая связь • Валентность • Валентные электроны
• Ковалентная связь • Общая электронная пара**

Вопросы и задания

1. Какая химическая связь называется ковалентной? Почему она так названа?
2. Изобразите схему образования молекулы водорода и кислорода, объясните механизм образования химической связи.
3. При каких условиях атомы одного элемента могут соединяться друг с другом, образуя молекулы простых веществ, и в чём особенность этой ковалентной связи?
4. Сравните химические связи между атомами в молекулах фтора, кислорода и азота. В чём сходство и различия в образовании молекул этих веществ?

§ 45

Виды ковалентной связи и её свойства

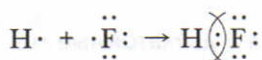


Чем отличаются ковалентные связи в простых и сложных веществах?

Ковалентная связь устанавливается между атомами не только одного элемента, но и разных элементов с близкими значениями их электроотрицательности и близкими химическими свойствами. Примером таких соедине-

ний могут служить молекулы фторида и хлорида водорода, воды, аммиака, оксида углерода (IV) и др.

Рассмотрим установление химической связи между атомами разных элементов-неметаллов на примере образования фторида водорода. Запишем схему электронных структур атомов водорода и фтора. У каждого из атомов имеется по одному неспаренному электрону. При взаимодействии этих электронов может образоваться общая электронная пара, связывающая атомы разных элементов. Связывающая их электронная пара принадлежит обоим атомам.



Эта химическая связь также ковалентная. Она осуществляется общей электронной парой, для образования которой каждый из этих атомов поставляет по одному электрону.

С помощью ковалентной связи образуются молекулы многих сложных веществ, состоящие из нескольких атомов, например молекулы воды, аммиака и др.

Сравним между собой характер ковалентной связи в молекулах простых и сложных веществ. В молекулах простых веществ H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 между собой связаны атомы одного и того же элемента с одинаковой электроотрицательностью, поэтому взаимодействующие атомы в равной степени притягивают к себе связывающую их электронную пару, и она оказывается одинаково удаленной от центров ядер обоих атомов. Эта связь является ковалентной неполярной.

Химическая связь между атомами одного элемента в простом веществе, осуществляемая общей электронной парой (парами), расположенной на равном удалении от ядер обоих связывающихся атомов, называется ковалентной неполярной.

В сложных веществах общие электронные пары связывают атомы разных элементов, имеющих разную электроотрицательность. В этом случае электронная пара (пары) смещена в сторону более электроотрицательного элемента, например в молекуле фторида водорода она смещена к атому фтора $\text{H} \rightarrow \text{F}$.

Связывающая атомы электронная пара (пары) располагается асимметрично относительно их ядер. Вследствие этого ковалентная связь становится полярной. У более электроотрицательного элемента скапливается избыток отрицательного заряда, у менее электроотрицательного — избыток положительного заряда. Чем больше различается ОЭО взаимодействующих атомов, тем больше смещена общая электронная пара к наиболее электроотрицательному атому, тем полярнее химическая связь между атомами.

Ковалентная химическая связь между атомами разных элементов, при которой общая электронная пара (пары) смещена в сторону наиболее электроотрицательного элемента, называется *ковалентной полярной*.

Молекулы хлороводорода, воды, аммиака также являются полярными. Их ещё называют диполями (имеющими два полюса):



Для характеристики ковалентной связи необходимо знать её свойства. К таковым относятся прочность (энергия), длина, направленность, полярность, насыщаемость. С полярностью ковалентной связи вы уже познакомились.

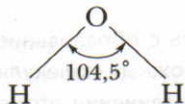
Важнейшим свойством ковалентной связи является её прочность. Она определяется энергией связи. Вы уже знаете, что при образовании химической связи выделяется энергия — это экзотермический процесс. При образовании H_2 выделяется 431 кДж/моль, при образовании HF — 565 кДж/моль (энергия связи измеряется в килоджоулях на один моль вещества).

Прочность молекул увеличивается с увеличением кратности связи между её атомами:



Длина связи — другое её свойство. Длину связи измеряют в нанометрах ($1 \text{ нм} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ м}$). Длина связи зависит от радиуса взаимодействующих атомов, от кратности связи между ними. Прочность молекул увеличивается с уменьшением длины между их атомами и повышением её энергии.

Направленность ковалентной связи. Установлено, что при взаимодействии кислорода с атомами водорода образуются две химические связи $\text{O}-\text{H}$. В молекуле воды они образуют угол. Однако экспериментально установлено, что угол связи $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ в молекуле воды равен не 90° , а $104,5^\circ$ вследствие их взаимного отталкивания. Поэтому угол между связями OH в молекуле воды увеличивается:



Направленность химических связей в молекуле определяет её пространственную форму, или «геометрию» молекул. У молекулы воды угловая форма. Позже вы узнаете причину этого.

Молекулы разных веществ могут иметь линейное, угловое, пирамидальное и другое строение, плоскостную и неплоскостную формы.

Двухатомные ковалентные молекулы (H_2 , Cl_2 , HCl и др.) линейной формы. Трёхатомные молекулы могут иметь линейную (CO_2) или угловую (H_2O) форму. У четырёхатомных молекул аммиака пирамидальное строение. Причины разной геометрии молекул вы узнаете позже.

Насыщаемость связи называют способность атомов образовывать строго определённое число ковалентных связей.

Зная важнейшие характеристики химической связи и геометрию молекул, можно предсказать многие свойства вещества.

Основное понятие

Ковалентная (полярная и неполярная) связь

Вопросы и задания

1. Дайте определение ковалентной связи и опишите её свойства.
2. Как образуется ковалентная связь? Поясните на примере схем её образования между атомами в молекулах водорода и бромоводорода.
3. Дайте определение ковалентной полярной связи. Укажите и объясните направленность смещения электронных пар в молекулах: HBr , H_2S , NH_3 , CH_4 .
4. Какое из указанных веществ имеет ковалентную неполярную связь?
1) $CaCl_2$ 3) HI
2) N_2 4) CH_4
5. Какой вид химической связи в молекуле сероводорода?
1) ковалентная полярная 2) ковалентная неполярная
6. Одинаковый вид химической связи имеют фтороводород и
1) фтор 3) кислород
2) фторид калия 4) вода

§46

Ионная связь и её свойства



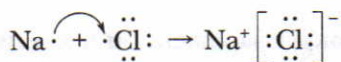
Вы познакомились с образованием ковалентной связи между атомами в простых и сложных молекулярных веществах. Можете ли вы привести примеры соединений атомов разных по характеру элементов? Как связываются друг с другом атомы элементов, которые резко отличаются по своему характеру и электроотрицательности?

Примером связи между атомами типичного металла и типичного неметалла можно назвать связь атомов в хлориде натрия (поваренная соль). Состав

ляющие её элементы — натрий и хлор находятся в 3-м периоде периодической системы. Их ОЭО соответственно равна у Na — 1,1, у Cl — 2,8. На внешнем электронном слое у атома натрия находится 1 неспаренный *s*-электрон, у атома хлора из 7 внешних электронов 1 *p*-электрон неспаренный. За счёт неспаренных электронов между атомами натрия и хлора может образоваться химическая связь. Из-за большой разницы электроотрицательности способ её образования будет иной: за счёт отдачи и присоединения электронов.

Отдав свой электрон атому хлора, атом натрия приобретает устойчивую оболочку инертного газа неона и превращается в положительно заряженную частицу — ион Na^+ . Атом хлора, приобретая электрон натрия, достраивает внешний электронный слой до устойчивой структуры инертного газа аргона — приобретает отрицательный заряд, превращаясь в ион Cl^- .

Ионы (от греч. *ion* — «идуший») — электрически заряженные частицы, которые образуются в результате потери или присоединения электронов (или других заряженных частиц) атомами или группами атомов. Положительно заряженные ионы называют **катионами**, а отрицательно заряженные ионы — **анионами**. Между ними возникают силы электростатического притяжения. За счёт этих сил разноимённо заряженные ионы связываются между собой, образуя ионное соединение Na^+Cl^- (поваренная соль):



Следует учитывать:

- а) чем левее и ниже находится в периодической системе элемент, тем легче его атомы переходят в катионы (отдают электроны);
- б) чем правее и выше расположен в периодической системе элемент, тем сильнее проявляют его атомы тенденцию переходить в анионы (принимать электроны).

При переходе нейтральных атомов в ионы размер и свойства их меняются.

Связь атомных частиц в ионном соединении объясняется не повышенной плотностью двухэлектронного облака (общей электронной пары), а силами электростатического притяжения ионов.

Химическая связь между ионами, осуществляемая силами их электростатического притяжения, называется ионной связью, а соединения, которые образовались вследствие притяжения ионов, называются ионными.

Ионных соединений сравнительно немного. Их образуют типичные металлы и неметаллы, резко отличающиеся по своей электроотрицательности. Примерами таких соединений являются хлорид натрия, хлорид ка-

лия, фторид лития и другие галогениды щелочных металлов Me^+G^- (здесь G — галоген). С помощью ионной связи образуются и более сложные ионные соединения: щёлочи, соли, у которых сложный анион (OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} и т. д.).

При обычных условиях большинство ионных соединений находится в твёрдом состоянии. При определённых условиях (высокая температура, растворение в воде) ионные соединения распадаются на ионы. Ионы в природе существуют вокруг нас. Много разнообразных ионов в морской воде, прибрежный воздух также ионизирован и поэтому весьма полезен для здоровья. Ионы активны, результатом их взаимодействия часто бывают негативные явления: насыщение почв нитрат-ионом NO_3^- , разрушение мраморных изделий сульфат-ионом SO_4^{2-} , кислотные дожди (ионы H^+ , SO_4^{2-} , NO_3^- , Cl^-), загрязнение воды токсичными ионами.

Важнейшими свойствами ионной связи являются её *прочность, ненасыщенность, ненаправленность*.

Ионная связь весьма прочная. Так, например, энергия разрыва связи $K-Cl$ равна 426,1 кДж/моль, связи $Li-F$ — 577,3 кДж/моль, $Na-Cl$ — 411,3 кДж/моль.

Ненасыщенность её объясняется тем, что вокруг заряженной частицы — иона создаётся сферическое электромагнитное поле.

Притяжение противоположно заряженных ионов в сферическом поле происходит во всех направлениях, поэтому ионная связь является *ненаправленной*.

Вы познакомились с ковалентной (неполярной и полярной) и ионной химическими связями. Природа их одинакова — электрическая. Она связана с электрическим взаимодействием электронов и ядер атомов.

Соединения ионного и ковалентно-полярного типа образованы атомами разных элементов с разной электроотрицательностью. В этих соединениях электронные пары, связывающие атомы, смещены к более электроотрицательному элементу. Наиболее полное смещение электронной пары или пар происходит в ионных соединениях. Экспериментальные исследования доказывают, что полного перехода электронов от атомов металлов к атомам неметаллов при образовании ионной связи не происходит. Поэтому в хлориде натрия (Na^+Cl^-) заряды его ионов не равны единице, а имеют в действительности заряды на ионах, равные +0,8 и -0,8 (реальные заряды на ионах называются *эффективными зарядами*).

Чем больше разность между значениями ОЭО атомов, тем выше степень ионности их соединения. Связи с разностью ОЭО больше 2,1 можно отнести к ионным (более 50 % ионности).

Ионную связь можно рассматривать как предельный случай полярности ковалентной связи.

$\text{Cl} \begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ \vdots \end{array} \text{Cl}$ Неполярная	$\text{Cl} : \text{Cl}$	Ковалентная неполярная
$\text{H} \begin{array}{c} \diagup \diagdown \\ \vdots \end{array} \text{Cl}$ Полярная	$\text{H} : \text{Cl}$	Ковалентная полярная
$\text{K}^+ \left[\begin{array}{c} \vdots \\ \text{Cl} : \\ \vdots \end{array} \right]^-$ Ионная	$\text{K}^+ \left[\begin{array}{c} \vdots \\ \text{Cl} : \\ \vdots \end{array} \right]^-$	Ионная

Чисто ионной связи практически не существует. Отсюда деление химической связи на типы — ковалентная и ионная также условно.

Основные понятия

Ионы • Катионы • Анионы • Ионная связь • Ионные соединения

Вопросы и задания

1. Какая химическая связь называется ионной и для каких элементов она характерна?
2. На примере фторида лития объясните механизм его образования и запишите схему этого процесса.
3. На основе строения атомов и места в периодической системе элементов калия и хлора дайте аргументированный прогноз относительно возможности образования между ними химической связи и её типа.
4. В чём сходство и различия химической связи у соединений HF и NaF? Результаты сравнения изложите в форме таблицы.
5. Какое значение имеют электронное строение атомов и их ОЭО для определения характера связи между взаимодействующими атомами? Ответ аргументируйте.
6. Учитывая место элемента в периодической системе и численное значение ОЭО, определите тип связи в следующих соединениях: молекулярный бром, бромид водорода, бромид калия (см. форзац учебника).



Отличаются ли по электронной структуре и свойствам атомы элементов в свободном состоянии и в соединении?

В каком состоянии атомы элементов проявляют валентность?

Для характеристики состояния атомов в сложных веществах введено понятие «степень окисления». Степень окисления характеризует связанные между собой атомы в ионных и ковалентно-полярных соединениях.



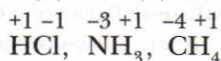
Степень окисления — это условный заряд атома в химическом соединении, если предположить, что оно состоит из ионов.

Степень окисления — это количественная характеристика элемента в химическом соединении.

При определении степени окисления атомов элементов исходят из предположения, что в соединении все связывающие атомы валентные электроны перешли к более электроотрицательному элементу, а потому соединение состоит из положительно и отрицательно заряженных ионов.

Степень окисления *определяется числом электронов, полностью или частично смещённых от одного атома к другому*, с обозначением соответствующего заряда (+) или (-).

В отличие от обозначения зарядов ионов (Cl^- , S^{2-} , K^+ , Ca^{2+}), которое ставят сверху справа символа элемента, степень окисления также обозначают цифрой со знаками (+) или (-), но её ставят над символом элемента, причём знак (+) или (-) ставят перед цифрой, например:



Степень окисления иногда называют также *окислительным числом элемента*.

Вычисление степени окисления элементов в соединении требует учёта валентных электронов и направления их смещения при связывании атомов. Так, в хлориде водорода HCl один электрон водорода смещён в сторону хлора. Водород имеет в соединении степень окисления, равную +1, а хлор -1,

т. е. HCl . У атома азота три внешних неспаренных электрона, у атома водорода — один. При образовании химической связи в молекуле аммиака NH_3 один атом азота как более электроотрицательный элемент оттягивает 3 электрона от 3 атомов водорода. Его степень окисления в соединении равна -3. В целом химическое соединение электронейтрально: сумма положительных степеней окисления равна сумме отрицательных степеней окисления составляющих его элементов.

Степень окисления водорода в соединениях обычно равна +1, а кислорода –2. Зная это, легко найти степень окисления других элементов.

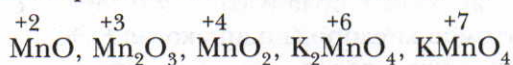
Алгоритм определения степени окисления центральных атомов (в соединении, состоящем из трёх элементов)

Действие	Примеры
1. Сравнить значения ОЗО элементов, выделить элементы с наибольшим и наименьшим значениями ОЗО	H_2SO_4 ; Na_2SO_3 ; H_2CrO_4 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
2. Записать значения известных степеней окисления водорода и кислорода	$\begin{matrix} +1 & -2 & +1 & -2 & +1 & -2 & +1 & -2 \\ \text{H}_2\text{SO}_4; & \text{Na}_2\text{SO}_3; & \text{H}_2\text{CrO}_4; & \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{matrix}$
3. Вычислить степень окисления третьего элемента в соответствии с правилом равенства сумм положительных и отрицательных степеней окисления	$1) +2 \left\{ \overset{+1}{\text{H}_2} \overset{x}{\text{S}} \overset{-2}{\text{O}_4} \right\} -8$ $+2 + x - 8 = 0$ $x = +6$ $2) +2 \left\{ \overset{+1}{\text{K}_2} \overset{x}{\text{Cr}_2} \overset{-2}{\text{O}_7} \right\} -14$ $+2 + 2x - 14 = 0$ $x = +6$

Аналогично определите степень окисления для S и Cr в соединениях Na_2SO_3 и H_2CrO_4 .

Высшая положительная степень окисления элемента обычно равна номеру группы периодической системы. Так, кальций находится во II группе, следовательно, его высшая степень окисления равна +2, у элемента V группы азота она равна +5.

Многие элементы, и особенно элементы побочных подгрупп, имеют переменную степень окисления. Так, например, марганец имеет степень окисления в разных его соединениях +2, +3, +4, +6, +7:



Степень окисления тесно связана с ОЗО элемента и также обусловлена его местом в периодической системе Д.И. Менделеева.

В природе элементы встречаются в соединениях, где проявляют характерную и устойчивую степень окисления. Так, у кислорода такой устойчивой сте-

пению окисления является -2 , но в соединении с более электроотрицательным элементом фтором он имеет положительную степень окисления $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}_2}$.

В свободных состояниях ($\overset{0}{\text{O}}$) и в простых веществах ($\overset{0}{\text{O}_2}$) степень окисления элементов равна нулю, так как их валентные электроны не смещены.

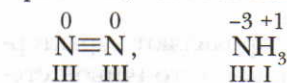
Правила составления формул сложных веществ

1. Степень окисления атомов в простом веществе равна 0 ($\overset{0}{\text{H}_2}$, $\overset{0}{\text{N}_2}$, $\overset{0}{\text{O}_2}$ и др.).
2. В бинарных соединениях степень окисления у элементов с большей ОЭО отрицательна, а с меньшей — положительна. Общая сумма степеней окисления в молекуле или соединении равна 0 .
3. Фтор в соединениях проявляет лишь степень окисления, равную -1 , как наиболее электроотрицательный из всех элементов.
4. Кислород в большинстве соединений имеет степень окисления, равную -2 (кроме фторида кислорода OF_2 , пероксидов H_2O_2 , Na_2O_2 и некоторых других соединений).
5. В ионных соединениях степень окисления элементов равна заряду их ионов, в ковалентных полярных соединениях она равна числу отнятых от атома или притянутых к нему электронов.

Степень окисления не следует отождествлять с валентностью элементов. Валентность — это реальное свойство атомов, которое проявляется в их способности образовывать химические связи с другими атомами. Валентность в ковалентном соединении измеряется числом химических двухэлектронных связей или числом связывающих электронных пар. Так, молекула O_2 образована двумя ковалентными связями $\text{O}=\text{O}$, валентность кислорода в данном веществе равна II , а степень окисления равна нулю. Молекула азота образована с помощью трёх ковалентных связей $\text{N}\equiv\text{N}$, следовательно, азот здесь трёхвалентный.

В большинстве случаев численные значения валентности и степени окисления элементов в соединениях совпадают, но не во всех случаях они численно равны. Например, в пероксиде водорода H_2O_2 ($\overset{+1}{\text{H}}-\overset{-1}{\text{O}}-\overset{-1}{\text{O}}-\overset{+1}{\text{H}}$) степень окисления кислорода равна -1 , так как от водорода к атому кислорода оттягивается лишь один электрон, а у атомов кислорода одинаковая ОЭО.

Понятие валентности применимо лишь к ковалентным соединениям, как простым, так и сложным:



Степень окисления характеризует состояние атомов элементов только в сложном веществе, причём как с ковалентными, так и с ионными связями их атомов. В дальнейшем это понятие будет необходимо для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Основные понятия

Степень окисления • Определение степени окисления элементов в соединениях

Вопросы и задания

1. Сформулируйте определение степени окисления. Для чего и кем введена в науку эта характеристика элемента?
2. Определите степень окисления элементов по формулам их соединений: K_2CrO_4 , HVO_3 , H_3PO_4 , Na_2SO_3 .
3. Значения высшей и низшей степени окисления серы соответственно равны
1) +2 и -6 3) +6 и -2
2) +4 и -2 4) +6 и -4
4. В каких соединениях атомы азота и фосфора имеют одинаковое значение степени окисления?
1) NO_2 и P_2O_5 3) Li_3N и AlN
2) NO_2 и Ca_3P_2 4) NH_3 и P_2O_3
- ★ 5. Каковы значения степени окисления и валентности элементов в веществах, формулы которых: H_2O_2 , Na_2O_2 , FeS_2 ? Объясните их смысл.

§ 48

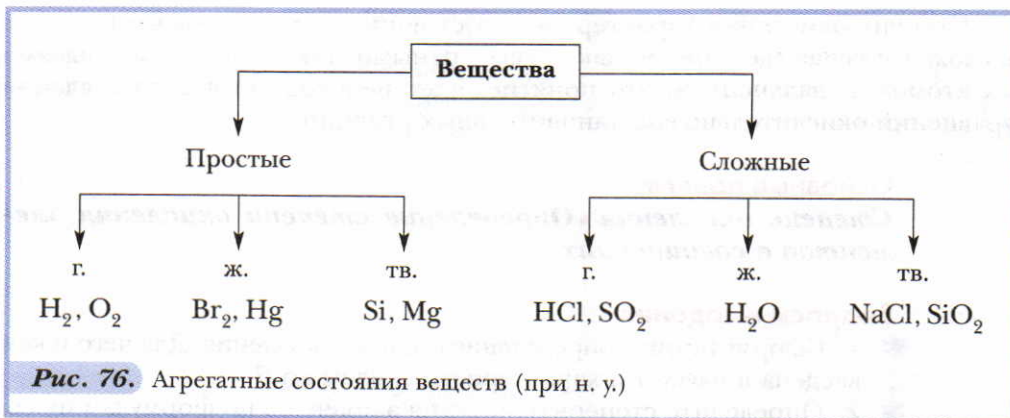
Кристаллическое состояние веществ



Что вы знаете о кристаллическом состоянии веществ? С какими кристаллическими веществами вы встречаетесь в быту?

Из курсов физики и химии вы познакомились с разным агрегатным состоянием веществ (рис. 76) — газообразным (г.), жидким (ж.), твёрдым (тв.), переходами их из одного состояния в другое.

Задание 1. Приведите примеры газообразных, жидких и твёрдых веществ. Приведите примеры твёрдых веществ с ковалентной и ионной связями. Приведите примеры переходов веществ из одного состояния в другое.



В твёрдом состоянии вещества имеют преимущественно кристаллическую структуру. Кристаллических веществ много. Их кристаллы разнообразны, но геометрически правильной формы. Кристаллы поваренной соли имеют форму куба, горного хрусталя — форму тетраэдра, калийной селитры — форму призмы.

Кристаллами называют твёрдые тела с закономерным расположением в них частиц — атомов, молекул, ионов.

Форму кристалла изучает наука *кристаллография*. Внутреннее строение кристаллов и взаимозависимость свойств веществ связаны с их кристаллической структурой (см. рис. 20, 21, с. 33).

Внутреннее строение кристаллов характеризует их кристаллическая решётка (рис. 77).

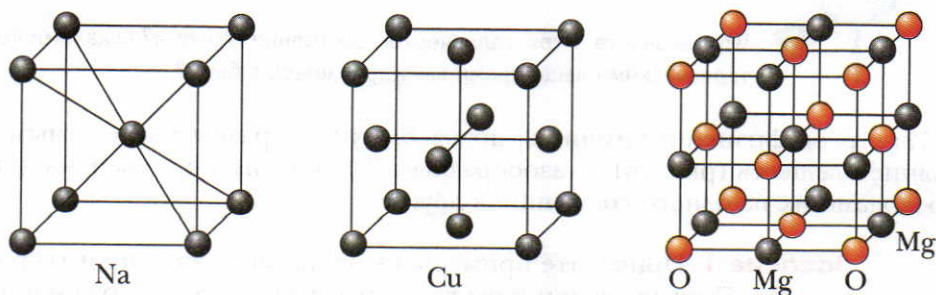


Рис. 77. Модели кристаллических решёток натрия, меди и оксида магния MgO

Кристаллическая решётка — это модель кристалла, его внутренний каркас.

Пересекающиеся прямые линии обозначают грани кристалла, а точки их пересечения — центры частиц, которые называются **узлами кристаллической решётки**. В узлах расположены атомы, молекулы или ионы, стянутые в кристалл разными силами (связями).

Силы притяжения частиц в кристалле характеризуют энергию кристаллической решётки в кДж/моль, её прочность. Любая кристаллическая решётка построена из повторяющихся одинаковых структурных единиц, индивидуальных для каждого кристалла. Таковые называются **элементарными ячейками**.

В кристалле хлорида натрия каждый ион окружён шестью ионами противоположного знака (рис. 78).

Элементарная ячейка — это предел делимости кристалла, наименьший его объём, при котором он сохраняет форму и свойства.



Остановимся на характеристике основных **типов кристаллических решёток** и установим зависимость от них свойств веществ.

1. Молекулярные кристаллические решётки — это решётки, в узлах которых расположены молекулы, связанные между собой слабыми силами межмолекулярного взаимодействия.

Задание 2. Приведите примеры молекулярных твёрдых веществ. С помощью какой химической связи образованы молекулы этих веществ? На примере льда (H₂O), кристаллического иода сделайте вывод о свойствах веществ с молекулярной кристаллической решёткой.

Примером веществ с молекулярной кристаллической решёткой может служить кристаллический оксид углерода (IV) CO₂ — «сухой лёд». Рассмотрим модель его кристаллической решётки (рис. 79). В её узлах находятся молекулы.

Многие вещества в твёрдом состоянии имеют молекулярную кристаллическую решётку, особенно органические. Атомы в их молекулах связаны прочными ковалентными связями. Молекулы же в кристаллах стянуты слабыми межмолекулярными силами, которые легко разорвать. Поэтому крис-

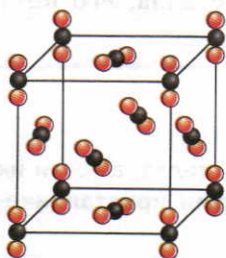


Рис. 79. Модель кристаллической решётки оксида углерода (IV) CO_2 («сухого льда»)

таллы с молекулярной решёткой обладают малой твёрдостью, легкоплавки, летучи. Молекулярные вещества легко переходят из одного агрегатного состояния в другое. Примером может служить возгонка иода.

2. Атомные кристаллические решётки – решётки, в которых расположены атомы, стянутые в кристалле прочными ковалентными связями. Атомных кристаллов сравнительно немного. Примерами таких твёрдых веществ служат простые вещества – алмаз, кремний; сложные вещества – карбид кальция, сульфид цинка, диоксид кремния и др. Так, например, кристалл алмаза (рис. 80) имеет форму тетраэдра. Следовательно, структурную его единицу представляет тетраэдр. В центре его ячейки расположен атом углерода, прочно связанный с четырьмя другими атомами

углерода с помощью электронных пар. Все связи одинаковы, как и углы, образующиеся между атомами.

Благодаря высокой прочности ковалентной связи атомные кристаллы имеют высокую прочность, они тугоплавки. Температура плавления алмаза $+3500^\circ\text{C}$. Алмаз – наиболее твёрдое вещество.

3. Ионные кристаллические решётки – это решётки, в узлах которых расположены ионы с противоположными зарядами. Связь между ионами осуществляется за счёт электростатического притяжения. Типичный представитель веществ с такой решёткой – поваренная соль (см. рис. 78). Ионные кристаллические решётки характерны для многих соединений с ионной связью. Это соли, щёлочи.

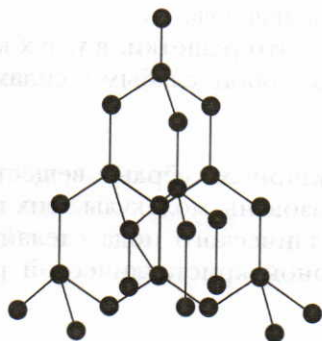


Рис. 80. Модель кристаллической решётки алмаза

Энергия кристаллических решёток ионных соединений высокая (для NaCl она равна 778 кДж/моль , для CaF_2 – 2283 кДж/моль). Ионные кристаллы отличаются высокой твёрдостью и температурой плавления, малой летучестью. По свойствам они сходны с атомными кристаллами.

4. Металлические кристаллические решётки присущи простым веществам – металлам. Подробно они рассматриваются в 9 классе.

Выводы

1. Многие простые и сложные вещества имеют кристаллическую структуру. Для них характерны закономерное расположение частиц в трёхмерном пространстве и строгая правильная геометрическая форма кристаллов.

2. Свойства таких веществ зависят не только от строения образующих их атомов и характера их химической связи, но и от кристаллической структуры веществ.

Основные понятия

Кристалл • Кристаллическая решётка • Типы кристаллических решёток

Вопросы и задания

- ▲ 1. Что такое кристалл и кристаллическая решётка? Каковы её основные характеристики?
- 2. Опишите элементарные ячейки кристаллов фторида кальция, оксида кремния (IV) и льда.
- 3. Назовите основные типы кристаллических решёток и дайте их краткую характеристику.
- 4. Какая кристаллическая решётка у веществ, образованных атомами металлов и галогенами?
 - 1) атомная 3) молекулярная
 - 2) ионная 4) металлическая
- 5. У каких веществ при обычных условиях структурными единицами кристаллических решёток являются ионы?
 - 1) у хлороводорода 3) у воды
 - 2) у поваренной соли 4) у водорода
- 6. Вычислите массу 2 %-го раствора серной кислоты, необходимую для проведения химической реакции с цинком для получения 1,12 л водорода (н. у.).
- ★ 7. На примере твёрдых оксидов углерода (IV) и кремния (IV) установите зависимость их некоторых свойств от кристаллической структуры.

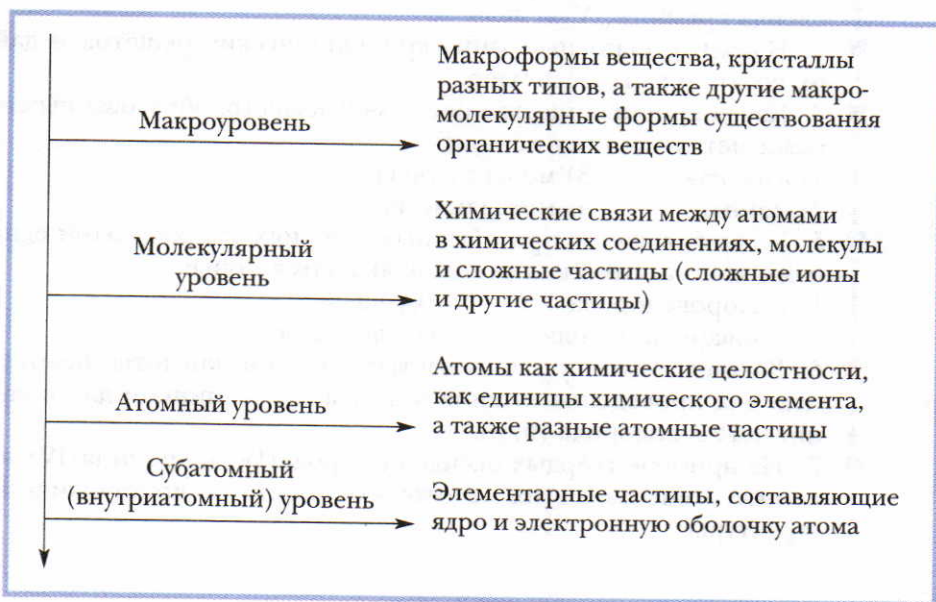
Химическая организация веществ и её уровни

(дополнительный материал к главе 9)

Каждое вещество представляет собой единство микромира и макромира. Микромир его представлен элементарными частицами: атомами, ионами и другими мельчайшими объектами, которые подчиняются законам микромира. Вместе с тем, работая в химической лаборатории, мы имеем дело с реальными видимыми веществами, можем наглядно изучать их свойства, наблюдать реакции, в которые вступает вещество. Это **макроформа** вещества, это видимая часть айсберга, называемого веществом. **Микроформа** — его внутренняя невидимая часть. Мы представляем её с помощью моделей строения.

Совокупность всех частиц (малых и больших), составляющих вещество, их разные комплексы, их взаимосвязи определяют химическую организацию вещества.

Можно условно выделить следующие уровни химической организации веществ.



Любую частицу, любой уровень организации вещества и вещество в целом следует рассматривать и описывать с позиций идеи взаимосвязи состава, строения и свойств.

Субатомный уровень вещества — это преимущественно объект изучения физики. Остальные уровни изучает как физика, так и химия. Наиболее зна-

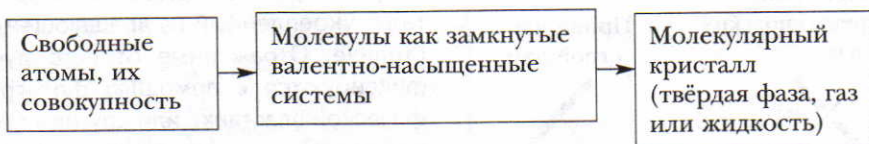
чима для химика электронная структура атома, так как именно ею обусловлена его способность образовывать химические связи с другими атомами.

Энергия ионизации, сродство к электрону, атомная масса, валентность, степень окисления, электроотрицательность — эти характеристики атома элемента необходимы для описания его состава, строения и свойств как вещества.

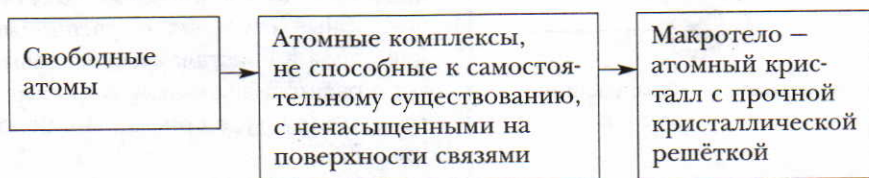
Молекулярный уровень характеризует состав, строение и свойства отдельных молекул и других атомных частиц. При характеристике химической организации веществ на этом уровне главное значение придаётся их составу и химическим связям, лежащим в основе образования химического соединения. В зависимости от них рассматриваются реакционная способность молекулярных частиц и их свойства.

На **макроуровне химической организации** вещества рассматриваются с позиции их агрегатного состояния. Ведущее значение здесь имеет кристалл, кристаллическая решётка. В зависимости от агрегатного состояния и кристаллической структуры описываются свойства веществ. Агрегатные состояния и переходы веществ влияют на их свойства. Так, например, в парообразном состоянии некоторые металлы и химические соединения — молекулярные

1. Вещества молекулярного строения



2. Вещества атомного строения



3. Вещества ионного строения

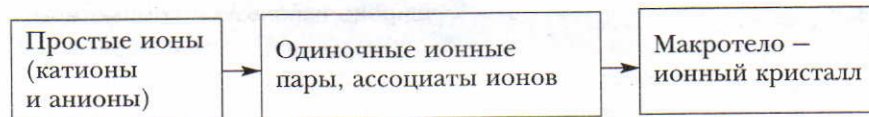


Рис. 81. Организация веществ разного строения

вещества, а при конденсации их в твёрдую форму меняются их структура и свойства. Пары металлов конденсируются в металлические кристаллы с характерными для этих веществ свойствами (металлический блеск, электрическая проводимость и др.), а молекулы хлорида фосфора(V) PCl_5 — в ионные соединения с новыми свойствами, присущими последним.

От уровня к уровню наблюдается усложнение химической организации веществ (см. рис. 81).

Для твёрдых кристаллических веществ характерна плотная упаковка их частиц (молекул, атомов, ионов) в кристалле, т. е. эти частицы упорядочены в пространственной структуре кристалла.

Однако существуют и такие твёрдые вещества, у которых составляющие их частицы недостаточно упорядочены. Такие твёрдые вещества называются **аморфными**. Примером их служат стекло и многие известные вам полимеры.

Методы исследования структуры кристаллов — предмет науки **кристаллографии**. Наиболее распространённым экспериментальным методом установления их структуры является **рентгеноструктурный анализ**. Он основан на изучении характера рассеивания (дифракции) рентгеновских лучей, направляемых на исследуемый кристалл, которые частично поглощаются кристаллом и, попадая на его плоскости, отражаются в определённых направлениях, дру-

гие проходят насквозь. С помощью прибора — рентгеновского спектрометра R -лучи направляются на кристалл, укрепленный на вращающемся столике. Отражённые от него лучи фиксируются с помощью фотографической пластинки или другими способами. Полученная дифракционная картина (картина рассеивания лучей) позволяет путём расчётов получить подробные сведения о расположении узлов в кристаллической решётке, о расстояниях между её плоскостями, о структуре кристалла в целом (рис. 82).

Анализ дифракционной картины кристалла и расчёты по ней довольно сложны, и потому в этом методе широко используют компьютеры.

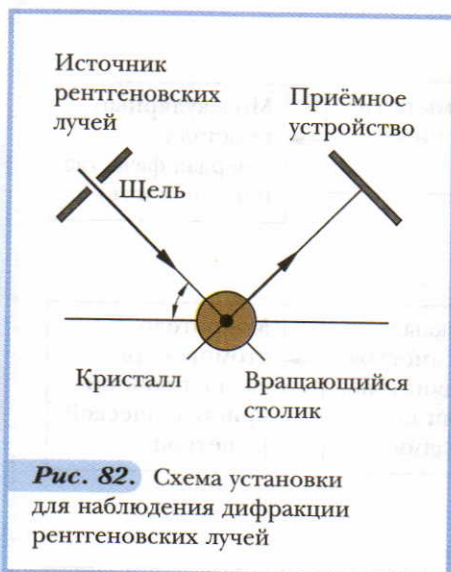


Рис. 82. Схема установки для наблюдения дифракции рентгеновских лучей

Глава 10. Химические реакции в свете электронной теории

§ 49

Окислительно-восстановительные реакции

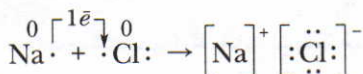


Вспомните, что вам известно о степени окисления.

Вы уже знаете, что при образовании ионной химической связи между атомами разных по характеру элементов происходит полное или частичное перемещение валентных электронов к более электроотрицательному атому с образованием ионов. Для обозначения их истинного или условного заряда в соединении введено понятие «степень окисления».

Задание. Дайте определение степени окисления. Как определить численное значение степени окисления? Определите степень окисления элементов в следующих соединениях: O_2 , KI , $FeCl_3$, $NaBr$, K_2SO_3 , $KMnO_4$.

В ионных соединениях степень окисления отражает истинный заряд ионов, что связано с переходом электронов от атомов металла к атомам неметалла:



Образование ионной связи можно представить в виде двух процессов:

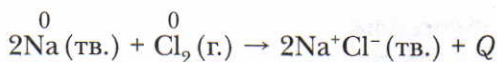
- а) $\overset{0}{Na} - 1e \rightarrow Na^+$ — окисление;
б) $\overset{0}{Cl} + 1e \rightarrow Cl^-$ — восстановление.

Окислением называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом.

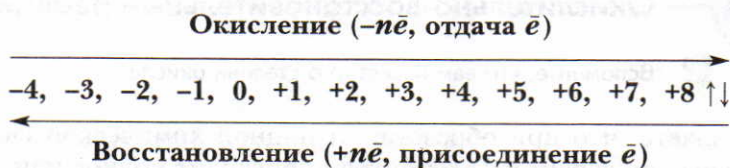
Восстановлением называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.

Эти два процесса взаимосвязаны, так как электроны от одного атома переходят к другому атому. В обоих случаях это приводит к образованию устойчивых электронных структур.

В химические реакции вступают не изолированные атомы, а реальные вещества, находящиеся в определённом агрегатном состоянии:



В определении процессов окисления и восстановления и числа смещаемых электронов можно опереться на следующий ряд изменения степеней окисления:



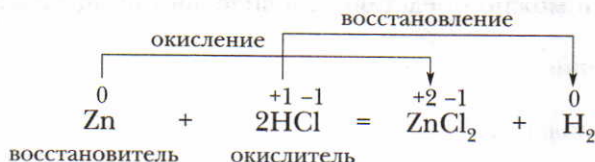
Вещество, в состав которого входят атомы элемента, способного отдавать электроны (повышать степень окисления), называется восстановителем.

К восстановителям относятся атомы и простые вещества — металлы, молекулярный водород, сероводород, аммиак, оксид углерода (II) и др.

В процессе отдачи электронов восстановитель окисляется.

Вещество, в состав которого входят атомы элемента, способного притягивать электроны (понижать степень окисления), называется окислителем.

Схема реакции:



Окислитель (галогены, кислород, кислоты и др.) в этом процессе *восстанавливается*, а *восстановитель* (металлы, водород, углерод и др.) *окисляется*.

В этих реакциях процессы окисления и восстановления взаимосвязаны. Особенность таких реакций заключается в том, что, кроме разрушения старых связей в исходных веществах и образования новых в продуктах реакции, происходит изменение степеней окисления атомов реагирующих веществ.

Реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов элементов, называются окислительно-восстановительными.

Изменение степени окисления атомов элементов в ходе превращения веществ — важнейший признак окислительно-восстановительных реакций (ОВР), по которому они распознаются и выделяются среди других.

Окислительно-восстановительные реакции, как и другие реакции, подчиняются общему закону природы — закону сохранения массы и энергии. Конкретное его проявление в окислительно-восстановительных реакциях заключено в сохранении числа электронов в реакционной системе, т. е. число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем.

Для ОВР характерны специфические **закономерности протекания**:

1. Единство, неразрывность окислительного и восстановительного процессов в реакциях данного вида.
2. Сохранение числа электронов в системе.

Основные понятия

Окисление • Восстановление • Окислитель • Восстановитель
• Окислительно-восстановительная реакция

Вопросы и задания

- ▲ 1. Какова сущность процессов окисления и восстановления в свете электронных представлений?
- 2. Что показывает степень окисления? Как она изменяется при окислении и восстановлении элементов?
- 3. Определите, окисляется или восстанавливается сера при переходах:
а) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
б) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3$
Обсудите с товарищем, какой вывод можно сделать на основе выполнения задания.
- 4. Определите, какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным:
1) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
2) $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
4) $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{FeCl}_2 + \text{KCl}$
Составьте схему реакции 4, указав окислитель и восстановитель, окислительный и восстановительный процессы.
- 5. Выберите схемы превращений, в которых азот является окислителем.
1) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+2}$ 4) $\text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{-3}$
2) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+5}$ 5) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$
3) $\text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{+2}$



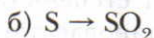
Что называется химическим уравнением, каковы его смысл и значение? Какую роль в изучении химии играют схемы окислительно-восстановительных реакций? Сформулируйте закон сохранения масс. Дайте определение и раскройте смысл и значение коэффициентов.

Химическое уравнение является моделью реальной химической реакции. Химическая реакция и её уравнение отражают закон сохранения массы веществ.

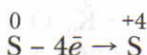
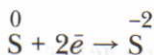
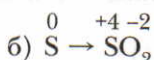
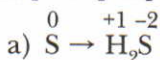
В химии важно владеть языком формул и уравнений, которые в краткой и обзорной форме отражают закономерности состава и строения веществ, сущность и закономерности протекания химических реакций. Теория окислительно-восстановительных процессов включает их уравнения, требующие своеобразного оформления и умения их составлять.

При составлении уравнений ОВР следует опираться на изученные ранее закономерности их протекания, умение отличать ОВР от других реакций. В основе их составления лежит молекулярное уравнение.

Задание. Определите, окисляется или восстанавливается сера в ходе превращений:



Пример оформления задания:



(восстановление)

(окисление)

Для составления уравнений ОВР надо учитывать неразрывность окисления и восстановления и сохранение при этом числа электронов, т. е. опираться на следующее правило.



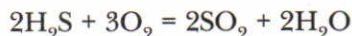
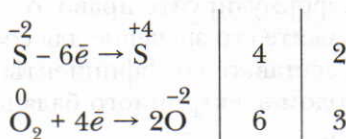
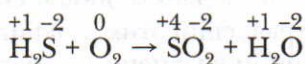
Число электронов, оттянутых восстановителем, должно быть равно числу электронов, притянутых окислителем.

Составление уравнения ОВР и расстановка в нём коэффициентов — достаточно сложные действия.

Расставлять коэффициенты в уравнениях сложных ОВР путём их подбора, как это делали ранее, — дело не только трудное, но часто и невозможное.

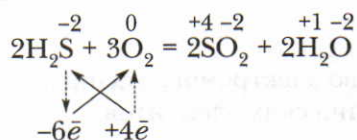
Упростить расстановку коэффициентов в уравнениях помогает **метод электронного баланса**. Он основан на правиле сохранения числа электронов в системе, отражающем суть метода. Для подбора коэффициентов методом электронного баланса составляют *электронное уравнение*.

Первый способ:



Перед формулой восстановителя H_2S ставится коэффициент 2, перед формулой окислителя O_2 — коэффициент 3.

Второй способ (краткая запись электронного баланса):



После тренировки в составлении уравнений ОВР любым из способов применения метода электронного баланса с учётом всех последовательных операций этого действия их можно свернуть в более обобщённые действия.

Алгоритм расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций

Действие	Примеры
1. Определить тип реакции по изменению степени окисления атомов элементов	$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_3} + \overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$ <p>окислительно-восстановительная реакция</p>
2. Уравнять число электронов между окислителем и восстановителем	$\overset{-3}{4\text{NH}_3} + \overset{0}{5\text{O}_2} \rightarrow \overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{-2}{\text{H}_2\text{O}}$ $\begin{array}{ccc} \swarrow & & \searrow \\ -5\bar{e} & & +4\bar{e} \end{array}$
3. Уравнять число атомов всех элементов	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
4. Проверить уравнение реакции	

Основные понятия

Окислительно-восстановительные реакции • Метод электронного баланса

Вопросы и задания

1. Сформулируйте правило сохранения числа электронов в ОВР и укажите его значение для составления уравнений этих реакций.
2. Расставьте коэффициенты в приведённом уравнении реакции методом электронного баланса, используя два приёма их составления:
$$\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
3. Вычислите массу (г) сульфата бария, который может быть получен при добавлении к 50 г 20,8 %-го раствора хлорида бария серной кислоты.
4. Используя алгоритмическое предписание, расставьте коэффициенты в следующем уравнении:
$$\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$$
5. Над стрелками укажите количество электронов, отданных или принятых атомами или ионами химических элементов.
1) $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^-$ 3) $\text{Cl}^+ \rightarrow \text{Cl}^-$
2) $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}^0$ 4) $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$
6. Вычислите количество вещества (моль) гидроксида железа (III), полученного в химической реакции хлорида железа (III) с 200 г раствора гидроксида натрия с массовой долей щёлочи 0,30.
7. Выразите всю совокупность знаний, требуемых для истолкования сущности окислительно-восстановительных реакций, наглядной схемой. Результат работы обсудите с товарищем.

§ 51

Сущность и классификация химических реакций в свете электронной теории



- Что происходит с веществом в процессе химической реакции?
Что означает термин «классификация»? Для чего в науке применяют классификацию?
Какие классификации химических реакций вам уже известны?

Вы познакомились с новым видом химических реакций — ОВР, которые происходят вокруг нас постоянно. Это и горение разных веществ, и ржавление металлических изделий, и процессы, идущие в нашем организме. Таких реакций великое множество, но их общий отличительный признак — изменение степеней окисления участвующих в реакции веществ. Среди многих

изученных процессов они играют важную роль. Поэтому необходимо найти их место в системе классификации реакций.

Химические реакции сопровождаются превращением одних веществ в другие. Превращения веществ связаны с перестройкой электронных структур атомов, ионов, молекул — частиц, из которых состоят участвующие в реакции вещества.

Обобщая известные знания о химических связях, об образовании химических соединений, знания о химических реакциях, можно сделать следующие **выводы**.

1. Сущность химической реакции состоит в разрушении химических связей в исходных веществах и в образовании новых связей в продуктах реакции.

2. Этот процесс сопровождается изменением структуры веществ, что влечёт за собой изменение их состава и свойств, т. е. появление новых веществ с новыми качествами.

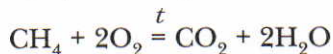
3. Разрыв одних и образование других химических связей и соединений сопровождается поглощением и выделением энергии. Новые связи, новые соединения в большинстве своём более прочные и энергетически более выгодные, чем исходные. Отсюда ещё один вывод: реакции обычно протекают в сторону образования более прочных связей.

Задание 1. К каким из известных вам типов реакций относятся реакции нейтрализации, гидратации? Запишите уравнения реакций. Объясните, чем отличаются друг от друга реакции, обозначенные следующими схемами:

- а) $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$
 $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
б) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
в) $\text{Ca} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{CaO} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Все они относятся к известным вам типам реакций, которые определяются по следующим признакам: а) по числу и составу реагирующих веществ и продуктов реакций: реакции соединения, разложения, замещения и обмена; б) по тепловому эффекту реакций: экзо- и эндотермические.

Задание 2. К какому типу реакций можно отнести реакцию горения метана (метан является основной составляющей природного газа, используемого в быту)?



Для систематизации реакций с учётом знаний об ОВР нужна иная их классификация. В одних случаях их протекание происходит с перемещением валентных электронов, т. е. с изменением степени окисления атомов реагентов, — это окислительно-восстановительные реакции. В других случаях химические реакции идут без изменения степени окисления, т. е. они не относятся к ОВР.

По этому признаку все известные реакции можно разделить на две большие группы:

- 1) окислительно-восстановительные;
- 2) неокислительно-восстановительные.

Под эту классификацию можно подвести все известные вам типы реакций (табл. 24).

Таблица 24. Классификация химических реакций на основе электронной теории

Типы реакций	Реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов (окислительно-восстановительные)	Реакции, протекающие без изменения степени окисления элементов
Соединения Разложения Замещения Обмена	$\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2 + Q$ $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2 - Q$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow + Q$ —	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + Q$ $\text{Cu(OH)}_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O} - Q$ — $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
Другие типы реакций	Сложные окислительно-восстановительные реакции: $\begin{array}{ccccccc} +3 & -1 & & -1 & +2 & -1 & \\ 2\text{FeCl}_3 & + & 2\text{KI} & = & 2\text{FeCl}_2 & + & \text{I}_2 + \\ & +1 & -1 & & & & \\ & + & 2\text{KCl} & - & Q & & \\ \text{CH}_4 & + & 2\text{O}_2 & = & \text{CO}_2 & + & 2\text{H}_2\text{O} \end{array}$	Аллотропные превращения: $3\text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{O}_3 - Q$

Основные понятия

Окислительно-восстановительные реакции • Классификация реакций

Вопросы и задания

1. В чём сущность химических реакций с позиций электронных представлений? В каком направлении обычно протекают реакции?
2. Какие классификации химических реакций вам известны, какие признаки лежат в их основе? Приведите примеры реакций выделенных типов и их уравнения.
3. Определите типы реакций по их схемам и расставьте коэффициенты:
 - 1) $\text{Mg} + \text{I}_2 \rightarrow \text{MgI}_2$
 - 2) $\text{MgO} + \text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaCl}$
 - 5) $\text{KI} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{CuI} + \text{KCl}$
4. Какие из перечисленных выше реакций относятся к окислительно-восстановительным? Объясните сущность и названия этих реакций в свете электронной теории.
5. К раствору хлорида натрия прилили раствор нитрата серебра. В результате их взаимодействия образовался осадок, масса которого составила 0,287 г. Вычислите количество вещества (моль) нитрата серебра, вступившего в реакцию.
6. Определите количество вещества (моль) фосфорной кислоты, которое можно получить при нагревании 28,4 г оксида фосфора (V) с водой.
7. Составьте уравнения реакций между сероводородом, бромом и объясните функции веществ в этих реакциях с позиций электронной теории.

Глава 11. Водород — рождающий воду и энергию

При изучении предыдущих глав мы уже неоднократно встречались с водородом. Пришло время обобщить и расширить знания об этом химическом элементе, познакомиться с областями и перспективами его применения.

§ 52

Водород — химический элемент и простое вещество

? Вспомните и назовите как можно больше веществ, содержащих в своём составе водород. Какие из этих веществ можно использовать в качестве источника для его получения? Почему?

Химический элемент водород относится к числу наиболее распространённых в природе. Древние китайские хроники свидетельствуют о том, что он и его состав известны человеку очень давно: название неоднократно упоминавшегося в них газа складывалось из иероглифов, означающих «огонь» и «газ».

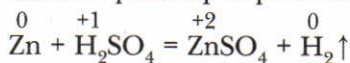


Генри Кавендиш
(1731–1810)

В Европе водород («горючий воздух») наблюдали многие замечательные естествоиспытатели: немецкий врач Парацельс, английские исследователи Дж. Пристли и Р. Бойль. Однако честь первооткрывателя этого газа принадлежит Генри Кавендишу, не только получившему (1766) водород, как Бойль и Пристли, но и исследовавшему его свойства.

Получение водорода в лаборатории. В современных лабораториях для получения водорода пользуются разными приборами. Самый известный из них — аппарат Киппа (рис. 83). Происхождение его названия связано с голландской фирмой, выпускавшей эти аппараты.

Исходными веществами являются металл и раствор кислоты. Обычно берут цинк и раствор серной кислоты:



Водород можно собирать методами вытеснения воды и воздуха (рис. 84, а и б соответственно).

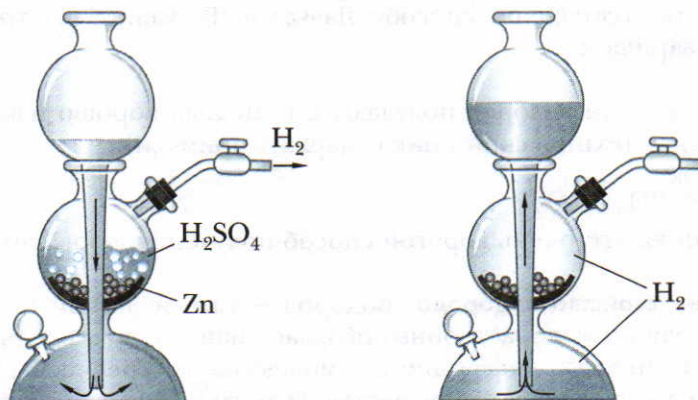


Рис. 83. Аппарат Киппа

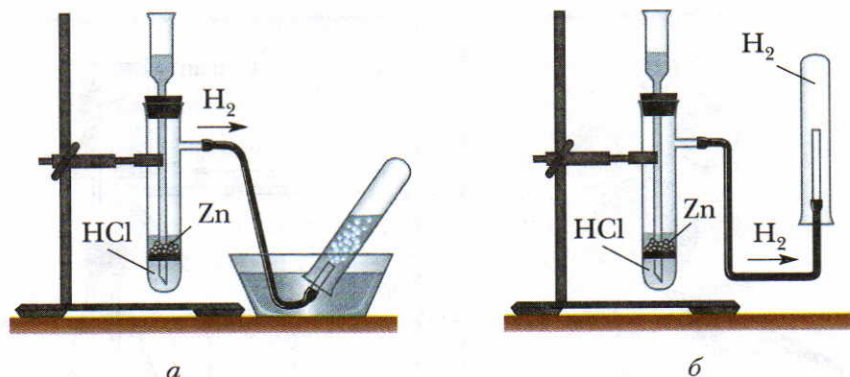
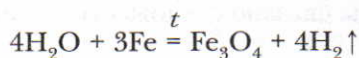


Рис. 84. Способы собирания водорода: вытеснением воды (а) и воздуха (б)

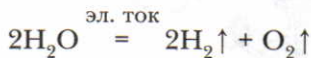
Чистый водород сгорает спокойно. Однако его смесь с кислородом воздуха при поджигании может взрываться. Наибольшую опасность представляет смесь двух объёмов водорода и одного объёма кислорода, получившая название *гремучий газ*. Поскольку в сосуде прибора (см. рис. 83, 84) воздух может оказаться не полностью вытесненным, водород перед работой с ним всегда проверяют на чистоту (см. с. 224–225).

Способ получения более чистого водорода был предложен А.Л. Лавуазье, пропускавшим пары воды через раскалённый на жаровне ружейный ствол:



Задание 1. Попробуйте изобразить прибор, в котором можно получить водород по способу Лавуазье. Результат работы обсудите с товарищем.

Наиболее чистый водород получают с помощью хорошо известной вам реакции (так как технический цинк содержит примеси):



К сожалению, это очень дорогой способ получения газов. Почему?

Физические свойства водорода. Водород — самый лёгкий из всех газов (рис. 85). В воде он малорастворим, обладает наибольшей среди газообразных веществ скоростью диффузии: его молекулы быстрее любых иных распространяются в среде другого вещества, будь то керамика или сталь, легко проходят через любые перегородки.

Задание 2. Рассмотрите рисунок 86. Объясните, почему подкрашенная жидкость вытекает из колбы.



Рис. 85. Мыльные пузыри, наполненные водородом

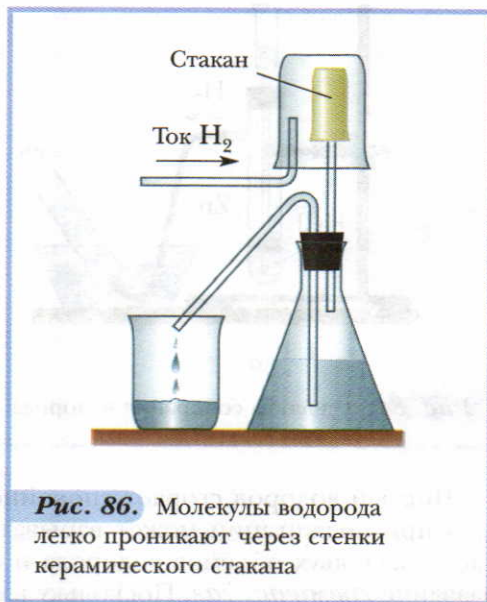


Рис. 86. Молекулы водорода легко проникают через стенки керамического стакана

Способность водорода к диффузии возрастает при повышении температуры и давления, что усложняет работу с водородом.

Температуры плавления и кипения водорода (рис. 87) очень низки, поэтому получение (и хранение) жидкого водорода связано с множеством трудностей.

Впервые жидкий водород (20 см^3) был получен профессором химии Лондонского университета Джеймсом Дьюаром 10 мая 1898 г. Через год последовал новый триумф: был получен твёрдый водород. В одной из своих работ Дьюар писал: «Если жидкий водород налить в сосуд с двойными стенками, пространство между которыми наполнено воздухом, то последний немедленно замерзает, и таким образом водород сам себя окружает сильной пустотой».

Для получения твёрдого водорода сосуд с жидким водородом был помещён в сосуд с жидким воздухом, а пары водорода были откачаны насосом. Когда давление достаточно снизилось, жидкий водород превратился в прозрачную массу.

Сравнительная характеристика элемента и простого вещества. Чрезвычайно важной особенностью химического элемента водорода является то, что его ион представляет собой элементарную частицу **протон**, размеры которой на несколько порядков меньше размеров других ионов. Этим обусловлены многие особенности свойств водорода и его соединений.

Химический элемент № 1 образован атомами трёх изотопов. Самым распространённым среди них является лёгкий водород ^1_1H — **протий**. На 6800 атомов протия в природе приходится 1 атом тяжёлого водорода D, или ^2_1H — **дейтерия**. **Тритий** (T, или ^3_1H) — сверхтяжёлый водород; встречается ещё реже, но в природе не является какой-то исключительной редкостью.

В организме каждого человека содержится около $1,7 \cdot 10^9$ атомов радиоактивного трития, что намного меньше, чем содержание других радиоактивных элементов, входящих в его состав. Основным вместилищем сверхтяжёлого водорода-трития служит Мировой океан (85 %).

Систематизируем знания о замечательном элементе, «рождающем воду», и его простом веществе — молекулярном водороде.

Задание 3. Ознакомьтесь с содержанием рисунка 87. Какова главная идея составления этой схемы? Как бы вы усовершенствовали содержание схемы и план характеристики элемента простого вещества водорода? Воспроизведите схему в своей тетради по памяти.

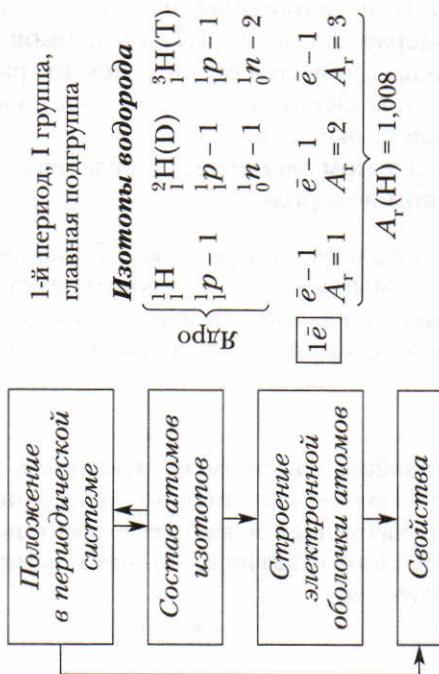
Вывод

Свойства водорода обусловлены составом и строением. Все химические реакции водорода — окислительно-восстановительные. Водород обычно выступает в качестве восстановителя, лишь при взаимодействии с активными металлами он выполняет функцию окислителя.

Основные понятия

Газообразный водород • Жидкий водород • Твёрдый водород

Химический элемент: Н



а) валентность I

б) неметалл

в) ОЭО = 2,1

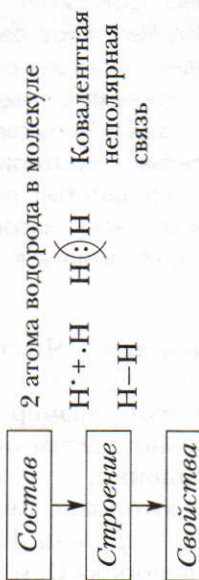
г) степени окисления: -1, 0, +1

д) формы соединений: MeH_n ; H_2 ; H_2O
гидриды металлов

Распространение в природе

1 % массы земной коры, 16 % от общего числа атомов земной коры. Входит в состав многочисленных соединений

Простое вещество: H_2 (лёгкий водород)



А. Физические свойства

н. у.

Газ без запаха, лёгкий, в воде мало-растворим, тепло-проводен (в 7 раз больше, чем воздух)

Молекулярная кристаллическая решётка

Б. Химические свойства

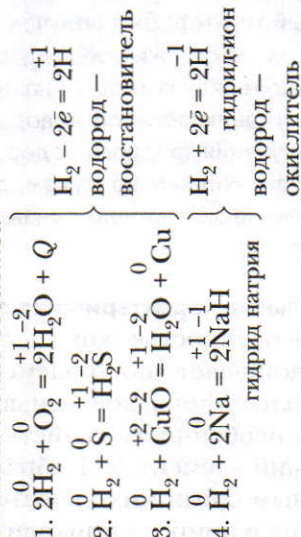


Рис. 87. Водород (гидрогенум – «рождающий воду»)

Вопросы и задания

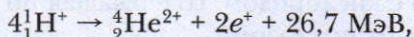
1. Какие из перечисленных металлов можно использовать в аппарате Киппа для получения водорода: Mg (порошок), Sn, Cu, Hg, Fe? Составьте уравнения возможных реакций.
2. Расскажите об устройстве и принципе действия аппарата Киппа.
3. Какую смесь водорода и кислорода называют гремучей?
4. Можно ли считать процесс получения водорода и кислорода путём разложения воды электрическим током безупречным с экологической точки зрения?
5. Как объяснить то, что водород, являющийся преимущественно восстановителем, при взаимодействии со щелочными и щёлочноземельными металлами выступает в качестве окислителя?
6. На примере вещества водорода раскройте взаимосвязь между его составом, строением и свойствами.

Химический элемент водород в космосе и на Земле

(дополнительный материал к § 52)

Вселенная состоит в основном из водорода и гелия. На водород — самый распространённый химический элемент космоса — приходится основная часть межзвёздной среды и газовых туманностей. Он образует атмосферы и тела планет-гигантов Юпитера, Урана, Сатурна, Нептуна. В виде плазмы водород составляет около половины массы Солнца и большинства звёзд.

В недрах Солнца постоянно происходит превращение ядер атомов водорода в ядра атомов гелия:



где e^+ — позитрон (микрочастица, масса которой равна массе электрона, но с положительным электрическим зарядом).

Процесс протекает в несколько стадий и идёт лишь при таких температурах и давлениях, которые существуют в недрах звёзд. Образование 26,7 МэВ означает, что при «сгорании» 1 г протонов выделяется в 20 млн раз больше энергии, чем при сгорании 1 г каменного угля. Эта ядерная реакция является главным источником энергии, которую постоянно излучает Солнце.

Немало водорода и на Земле. На долю его атомов приходится 1 % лито- и гидросферы. Если же сравнить распространённость в земной коре атомов всех образующих её химических элементов, то на долю водорода придётся около 17 % от их общего числа. Правда, в земных условиях водород встречается преимущественно в связанном состоянии. Он составляет 11,19 % (по массе) самого распространённого на Земле вещества — воды; входит в со-

став органических соединений, слагающих угли, природный газ, нефть, глины, а также организмы животных и растений.

В атмосфере Земли содержится очень незначительное количество водорода (0,0001 % по числу атомов).

Источниками поступления водорода в воздушную оболочку Земли являются:

- а) Мировой океан, в глубинах которого протекают процессы преобразования органического вещества, сопровождающиеся выделением водорода;
- б) кратеры вулканов;
- в) некоторые фотохимические (протекающие под действием света) реакции в атмосфере.

Показательно, что в Северном полушарии содержание в атмосфере водорода выше, чем в Южном. Это обусловлено тем, что в этой части земного шара сильно развиты промышленность и транспорт, неизменным результатом работы которых является изменение химического состава окружающей среды.

Практическая работа 7

Получение водорода и изучение его свойств

Цель работы: получить водород, научиться проверять его на чистоту, доказать наличие восстановительных свойств у водорода.

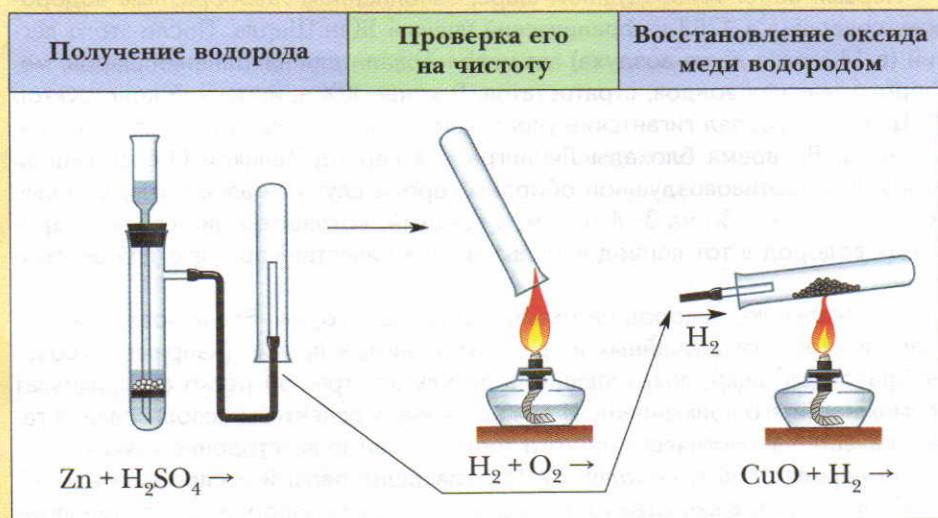
Перед выполнением работы необходимо вспомнить следующее.

1. Водород — горючий газ. Смесь его с кислородом, содержащая по объёму от 4 до 94 % водорода, называется гремучим газом.
2. В приборе для получения водорода должна быть предохранительная медная сетка (зачем?).
3. Перед работой с водородом необходима его проверка на чистоту. Для этого необходимо собрать водород в пробирку и поднести её к пламени спиртовки (см. схему проведения практической работы, с. 225). Сгорание чистого водорода сопровождается сухим хлопком.

Ход работы

1. Рассмотрите схему, определите последовательность своих действий, приготовьте всё необходимое.
2. Рассчитайте относительную плотность водорода по воздуху и объясните, почему его собирают в опрокинутую вверх дном пробирку.

Схема проведения практической работы



3. Оформите в тетради таблицу — отчёт о практической работе, заполните графы 1–3.

№ п/п	Название опыта	Рисунок	Уравнение реакции и признаки её протекания	Вывод
1	2	3	4	5

4. Выполните опыты, заполните графы 4, 5. Какие пары веществ могут быть использованы для получения водорода: а) Hg и HCl; б) Zn и HCl; в) Na и H₂O; г) Cu и H₂SO₄; д) K и H₂O? Составьте уравнения возможных реакций.

Применение водорода

(дополнительный материал к главе 11)

Герой одного из романов Жюль Верна, Сайрус Смит, говорил: «...наступит день, и вода заменит топливо; водород и кислород, из которых она состоит, будут применяться и раздельно: они окажутся таким неисчерпаемым

и таким мощным источником тепла и света, что углю до них далеко». Что вы думаете по поводу этого высказывания?

Первый полёт на воздушном шаре, заполненном газообразным водородом, совершил в 1783 г. французский учёный Жан Шарль. После этого лёгкий (в 14,5 раза легче воздуха) газ использовали для наполнения шаров, метеорологических зондов, стратостатов. В конце XIX в. немецкий конструктор Ф. Цеппелин создал гигантские управляемые дирижабли, наполнявшиеся водородом. Во время блокады Ленинграда в период Великой Отечественной войны для противовоздушной обороны города служили аэростаты, которые поднимались в небо на 3–4 тыс. м, а грязный, «отработавший своё» в аэростатах водород в тот период использовали в качестве горючего для автомобилей.

К сожалению, водород не только лёгок, но и горюч. Его мгновенная воспламеняемость от случайных и трудноустраняемых причин (например, грозовых разрядов, искр, возникающих в результате трения) резко ограничивает возможности его применения. И тем не менее перспективы использования газа в качестве экологически чистого топлива учёные всесторонне изучают.

15 апреля 1988 г. самолёт ТУ-155 совершил первый экспериментальный полёт, в котором в качестве топлива служил жидкий водород. Его применение сопряжено с многочисленными сложностями: водород имеет очень низкую температуру кипения (-253°C), для сохранения его в жидком состоянии необходима высокоэффективная теплоизоляция и система поддержания повышенного давления (вспомните о высокой способности газа к диффузии). Объём топлива, требуемого для полёта, очень велик. Кроме того, водород дорог.

С другой стороны, водородное топливо обладает чрезвычайно ценными качествами: его теплотворная способность в три раза выше, чем у керосина; при сгорании образуется только вода, безвредная для окружающей среды, т. е. водород является экологически чистым топливом. Поэтому учёные усиленно разрабатывают технологии его использования.

Одной из наиболее замечательных областей применения жидкого водорода является использование его в качестве ракетного топлива. Например, ракета «Энергия», выведшая 15 ноября 1988 г. на орбиту корабль многоразового действия «Буран», содержала 2 тыс. т топлива, в том числе жидкий кислород и жидкий водород. (Суммарная мощность двигателей «Энергии» составляет около $\frac{2}{3}$ мощности Единой энергетической системы бывшего Советского Союза, объединявшей около тысячи электростанций.) Для заправки ракет криогенным (т. е. имеющим очень низкую температуру) топливом на космодромах сооружают особые шаровые хранилища для жидких газов (водорода, азота, кислорода), оснащённые электронно-вакуумной изоляцией.

В нашей стране и за рубежом неоднократно создавались экспериментальные конструкции автомобилей, способных работать на перспективном водородном топливе, некоторые из них получили внедрение в практику.

Технические сложности, препятствующие замене нефтепродуктов водородом, побудили учёных искать другие подходы к его использованию. Оказа-

лось, что даже небольшая добавка водорода к бензину (5–10 % по массе) активизирует процесс сгорания топлива, расход топлива сокращается, и коэффициент полезного действия (КПД) двигателя возрастает. Хранить водород в этом случае удаётся в виде соединений (гидридов) в особой установке, размещаемой в экспериментальных автомобилях.



Задание. С помощью компьютера подготовьте презентацию из 6–7 слайдов «Применение водорода».

§ 53

Вода — оксид водорода. Пероксид водорода



Молекулярная масса воды — всего 18 а. е. м. Существует немало веществ со значительно более тяжёлыми молекулами, являющихся при нормальных условиях газами. Что вы думаете по этому поводу? Что вы можете сказать относительно прочности молекул воды?

Вода

Вода — важнейшее вещество среди многочисленных соединений водорода. Это самое распространённое на Земле вещество. Гидросфера — водная оболочка планеты — занимает 71 % поверхности. Как вам хорошо известно, вода входит в состав минералов, горных пород, всех живых организмов.

Вы познакомились с водой как растворителем, способами её синтеза и разложения, отдельными химическими свойствами. Обобщим и расширим эти знания.

Состав воды

В связи с существованием изотопов водорода (H, D, T) и кислорода (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O) известно несколько изотопных разновидностей воды. Наиболее распространённые из них существуют в природе в следующих соотношениях: 99,73 % H_2^{16}O ; 0,2 % H_2^{18}O ; 0,03 % HD^{16}O ; 0,04 % H_2^{17}O .

Особый интерес представляет тяжёлая вода D_2O , впервые выделенная из природной воды в 1932 г. Присутствие в составе молекул атомов дейтерия существенно сказывается на свойствах вещества. Последние в значительной степени отличаются от свойств обыкновенной воды. Так, у тяжёлой воды $t_{\text{кип}} = 101,43^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = 3,82^\circ\text{C}$, плотность равна $1,104 \text{ г/см}^3$. На живые организмы даже небольшие количества тяжёлой воды действуют угнетающе.

По химическим свойствам тяжёлая вода близка к обычной. Разговор об изотопах водорода будет неполным без упоминания тяжёлой воды (D_2O), т. е. воды, в состав которой вместо протия входят атомы дейтерия. Это вещество нашло применение в качестве замедлителя нейтронов в ядерных реакторах. Количество природной тяжёлой воды невелико (0,02 % от общей массы воды). Собранная со всего земного шара, она могла бы наполнить водоём, равный по объёму Чёрному морю. В составе вод Земли содержится и сверхтяжёлая вода, имеющая в своём составе тритий. Этого экзотического вещества на планете всего 13–20 кг.



Вспомните значения плотности, температуры кипения и плавления, характерные для обыкновенной воды.

Молярные массы газов — углекислого, сероводорода соответственно равны 44 и 34 г/моль, а молярная масса воды — 18 г/моль.

Как объяснить, что более лёгкие молекулы воды образуют жидкость, в то время как более тяжёлые молекулы сероводорода (при н. у.) существуют в газообразном состоянии?

По всей видимости, ответ следует искать в строении вещества. Вы уже знакомы с образованием и строением молекулы воды (с. 193).

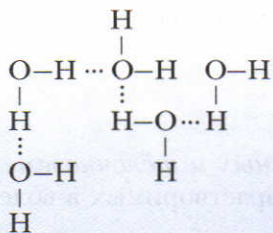
Строение молекулы воды



Обе связи O—H в молекуле воды — *ковалентные, полярные, равноценные*. В то же время заряды в молекуле воды распределяются таким образом, что формируются две противоположно заряженные области, которые находятся на некотором расстоянии друг от друга.

Угловое строение молекулы воды, а также наличие в ней противоположно заряженных центров приводят к возникновению так называемых **водородных связей**.

Отрицательно заряженный атом кислорода одной молекулы притягивается к положительно заряженному атому водорода другой молекулы, и наоборот. Таким образом возникает межмолекулярное взаимодействие:

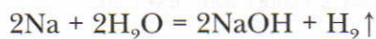


Молекулы воды оказываются ассоциированными (объединёнными) посредством водородных связей. В единый комплекс объединяется по 5–7 молекул воды. Такое объединение ведёт к укрупнению частиц вещества, что и обуславливает физические свойства воды: $t_{\text{пл}} = 0^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип}} = 100^\circ\text{C}$ (при атмосферном давлении), $\rho = 0,9982 \text{ г/см}^3$ при 20°C , т. е. самую высокую теплоёмкость среди жидкостей ($4,184 \text{ кДж/моль}$).

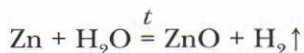
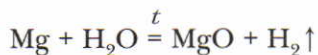
Итак, молекула воды полярна (диполь). Этим объясняется её универсальная способность к растворению всех веществ, имеющих полярное строение. Мы уже вспоминали, что во времена алхимии было сформулировано «золотое правило» растворения: *подобное растворяется в подобном*. Вода блестяще подтверждает это правило: в ней растворяются оксиды, кислоты, соли, щёлочи — вещества, для которых характерна ионная или полярная ковалентная связь.

Химические свойства воды

1. *Взаимодействие воды с металлами.* Эти реакции относятся к окислительно-восстановительным. При комнатной температуре с водой реагируют лишь наиболее активные — щелочные и щёлочноземельные — металлы:



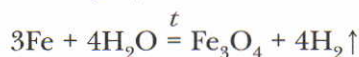
При нагревании в реакцию с водой вступают магний и цинк:



Алюминий будет взаимодействовать только после удаления с его поверхности оксидной плёнки:



Железо вступает в реакцию с водой только при температуре красного каления, образуя оксид металла:



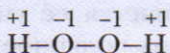
2. Вода взаимодействует с растворимыми кислотными оксидами с образованием соответствующих кислот:



3. Вода взаимодействует с оксидами щелочных и щёлочноземельных металлов с образованием растворимых или малорастворимых в воде оснований:



Пероксид водорода. Помимо воды, существует ещё одно кислородное соединение водорода. Это пероксид (или перекись) водорода. Состав вещества выражается формулой H_2O_2 . Структурная формула выглядит следующим образом:



В лаборатории обычно используют 3 %-й и 30 %-й (последний называется пергидролем) растворы пероксида водорода.

Пероксид водорода — очень непрочное химическое соединение. Оно способно разлагаться со взрывом. В результате реакции образуются вода и кислород:



Пероксид водорода — сильный окислитель. Он используется для отбеливания мехов и тканей; в сельском хозяйстве находит применение для протравливания семян с целью их дезинфекции. В медицине 3 %-й раствор пероксида водорода используют в качестве дезинфицирующего средства. В качестве сильного окислителя H_2O_2 применяют в ракетной технике.

Основные понятия

Строение молекулы воды • Химические свойства воды

Вопросы и задания

- 1. Как можно ускорить реакцию разложения пероксида водорода? Как называются вещества, ускоряющие протекание реакций?
- 2. Составьте сравнительную таблицу: состав и свойства кислородных соединений водорода. Обсудите её с товарищем.
- ★ 3. Примите участие в подготовке и защите проекта на тему «Проблема чистой воды в вашей местности». Проведите исследования проб воды из различных источников (под руководством учителя).

§54

Строение атомов галогенов.
Галогены — простые вещества

Назовите элементы, образующие семейство галогенов. Дайте характеристику семейству галогенов.

Галогены (от греч. *hals* — «соль» и *genes* — «рождающий»; буквально — «рождающие соль») — химические элементы главной подгруппы VII группы Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева: фтор — F, хлор — Cl, бром — Br, иод — I, астат — At.

Галогены — элементы, у которых наиболее ярко выражены свойства неметаллов. В свободном виде они в природе не встречаются. Наиболее распространённые минералы, в состав которых входят галогены: CaF_2 — флюорит (плавиковый шпат), NaCl — галит (каменная соль), $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ — сильвинит, $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — бишофит.

Бром и иод встречаются в виде соединений в природных водах. Морские водоросли ламинарии — источник получения иода. Астат — радиоактивный элемент.

Некоторые сведения о семействе галогенов вам уже знакомы.

Задание. Используя знания о галогенах, заполните таблицу. Результаты работы обсудите с товарищем.

Химический знак элемента	Порядковый номер	Номер периода	Строение атома

На внешнем энергетическом уровне у всех атомов галогенов по семь электронов. Этим объясняется сходство их свойств. Атомы галогенов легко присоединяют по одному электрону, проявляя в соединениях степень окисления -1 . Фтор — самый электроотрицательный элемент, так как обладает наименьшим атомным радиусом и сильнее притягивает к себе электрон. Однако галогены, за исключением фтора, могут проявлять и положительные степени окисления: $+1$, $+3$, $+5$, $+7$.

Галогены — простые вещества

Задание. Запишите формулы молекул галогенов. Определите вид химической связи в молекулах.

В свободном состоянии молекулы галогенов состоят из двух атомов. С некоторыми физическими свойствами простых веществ — галогенов вы уже знакомы. Ваши знания дополнит таблица 25.

Таблица 25. Физические свойства галогенов

Химическая формула	Агрегатное состояние (н. у.)	Цвет	Запах	Растворимость
F_2	Газ	Бледно-жёлтый	Резкий раздражающий	Не образует раствор, так как окисляет воду
Cl_2	Газ	Жёлто-зелёный	Резкий неприятный	Ограниченная
Br_2	Жидкость	Тёмно-красный	Резкий удушающий, пары токсичны	Ограниченная, хорошо растворяется в органических растворителях
I_2	Твёрдый, кристаллический	Чёрно-серый с металлическим блеском, пары фиолетового цвета	Пары токсичны	Ограниченная, хорошо растворяется в органических растворителях

Водные растворы галогенов называют соответственно хлорной, бромной и иодной водой.

Все галогены ядовиты! Физиологическое действие галогенов определяется сильными окислительными свойствами. Особенно опасен **фтор**. При вдыхании даже небольших количеств фтора развивается отёк лёгких, разрушается костная ткань.

Хлор также очень ядовит. Во время Первой мировой войны хлор применялся как боевое отравляющее вещество. Предельно допустимая концентрация свободного хлора в воздухе — не более 1 мг/м^3 . Отравление хлором вызывает лёгочные и бронхиальные заболевания.

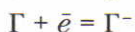
Вместе с тем хлорирование — один из способов очистки питьевой воды и обеззараживания сточных вод (степень их очистки достигает 99 %).

Пары **брома** вызывают удушье, головокружение, головную боль. При попадании брома на кожу образуются сильные ожоги.

Наименее ядовит из галогенов **иод**. Однако и с ним необходимо обращаться осторожно, так как вдыхание паров иода оказывает раздражающее действие на дыхательные пути, нервную систему. Однако свойства иода как антисептика широко используются в медицине и в быту.

Химические свойства галогенов

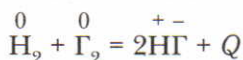
Галогены — сильные окислители. Атомы галогенов легко присоединяют один электрон, превращаясь в ион:



Окислительная способность галогенов увеличивается с уменьшением атомных радиусов. Наиболее сильно неметаллические свойства выражены у фтора. Он является самым электроотрицательным элементом. Галогены реагируют как с простыми, так и со сложными веществами.

1. Все галогены взаимодействуют с водородом. Продуктами реакций являются соединения галогенов с водородом — **галогеноводороды**: фтороводород, хлороводород, бромоводород, иодоводород. Все реакции экзотермические (рис. 88).

Общий вид уравнения:



Галогеноводороды хорошо растворяются в воде, образуя кислоты: HF — фтороводородная (плавиковая) кислота, HCl — хлороводородная (соляная) кислота, HBr — бромоводородная кислота, HI — иодоводородная кислота.

2. Галогены активно реагируют с металлами, образуя соли — **галогениды**: фториды, хлориды, бромиды, иодиды.

При повышенной температуре хлор реагирует с медью, железом и некоторыми другими металлами (рис. 89, 90). Металлы в этом случае проявляют высшую степень окисления:

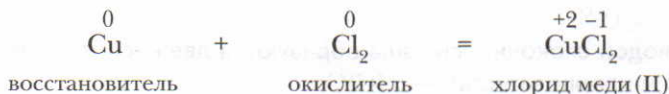


Рис. 88. Горение водорода в атмосфере хлора

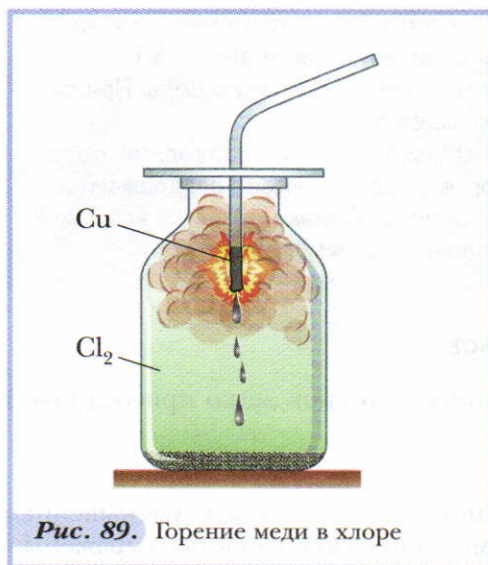


Рис. 89. Горение меди в хлоре

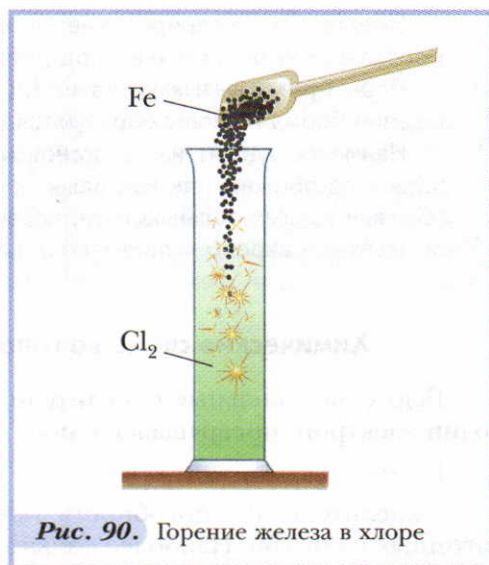
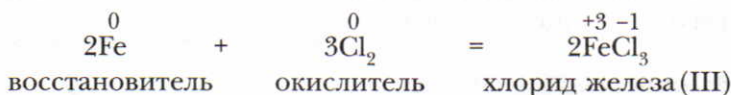
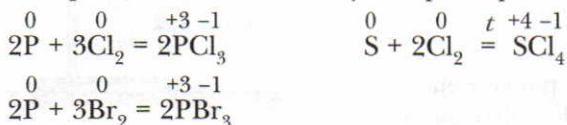


Рис. 90. Горение железа в хлоре



При отсутствии влаги хлор практически не действует на железо, поэтому хлор хранится в стальных баллонах (вода является катализатором этой реакции).

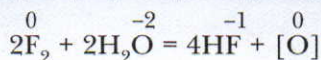
3. Большинство неметаллов непосредственно взаимодействуют с галогенами, образуя фториды, хлориды, бромиды, иодиды. Так, с хлором, бромом энергично взаимодействуют предварительно нагретые сера и фосфор:



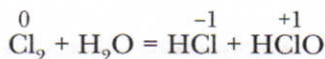
4. Галогены взаимодействуют со сложными веществами (водой, сероводородом). Причём активность галогенов в подгруппе убывает.

Окислительные свойства галогенов проявляются и при взаимодействии с водой.

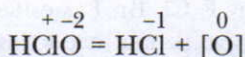
Особенно бурно, с выделением большого количества теплоты, реагирует с водой фтор. Пары воды горят во фторе:



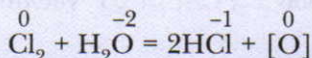
Хлор реагирует с водой спокойно: сначала образуются две кислоты: хлороводородная — HCl и хлорноватистая — HClO :



Затем происходит разложение хлорноватистой кислоты:



Суммарное уравнение:



Образование атомарного кислорода объясняет окислительные действия хлорной воды (раствор хлора в воде). Хлорная вода обладает дезинфицирующими и отбеливающими свойствами.

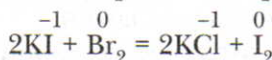
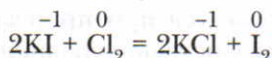
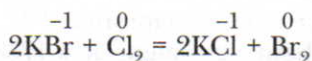
Соединения хлора обладают отбеливающими свойствами. Убедимся в этом на опыте.



1. В пробирку со свежеприготовленной хлорной водой опустите синюю лакмусовую бумажку и предварительно окрашенную фиолетовыми чернилами хлопчатобумажную тряпочку. Наблюдайте, что произойдёт. Сделайте вывод.

С развитием промышленности, с ростом городов и неизбежным в связи с этим загрязнением водоёмов возникла проблема обеззараживания питьевой воды и нейтрализации стоков. Жидкий хлор стал универсальным средством защиты людей от эпидемий, различных заболеваний и отравлений. Применяемый в небольших дозах хлор убивает болезнетворные, быстроразмножающиеся бактерии, микробы, вирусы, нейтрализует ядовитые примеси в воде, не причиняя вреда человеку.

5. *Вытеснение галогенами друг друга из растворов их солей.* Более активный галоген вытесняет менее активный:



2. Прилейте к растворам бромида и иодида калия хлорную воду, а к раствору иодида калия — бромную воду. Что наблюдаете? Как обнаруживаются свободный бром и иод?

Выводы

1. Свойства галогенов обусловлены составом и строением:
 - а) химическая активность галогенов в ряду F, Cl, Br, I уменьшается, так как увеличивается атомный радиус и, как следствие, ослабевает связь валентных электронов с ядром атома;
 - б) химическая активность ионов в ряду F^- , Cl^- , Br^- , I^- увеличивается;
 - в) галогены — сильные окислители.
2. Все реакции, в которые вступают галогены, — окислительно-восстановительные.

Основные понятия

Галогены • Галогениды • Галогеноводороды

Вопросы и задания

1. Напишите химические формулы веществ: фтора, фтороводорода, фторида калия. Определите: а) вид химической связи; б) тип кристаллической решётки; в) физические свойства.
2. В чём сходство и различия в строении атомов галогенов?
3. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях: Cl_2O ; $HClO$; Cl_2O_7 ; $HClO_4$; $KClO_3$; F_2O ; HBr ; I_2 ; Na_5IO_6 . Объясните причину многообразия степени окисления у хлора, брома и йода.
4. Каким образом в растворе иодида калия можно обнаружить присутствие свободного йода?
5. В лаборатории хлор получают взаимодействием концентрированной соляной кислоты и оксида марганца (IV):
$$HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$$
Расставьте коэффициенты в уравнении этой реакции, укажите окислитель и восстановитель и рассчитайте объём выделившегося хлора при вступлении в реакцию 3 моль оксида марганца (IV).
6. Для отбеливания тканей и бумаги К. Бертолле впервые в 1788 г. применил «жавелевую воду», которая образуется при пропускании хлора через холодный раствор щёлочи. Составьте уравнение этой реакции. За основу возьмите реакцию хлора с водой.
7. $Ca(ClO)_2$ — гипохлорид кальция — входит в состав хлорной извести, используемой в качестве дезинфицирующего средства. Эту соль получают взаимодействием хлора с гидроксидом кальция. Запишите уравнение химической реакции.
8. Составьте схему применения хлора. Обсудите её с товарищем.



Запишите молекулярную и электронную формулы хлороводорода.
Определите степень окисления хлора в этом соединении.
Определите вид химической связи в молекуле хлороводорода.

Хлороводород

Среди галогеноводородов особое значение имеет хлороводород.

Получение хлороводорода. В лаборатории хлороводород можно получить нагреванием твёрдого хлорида натрия с концентрированной серной кислотой:

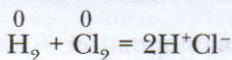


Реакция хорошо идёт и без нагревания, но при необходимости сосуд с реакционной смесью можно слегка нагреть, выделение хлороводорода будет интенсивным. Из-за большой растворимости хлороводорода в воде необходимо соблюдать технику безопасности (рис. 91)!

1. Чтобы предупредить попадание хлороводорода в воздух, пробирку с водой необходимо прикрыть ватой, слегка смоченной водой.

2. Вследствие большой растворимости хлороводорода газоотводная трубка не должна быть погружена в воду. Иначе вода может втянуться в пробирку, где находится концентрированная серная кислота.

В промышленности хлороводород получают синтетическим путём, прямым соединением хлора с водородом:



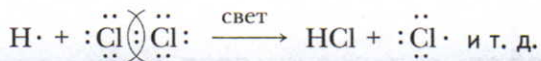
Интересен механизм взаимодействия хлора с водородом. Под действием яркого света происходит разрыв ковалентной неполярной связи в молекуле хлора:



В результате образуются атомы хлора с одним неспаренным электроном (радикалы хлора). Они очень активны и реагируют с молекулой водорода:



Образуются атомы водорода с неспаренным электроном (радикалы водорода). Они, в свою очередь, действуют на молекулу хлора:



Такие реакции называются цепными. Механизм этих реакций изучил академик Н.Н. Семёнов. По цепному механизму происходят реакции горения, взрывы.



Рис. 91. Получение хлороводорода в лаборатории

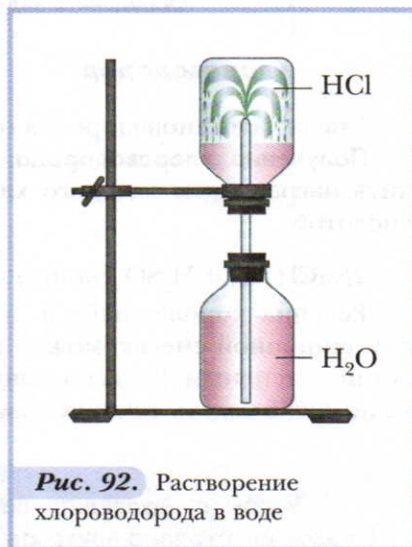


Рис. 92. Растворение хлороводорода в воде

Физические свойства хлороводорода. Хлороводород — бесцветный газ, немного тяжелее воздуха, с резким запахом, дымит во влажном воздухе. Хлороводород относится к числу наиболее растворимых в воде газообразных веществ. В 1 л воды при комнатной температуре может раствориться до 500 л хлороводорода (рис. 92).

Раствор хлороводорода в воде называют хлороводородной (соляной) кислотой. Основное применение хлороводорода — получение соляной кислоты.

Хлороводородная (соляная) кислота и её соли

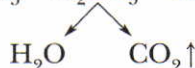
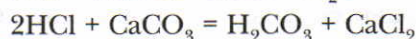
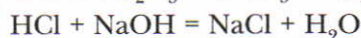
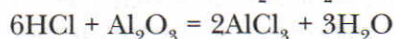
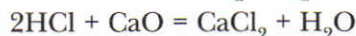
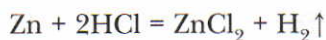
Физические свойства. Концентрированная соляная кислота — бесцветный раствор, дымит во влажном воздухе, с резким запахом хлороводорода. Можно получить 40 %-й раствор соляной кислоты.

Химические свойства. Хлороводородная кислота имеет ряд свойств, характерных для большинства кислот.

К таким свойствам относятся:

- 1) изменение окраски индикаторов (лакмуса, метилоранжа) на красный;

2) взаимодействие с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с основными и амфотерными оксидами, с основаниями, с солями слабых кислот:



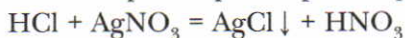
В этих реакциях получают соли соляной кислоты — *хлориды* и другие продукты.

Особенное свойство соляной кислоты — реакция с раствором нитрата серебра. Используя эту реакцию, соляную кислоту можно отличить от других кислот.

Проведем лабораторные опыты.



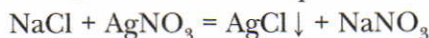
1. К небольшому объёму соляной кислоты в пробирке прилейте немного раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?



Белый творожистый осадок (AgCl) не растворяется в азотной кислоте.

Соли соляной кислоты называются **хлоридами**. Они все растворимы в воде, за исключением хлорида серебра и хлорида свинца (II).

Если добавить к раствору хлорида раствор нитрата серебра, то выпадет такой же творожистый белый осадок:



Нитрат серебра (или азотнокислое серебро) служит реактивом на соляную кислоту и её соли. Эта реакция называется **качественной реакцией**. С помощью этой качественной реакции распознают соляную кислоту и её соли.



2. В двух пробирках находятся растворы хлорида натрия и карбоната натрия. Добавьте в эти пробирки раствор нитрата серебра. Что наблюдаете? В какой пробирке находится хлорид? Запишите уравнения химических реакций.

Применение соляной кислоты. Соляную кислоту используют в разных областях народного хозяйства. В большом количестве её расходуют при травлении стали, перед покрытием стальных изделий слоем защитного металла (лужение, никелирование, хромирование). Перед этими процессами необ-

ходимо удалить плёнку оксидов с поверхности изделия. Недостаток этой операции заключается в том, что кислота реагирует не только с оксидом железа, но и с самим металлом. Чтобы избежать реакции кислоты с металлом, в кислоту добавляют специальные вещества, замедляющие нежелательную реакцию, — *ингибиторы*.

Соляную кислоту используют в производстве лекарств, красителей, ядохимикатов, пластмасс и других полимеров, а также для получения в лаборатории хлора и некоторых хлоридов.

Раствор соляной кислоты (0,5 %) назначают больным с пониженной кислотностью желудочного сока.

Основные понятия

Свойства хлороводорода • Качественная реакция на соляную кислоту и её соли • Ингибитор

Вопросы и задания

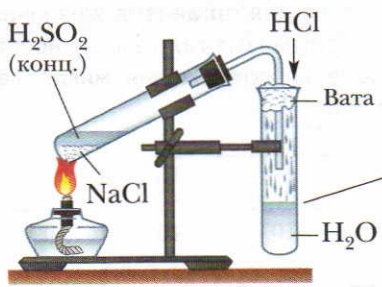
1. Почему при получении соляной кислоты в лаборатории важно, чтобы конец газоотводной трубки не касался поверхности воды?
2. Почему для получения хлороводорода в лаборатории используют кристаллический хлорид натрия (поваренную соль) и концентрированную серную кислоту?
3. В начале XIX в. при производстве сульфата натрия использовали концентрированную серную кислоту и поваренную соль. Растительность вокруг таких заводов гибла, металлические конструкции портились. Объясните происходящие явления и предложите способы улавливания газообразного продукта.
4. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить ряд превращений:
 - а) $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{свет}} \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{AgCl}$
 - б) $\text{HBr} \rightarrow \text{KBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{AlBr}_3$
 - в) $\text{CaF}_2 \rightarrow \text{HF} \rightarrow \text{NaF}$
5. Определите объём образовавшегося хлороводорода при взрыве смеси, состоящей из 4 мл хлора и достаточного количества водорода.
6. Какой объём газа (н. у.) выделится при взаимодействии 1,12 г железа с соляной кислотой?
7. С какими из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: Zn , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, Al_2O_3 , H_2O , NaOH , Ag ? Напишите уравнения осуществимых реакций.

Получение соляной кислоты и опыты с ней.

Решение экспериментальных задач по теме «Галогены»

Цель работы: получить соляную кислоту, изучить её свойства, научиться отличать соляную кислоту и её соли от других кислот и их солей.

Схема проведения практической работы

Получение хлороводорода и растворение его в воде	Химические свойства соляной кислоты	Распознавание кислоты и её солей
	<p>HCl (p-p)</p> <ul style="list-style-type: none"> → + индикатор → → + Zn → → + Cu → → + CuO \xrightarrow{t} → + NaOH 	<p>+ AgNO₃ →</p> <p>HCl (p-p)</p> <p>+ AgNO₃ →</p> <p>NaCl (p-p)</p> <p>+ AgNO₃ →</p> <p>MgCl₂ (p-p)</p>
<p>Внимание! H₂SO₄ — концентрированная. Следите, чтобы серную кислоту не перебросило в пробирку-приёмник с водой, а также чтобы конец газоотводной трубки находился примерно на расстоянии 0,5–1 см от поверхности воды</p>		<p>Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в азотной кислоте</p>

Ход работы

1. Рассмотрите схему проведения практической работы, определите последовательность своих действий, приготовьте необходимые реактивы и оборудование.

2. Выполните опыты. Сделайте выводы: со всеми ли металлами реагирует соляная кислота? Что является реактивом на хлорид-ион?
3. Выполните по вариантам следующие задания:
 - а) проверьте, имеется ли примесь хлорида натрия в нитрате натрия;
 - б) обнаружьте примесь иодида калия в хлориде калия;
 - в) докажите опытным путём, что выданное вещество — бромид, хлорид, иодид.
4. В тетради оформите отчёт о практической работе в форме таблицы. Сделайте выводы.

Биологическая роль галогенов (дополнительный материал к главе 12)

Галогены входят в состав организмов человека и животных, выполняя различные биохимические функции. Они являются для организма жизненно важными элементами. По содержанию в живом организме галогены относятся к микроэлементам. Незначительные отклонения содержания микроэлементов от нормы вызывают тяжёлые заболевания.

Ионы галогенов	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
Содержание галогенов в организме человека, %	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻⁴	10 ⁻⁶

Фтор. Биологическая роль фтора многообразна. В организме человека фтор содержится в волосах, ногтях, костях, зубной эмали. Установлено, что в состав зубной ткани входит до 0,02 % фтора, который поступает в организм с питьевой водой.

Хорошая питьевая вода должна содержать около 2 мг фтора в литре. Недостаточное содержание фтора в питьевой воде вызывает разрушение зубов — кариес. Поэтому во многих местах, где содержание фтора ниже нормы, проводят искусственное фторирование воды, используют специальные зубные пасты.

Повышенное содержание фтора (выше 1,2 мг/л) ведёт к флюорозу, который выражается в появлении на зубах коричневых пятен, а в дальнейшем — к разрушению зубов.

Хлор. Основным источником поступления хлора в организм является поваренная соль (NaCl), поступающая с пищей. Ежедневная потребность взрослого человека в хлориде натрия — 4–8 г. Ионы хлора активизируют ферменты, создают благоприятную среду для действия ферментов желудочного сока. В состав желудочного сока входят хлорид-ионы в виде соляной кислоты

(0,3 %). Для выработки соляной кислоты в желудке необходим хлорид натрия. Хлорид натрия — основа физиологического раствора, в среде которого проводятся все ферментативные реакции с биологически активными веществами. Например, из венозной крови в желудок поступает CO_2 . Происходит ферментативная реакция:



Понижение концентрации соляной кислоты в желудке приводит к гастриту.

Бром в организме человека содержится в крови, почках, печени, но больше всего в мозге. Бром регулирует нервную деятельность, усиливает процессы торможения в коре головного мозга. Бромиды — соли бромоводородной кислоты — обладают успокаивающим и противосудорожным действием, применяются при неврастении, неврозах, повышенной раздражимости, бессоннице.

Иод в организме человека сосредоточен главным образом в щитовидной железе и участвует в образовании её гормонов. Снижение содержания иода в щитовидной железе приводит к тяжёлому заболеванию — эндемическому зобу, которое сопровождается нарушением обмена веществ. Для предотвращения заболевания следует употреблять йодированную поваренную соль.

Ответы к задачам

Глава 1

§ 10 № 7 SO_2

§ 11 № 3 CH_4

§ 15 № 4 10 моль H_2O ; 1,1 моль CuO

§ 16 № 2 4 моль Ag
№ 6 одинаковое
№ 7 одинаковое

Глава 2

§ 19 № 5 2 моль O_2
№ 8 5,6 г

§ 20 № 6 106,5 г P_2O_5
№ 8 37,5 г Al_2S_3

Глава 4

§ 23 № 6 $\approx 17\%$

§ 25 № 3 а) 30 г KBr ; 170 мл воды

Глава 5

§ 26 № 5 0,3 г; 33,6 л водорода
№ 6 а) 2,24 л SO_2
б) 44,8 л SO_2 ; 2,24 л SO_2 ; 11,2 л SO_2

§ 28 № 2 а) 164,6 г KClO_3
б) 868 г HgO
в) 632 г KMnO_4

§ 29 № 3 20 160 л O_2

Глава 6

§ 36 № 8 112 л CO_2

§ 37 № 7 9,8 г $\text{Cu}(\text{OH})_2$

§ 38 № 7 292 г соляной кислоты

Глава 8

- § 43 № 8 109,5 г соляной кислоты
№ 9 6 % NaOH

Глава 9

- § 48 № 7 245 г раствора H_2SO_4

Глава 10

- § 50 № 6 11,65 г BaSO_4
№ 7 0,5 моль $\text{Fe}(\text{OH})_3$
§ 51 № 6 0,002 моль AgNO_3
№ 7 0,4 моль H_3PO_4

Глава 12

- § 55 № 6 0,448 л водорода

Предметный указатель

Агрегатное состояние 23
Амфотерность 157
Анализ 85
Анионы 195
Атом 27, 30, 166
Атомная единица массы (а. е. м.) 41
Атомно-молекулярное учение 38

Бинарные соединения 55

Валентность 56, 191
 переменная 56, 57
 постоянная 56, 57
Валентные электроны 191
Вещества 5
Внешний электронный слой 171
Восстановитель 210
Восстановление 209

Галогены 233
Генетические ряды 152
Гидроксиды 136
Гидроксогруппы 137
Графическая формула 56
Группа 49, 181

Диполь 193

Завершённый электронный слой 171

Закон

 Авогадро 111
 объёмных отношений 110
 периодический 48, 178
 постоянства состава 37
 сохранения массы и энергии 73
Заряд ядра 166, 172

Идентификация вещества 96
Изотопы 29, 167
Ингибиторы 240
Индекс 37, 78

Индикаторы 86, 139
Инертные газы (благородные газы) 116
Ионы 195

Катализаторы 122
Каталитические реакции 122
Катионы 195
Качественная реакция 239
Качественный состав 35
Кислоты

 бескислородные 141
 кислородсодержащие 141

Количественный состав 35
Количество вещества 64
Коэффициент растворимости 76, 102
Кривые растворимости 102
Кристаллизация 94
Кристаллическая решётка 203
 атомная 204
 ионная 204
 молекулярная 203
Кристаллы 202

Лабораторный штатив 14

Масса атома 41
Массовая доля растворённого вещества 105
Массовая доля элемента 43
Материалы 108
Металлы 31
Металлы самородные 7
Метод 84
Метод электронного баланса 213
Молекула 27, 30
Молярная масса 66
Молярный объём газа 111
Моль 63

Наблюдение 85
Научные понятия 16
Нейтроны 165
Неметаллы 34
Нерастворимые основания 137, 156
Неспаренные электроны 189

- Оксиды 127
 - амфотерные 135
 - кислотные 134
 - основные 134
- Окисление 209
- Окислитель 210
- Окислительно-восстановительные реакции 210
- Описание 85
- Основания 137
- Относительная атомная масса (A_r) 42
- Относительная молекулярная масса (M_r) 43
- Относительная плотность газов 117
- Перегонка 94
- Период 49, 181
- Периодичность 177
- Плотность 23
- Подгруппа 49
 - главная 49, 182
 - побочная 49, 182
- Порядковый номер элемента 49, 166, 172
- Постоянная Авогадро 63
- Правило чётности-нечётности 58
- Предмет химии 6
- Признаки химических реакций 21
- Продукты 108
- Простые вещества 31
- Протон 165, 221
- Радиоактивность 164
- Раствор 100
 - насыщенный 101
 - ненасыщенный 101
 - пересыщенный 101
- Растворимость 101
- Растворимые основания 137
- Реакции 21
 - замещения 82
 - нейтрализации 151
 - обмена 82
 - окисления 127
 - присоединения 82
 - разложения 82
 - цепные 238
- Ряд активности металлов 150

Свойства веществ 5
Синтез 85
Система химических элементов 47,
Сложные вещества 31
Смеси 92
 гетерогенные 93
 гомогенные 93
Соли 142
Спиртовка 13
Сродство к электрону 184
Степень окисления 198
Строение пламени 14
Сублимация (возгонка) 95, 99
Сырьё 108

Теория 17
Тепловой эффект 71
Термическое разложение 120
Термохимическое уравнение 71
Техносфера 108
Триады элементов 50

Физические явления 20
Фильтр 98
Фильтрование 98

Хлориды 239
Химическая связь 188
 ионная 195
 ковалентная 191
 ковалентная неполярная 192
 ковалентная полярная 193
Химическая технология 107
 формула 35, 46
Химические реакции 21
 соединения 31, 172
Химический знак 28
 элемент 27, 166
 язык 89
Химическое уравнение 76
Химия 5
Хроматография 95

Чистые вещества 92

Щёлочи 137

Экзотермическая реакция 70

Эксперимент 85

Электронный слой 170

Электроны 165

Электроотрицательность 185

Эндотермическая реакция 71

Энергетический уровень 170

Энергия ионизации 184

Ядро атома 164

Язык химии 46

Оглавление

Предисловие	3
Введение	5
§ 1. Предмет и задачи химии	5
Когда и как возникла химическая наука (дополнительный материал к § 1)	7
Практическая работа 1. Приёмы обращения с лабораторным оборудованием. Строение пламени	12
§ 2. О понятиях и теориях химии	16
 Раздел I. Вещества и химические явления с позиций атомно-молекулярного учения	
Глава 1. Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения	19
§ 3. Понятие «вещество» в физике и химии. Физические и химические явления	19
§ 4. Описание физических свойств веществ	23
§ 5. Атомы. Молекулы. Химические элементы	27
§ 6. Формы существования химических элементов. Простые и сложные вещества. Вещества молекулярного и немолекулярного строения	31
§ 7. Состав веществ. Закон постоянства состава. Химические формулы	35
§ 8. Атомно-молекулярное учение в химии	38
§ 9. Масса атома. Атомная единица массы. Относительная атомная масса элемента	40
§ 10. Относительная молекулярная масса веществ. Массовые доли элементов в соединениях	43
§ 11. Что показывают химический знак и химическая формула	46
§ 12. Система химических элементов Д.И. Менделеева	47
Классификации химических элементов и открытие периодического закона (дополнительный материал к § 12)	50
§ 13. Валентность химических элементов. Определение валентности в бинарных соединениях	55
§ 14. Составление формул по валентности	60
§ 15. Количество вещества. Моль — единица количества вещества	63
§ 16. Молярная масса	66

Глава 2. Химические реакции. Законы сохранения массы и энергии	69
§ 17. Сущность, признаки и условия протекания химических реакций. Тепловой эффект химической реакции	69
§ 18. Законы сохранения массы и энергии	73
§ 19. Составление уравнений химических реакций. Расчёты по химическим уравнениям	76
§ 20. Типы химических реакций	80
Глава 3. Методы химии	84
§ 21. Методы науки химии	84
Химия — точная наука (дополнительный материал к § 21)	88
§ 22. Химический язык как средство и метод познания химии	89
Глава 4. Вещества в окружающей нас природе и в технике	92
§ 23. Чистые вещества и смеси	92
Природные смеси — источник получения чистых веществ (дополнительный материал к § 23)	97
Практическая работа 2. Очистка веществ	98
§ 24. Растворы. Растворимость веществ	100
Практическая работа 3. Растворимость веществ	103
§ 25. Массовая доля растворённого вещества	105
Практическая работа 4. Приготовление раствора заданной концентрации	107
Получение веществ с заданными свойствами. Химическая технология. Техносфера (дополнительный материал к главе 4)	107
Глава 5. Понятие о газах. Воздух. Кислород. Горение	109
§ 26. Законы Гей-Люссака и Авогадро	109
§ 27. Воздух — смесь газов. Относительная плотность газов	115
§ 28. Кислород — химический элемент и простое вещество. Получение кислорода в лаборатории	119
История открытия кислорода (дополнительный материал к § 28)	124
§ 29. Химические свойства и применение кислорода	126
Практическая работа 5. Получение кислорода и изучение его свойств	129
Процессы горения и медленного окисления (дополнительный материал к § 29)	130

Глава 6. Основные классы неорганических соединений	132
§ 30. Оксиды	132
§ 31. Основания — гидроксиды основных оксидов	136
§ 32. Кислоты	139
§ 33. Соли: состав и номенклатура	142
§ 34. Химические свойства оксидов	145
§ 35. Химические свойства кислот	149
§ 36. Щёлочи, их свойства и способы получения	152
§ 37. Нерастворимые основания, их получение и свойства. Амфотерность	156
§ 38. Химические свойства солей. Генетическая связь неорганических соединений	159
<i>Практическая работа 6. Исследование свойств оксидов, кислот, оснований</i>	162

Раздел II. Химические элементы, вещества и химические реакции в свете электронной теории

Глава 7. Строение атома	163
§ 39. Состав и важнейшие характеристики атома. Изотопы. Химические элементы	163
§ 40. Строение электронных оболочек атомов	169
Глава 8. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева	172
§ 41. Периодические изменения свойств химических элементов. Современная трактовка периодического закона	172
§ 42. Периодическая система в свете теории строения атома	179
§ 43. Характеристика химического элемента и его свойств на основе положения в периодической системе Д.И. Менделеева и теории строения атома	183
Глава 9. Строение вещества	188
§ 44. Ковалентная связь атомов при образовании молекул простых веществ	188
§ 45. Виды ковалентной связи и её свойства	191
§ 46. Ионная связь и её свойства	194
§ 47. Степень окисления	198
§ 48. Кристаллическое состояние веществ	201
Химическая организация веществ и её уровни (дополнительный материал к главе 9)	206

Глава 10. Химические реакции в свете электронной теории	209
§ 49. Окислительно-восстановительные реакции	209
§ 50. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций	212
§ 51. Сущность и классификация химических реакций в свете электронной теории	214
Глава 11. Водород — рождающий воду и энергию	218
§ 52. Водород — химический элемент и простое вещество	218
Химический элемент водород в космосе и на Земле <i>(дополнительный материал к § 52)</i>	223
<i>Практическая работа 7. Получение водорода</i> и изучение его свойств	224
Применение водорода <i>(дополнительный материал к главе 11)</i>	225
§ 53. Вода — оксид водорода. Пероксид водорода	227
Глава 12. Галогены	231
§ 54. Строение атомов галогенов. Галогены — простые вещества	231
§ 55. Хлороводород, соляная кислота и их свойства	237
<i>Практическая работа 8. Получение соляной кислоты</i> и опыты с ней. Решение экспериментальных задач по теме «Галогены»	241
Биологическая роль галогенов <i>(дополнительный материал к главе 12)</i>	242
Ответы к задачам	244
Предметный указатель	246

Учебное издание

Кузнецова Нинель Евгеньевна

Титова Ирина Михайловна

Гара Наталья Николаевна

Химия

8 класс

Учебник для учащихся
общеобразовательных учреждений

Издание четвёртое, переработанное

Редактор *О.М. Нечаева, Н.Ю. Никонюк*

Внешнее оформление *В.А. Андрианова, Е.В. Согановой*

Макет *Т.В. Студеникиной*

Художники *Л.Я. Александрова, Т.В. Студеникина*

Художественный редактор *Т.В. Студеникина*

Обработка иллюстраций *Л.В. Аникиной*

Компьютерная вёрстка *Н.П. Горловой*

Технический редактор *Л.В. Коновалова*

Корректоры *О.Ч. Кохановская, А.С. Цибулина*

Подписано в печать 14.06.12. Формат 70×90/16
Гарнитура NewBaskervilleC. Печать офсетная
Бумага офсетная № 1. Печ. л. 16,0
Тираж 10 000 экз. Заказ № 648.

ООО Издательский центр «Вентана-Граф»
127422, Москва, ул. Тимирязевская, д. 1, корп. 3
Тел./факс: (495) 611-15-74, 611-21-56
E-mail: info@vgf.ru, <http://www.vgf.ru>

Отпечатано в ОАО «ПИК „Офсет“»
660075, г. Красноярск, ул. Республики, 51
Тел.: (391) 211-76-20. E-mail: marketing@pic-ofset.ru