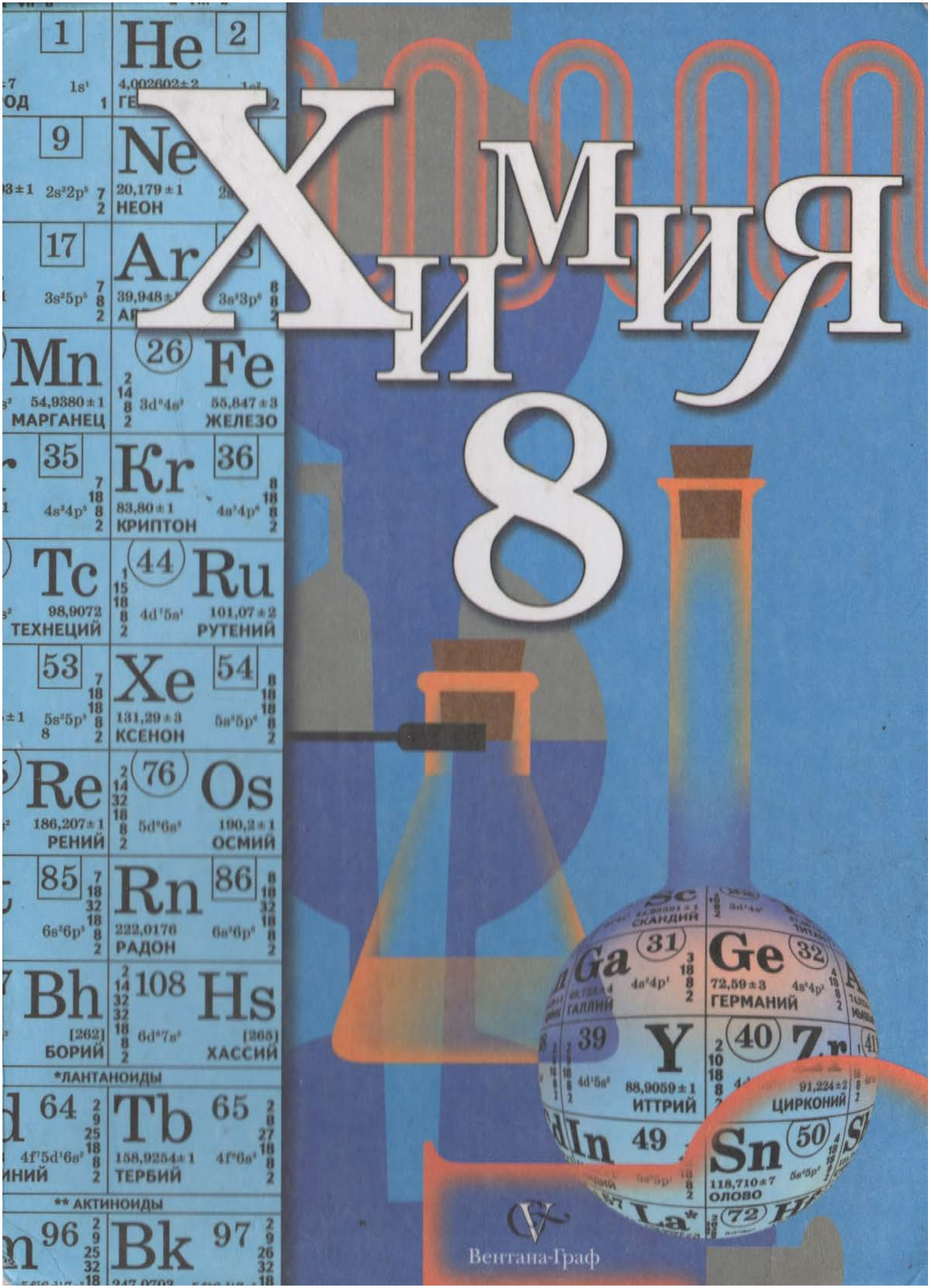
Химия

8



Вентана-Граф

Предисловие

Дорогие друзья!

Вы приступаете к освоению нового учебного предмета, знакомство с которым поможет вам понять важные для каждого человека вещи. Изучение химии познакомит вас с многими природными, а также искусственными веществами и материалами, созданными учеными и позволяющими делать нашу повседневную жизнь более удобной и комфортной. Вы познакомитесь также с некоторыми важнейшими явлениями, происходящими с этими веществами и материалами.

Самые привычные изменения веществ, происходящие в окружающей нас жизни, имеют очень сложную природу. Поэтому для понимания их сути придется изучить немалое количество понятий 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 ученые 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 создается научное знание, какой трудный и тернистый путь проходят ученые, создающие науку.

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

Но этот прекрасный и хрупкий мир уже очень сильно пострадал от того, что человек неумело использовал природные ресурсы. Химия — именно та наука, развитие которой может создать технологии очистки, спасения и дальнейшей защиты окружающей среды. Такое направление развития науки носит название «зеленая химия». Именно этому направлению отводится важнейшая роль в решении проблем так называемого устойчивого развития человеческого общества — развития, которое позволяет улучшать качество жизни людей современного поколения, не подрывая при этом основы жизни людей буду-

щих 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 написано обычным шрифтом, предназначено для обязательного изучения, а информация для углубленного изучения выделена иным шрифтом, чем основной текст. 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 даны несколько вопросов, подсказывающих направление дальнейшего изучения материала. В конце каждого параграфа указаны важнейшие понятия, рассмотренные в данном тексте. Для самопроверки текста 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, придется немного подумать, но очень сложными назвать их нельзя. Кружками помечены упражнения более сложные. С ними должны справляться все, кто претендует на пятерку и твердую четверку. Звездочкой обозначены творческие задания, которые, мы думаем, будут интересны всем! Мы надеемся на то, что вас заинтересуют проблемные вопросы, встречающиеся в текстах параграфов, и еще больше – на то, что изучение химии вызовет у вас желание видеть в окружающем мире химические проблемы, знакомиться с ними, а возможно, и пытаться их решать!

Успеха вам! Дорогу осилит идущий!

Авторы

Введение

§ 1. Предмет и задачи химии

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

Всё бесконечное разнообразие твердых, 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 живем, обусловлено существованием в природе **различных веществ.**

Гранитный утес, 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.

В принципе, человеку для жизни нужно не так уж много: кислород (воздух), вода, пища, элементарная одежда и жилье. Однако человек, осваивая окружающий его мир, приобретая все новые знания о нем, 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, жилье и т. п. К решению всех этих и множества других задач причастны и химики, потому что **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. Например, сегодня нам трудно представить свою жизнь без изделий из пластмасс. Однако все пластмассы относительно молоды. Человек широко использует их всего лишь около шести-семи десятилетий.

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

Бурное развитие техники постоянно требует от химиков создания все 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 серьезных проблем. На первом месте среди них стоит проблема защиты окружающей среды.

Свой вклад в разрушение окружающей среды вносят бурно развивающиеся транспорт, промышленность, работа многочисленных электростанций и т. д. Для существующих и строящихся во всем мире производств постоянно не хватает электроэнергии. И хотя ее производят в огромных количествах, люди всё еще предпочитают не экономить производимое, а строить новые станции. Страшный вред наносят не только ядовитые вещества, которые попадают в атмосферу, почву, воду рек, озер и морей в составе производственных выбросов и при различных авариях. Любое вещество способно вступать во взаимодействие со множеством других, образуя при этом новые вещества. Поэтому нередко просто невозможно предсказать, как поведет 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 гниет. 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 свое 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. Физическое тело • Вещество • Природные и синтетические вещества и материалы • Предмет и задачи химии

Вопросы и задания

❑ **1.** В чем различие задач, которые стояли перед химией в начале XIX и в конце XX вв.?

❑ **2.** Назовите природные и созданные химиками вещества, которые используются в изготовлении легковых автомобилей.

○ **3.** Какие синтетические материалы вам известны? Где их применяют и на каких свойствах основано применение?

○ **4.** Всегда ли достижения химической науки используются правильно?

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 еще 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 ремесел и искусств. Прикладные знания о веществах, их свойствах и способах обработки позволяли человеку удовлетворять потребности в различных вещах, поэтому интерес возник на заре цивилизации.

Первые технические достижения — лук (создан 15 тыс. лет назад), примитивные формы обжига гончарных изделий, приемы обработки и использования каменных орудий — использовались еще 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 рис. 1 показаны этапы знакомства человечества с различными металлами.

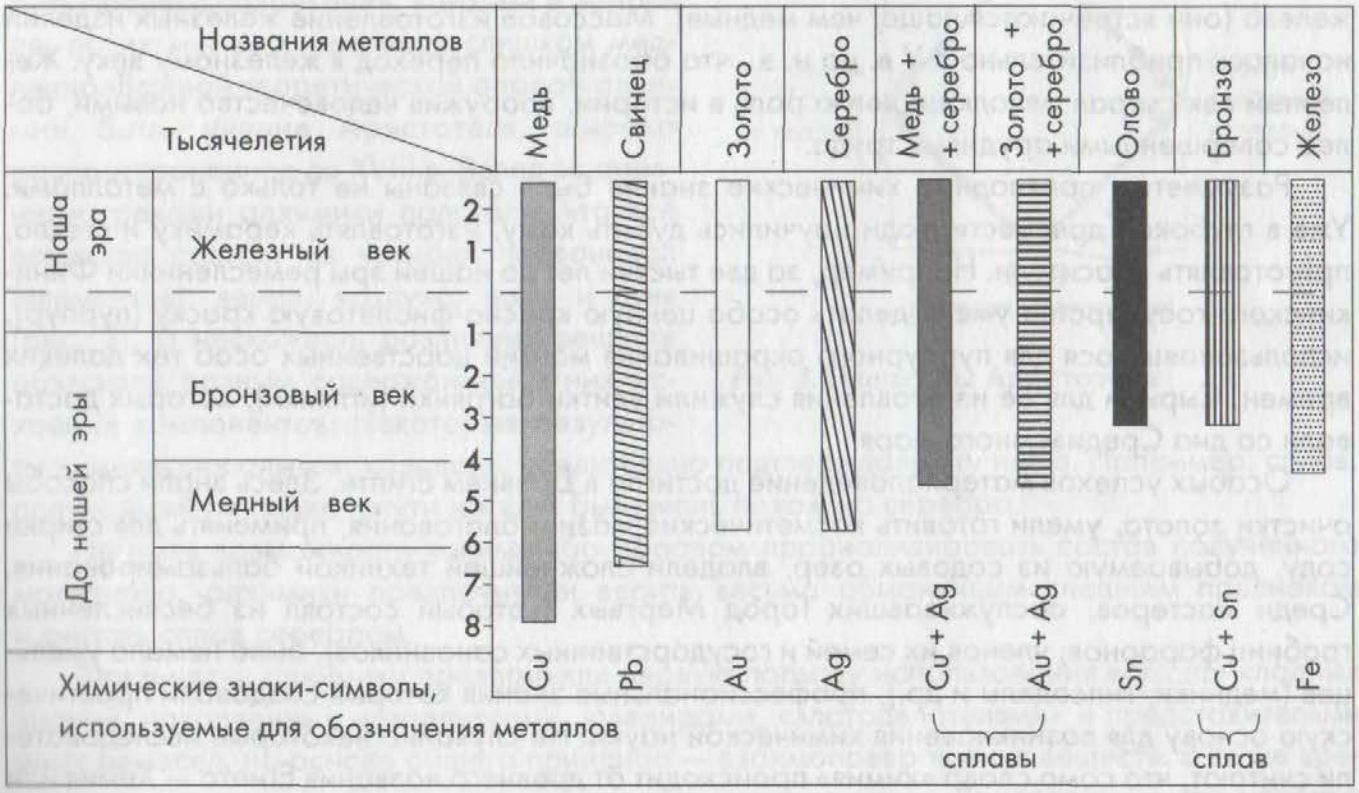


Рис. 1. Примерное время освоения металлов и сплавов человеком

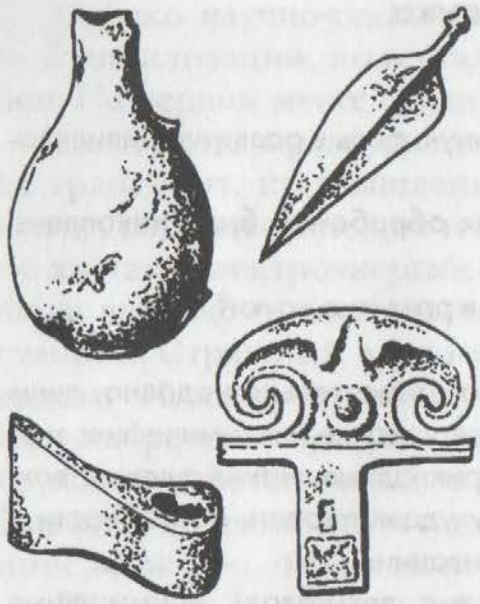


Рис. 2. Древние изделия из меди и бронзы

Первыми металлами, 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 VI–V тысячелетиях до н. э. Но расцвет медного века наступил начиная с IV тысячелетия до н. э., когда человек научился выплавлять медь из руд и стал широко использовать ее в домашнем обиходе для изготовления орудий труда и оружия (рис. 2).

Термическая обработка руд в конце IV тысячелетия 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, температуру плавления, большую твердость, а также обладает свойствами, необходимыми для литейного производства.

Мелкие изделия из метеоритного железа встречаются в первой половине III тысячелетия до н. э. В ту эпоху оно считалось почти драгоценным металлом. Однако искусство металлургии постоянно развивалось и совершенствовалось. Уже в начале I 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, изготовлять керамику и стекло, приготовлять красители. Например, за две тысячи лет до нашей эры ремесленники Финикийского государства умели делать особо ценную красно-фиолетовую краску (пурпур), использовавшуюся для пурпурного окрашивания мантий царственных особ тех далеких времен. Сырьем для ее изготовления служили улитки-багрянки (иглянки), 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 озер, владели сложнейшей техникой бальзамирования. Среди мастеров, обслуживавших Город Мертвых (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 (греч. chemia), что означает «страна черного ила (черной земли)». Согласно другим гипотезам название науки связано с названиями различных операций, проводимых при

работе с веществами: ***химейя*** — «наливание», «настаивание»; ***химевсис*** — «смешивание»; ***хюма*** — «литье». Есть предположение, что термин «химия» восходит к древнекитайскому ***ким***, что означает «золото».

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

Итак, в древности химические знания развивались и накапливались параллельно с развитием ремесел 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 завоеванных ими народов дало толчок развитию наук и искусств. Арабские ученые, располагавшие прекрасными собраниями рукописей, привезенных в Халифат со всего света, восприняли химические знания египтян и греков, ассирийцев и китайцев. Слово «химия» по-арабски звучало как «алхимия» (добавлялась арабская приставка ***ал-***). 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 одушевленной. 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, который в природе, по их мнению, протекал слишком медленно. Важной теоретической опорой алхимии было учение Аристотеля, широко распространенное до XVIII в. Вслед за древними греками алхимики полагали, что все вещества состоят из четырех 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.

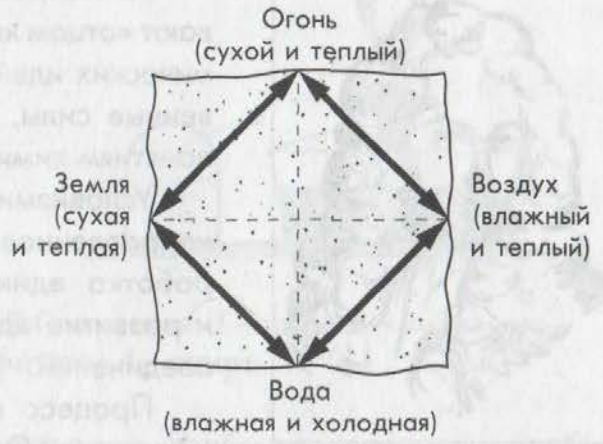


Рис. 3. Элементы Аристотеля

Не имея возможности каким-либо образом проанализировать состав полученного материала, алхимики предпочитали верить весьма обманчивым внешним признакам и считать сплав серебром.

Фактически алхимики предприняли первую попытку использования всех прикладных знаний, накопленных металлургами, ювелирами, «златоделателями» и представителями иных ремесел, на основе общего принципа — взаимопревращения веществ. В то же время их деятельность обычно сопровождалась заклинаниями. 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.

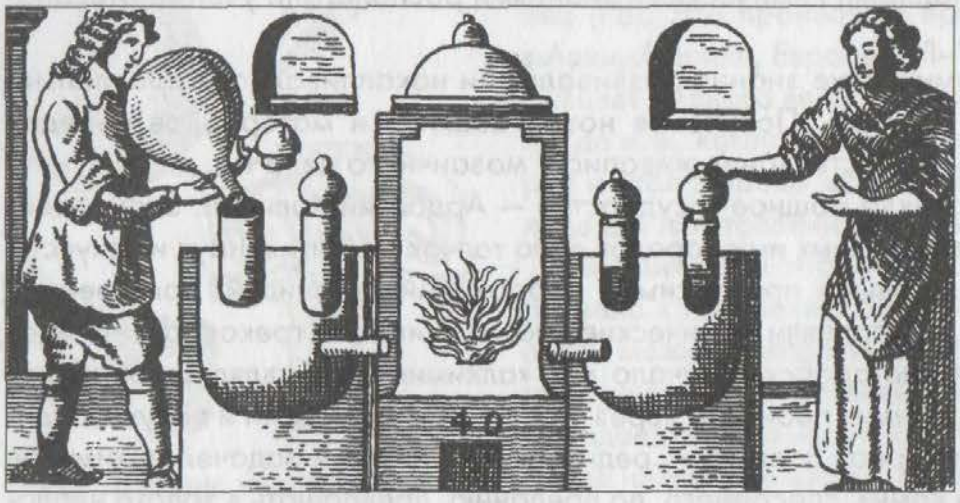


Рис. 4. В лаборатории алхимика

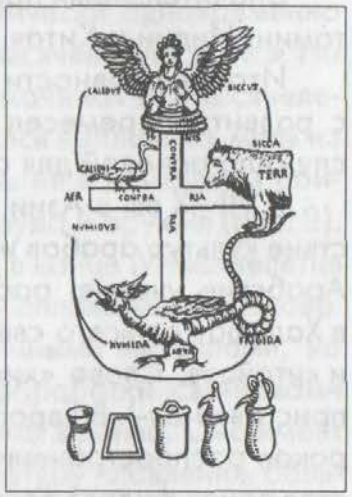


Рис. 5. Алхимические символы и сосуды



Роберт Бойль
(1627–1691)

Английский ученый Роберт Бойль, которого нередко называют «отцом химии», первым доказал несостоятельность алхимических идей, пропитанных магией и верой в сверхъестественные силы, дал первые научные определения важнейшим понятиям химии.

Условиями становления химии как науки послужили целенаправленное использование химического эксперимента, выработка единых взглядов ученых на химические явления и развитие единой системы понятий и названий химических соединений.

Процесс превращения химии в науку был длительным и сложным. Он потребовал усилий многих ученых и был завершен 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 ее развития, вы узнаете в процессе изучения школьного курса.

Практическая работа 1
Приемы обращения с лабораторным оборудованием

Вы уже знаете, что химия — экспериментальная наука. На ближайших уроках потребуется выполнить лабораторные опыты. Слова ***лаборатория***, ***лаборант*** и другие происходят от латинского слова labore — «работаю». Выполнение опытов — труд непростой.

Он требует не только аккуратности и внимания, но и знания многих правил. Начнем с самых общих, таких, которые следует выполнять всегда, находясь в кабинете химии.

I. 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. 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).



Рис. 6. Как правильно нюхать незнакомые вещества

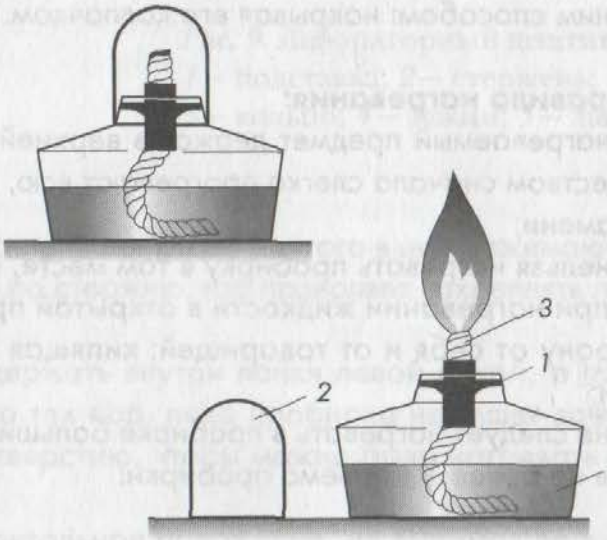


Рис. 7. Спиртовка: *1* — диск; *2* — колпачок; *3* — фитиль; *4* — спирт

5. Не оставляйте открытыми склянки с реактивами. Чтобы не перепутать пробки, не открывайте одновременно несколько склянок.

6. Осторожно обращайтесь с огнем. Вспыхнувшую жидкость гасите, засыпая ее 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. Приемы 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 поднесете спичку, испаряющийся спирт вспыхнет.

Чтобы подготовить спиртовку к работе, надо сделать следующее:

• из хлопчатобумажных нитей приготовить фитиль и вставить его в трубочку диска (не слишком плотно), конец фитиля следует ровно обрезать ножницами;

• в резервуар через воронку налить спирт (не более $^2/_3$ объема) и поместить в резервуар фитиль;

• закрыть спиртовку колпачком.

Помните:

• зажигать спиртовку следует горящей спичкой (спичку поджигаем движением от себя) или лучинкой; ни в коем случае **нельзя** зажигать ее от другой горящей спиртовки (объясните почему);

• **запрещается** переносить горящую спиртовку с одного стола на другой;

• **нельзя** наклоняться над горящей спиртовкой, дуть на нее; 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 ее 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 $^1/_3$ объема пробирки.

Порядок выполнения практической работы

1. Зарисуйте в тетрадь устройство спиртовки.

2. Подготовленную к работе спиртовку зажгите, рассмотрите пламя. Однородно ли оно? Какие зоны можно в нем 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 бóльшую температуру? Зарисуйте строение пламени.

5. Наполните пробирку на $^1/_4$ объема водой, зажмите ее в держателе и, выполняя все правила, нагрейте воду до кипения.

III. Приемы обращения с лабораторным штативом

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

Подставка придает штативу устойчивость, на ввинченном в нее стержне с помощью специальных зажимов закрепляют лапки или кольца. Каждый зажим имеет два винта.

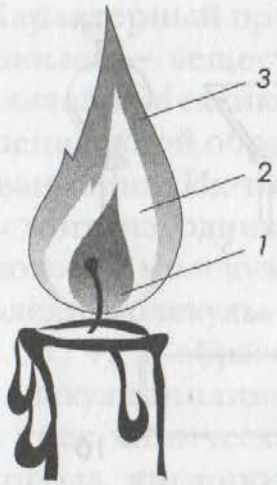


Рис. 8. Строение пламени. Разные зоны обозначены различными оттенками: *1* – темное, негорячее; *2* – яркое, горячее; *3* – менее яркое, самое горячее



Рис. 9. Лабораторный штатив: *1* – подставка; *2* – стержень; *3* – кольцо; *4* – зажим; *5* – лапка

С помощью одного его закрепляют на стержне, с помощью другого в нем зажимают лапку или кольцо. Зажимы можно передвигать по стержню, что позволяет закреплять лапки-держатели на требуемой высоте.

При закреплении пробирки ее 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 ее по всей длине.

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

Порядок выполнения работы

1. Вывинтите и вновь ввинтите 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 ее до кипения воды.

5. Зарисуйте устройство штатива.

IV. Приемы обращения со стеклянной посудой

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

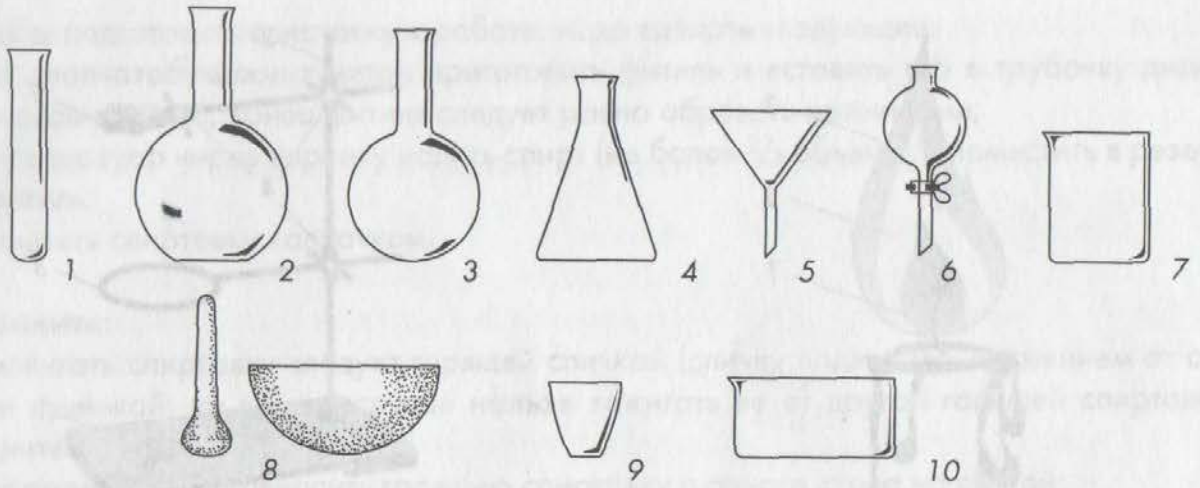


Рис. 10. Лабораторная посуда: *1* — пробирка; *2–4* — колбы: плоскодонная, круглодонная, коническая; *5, 6* — воронки: обычная, капельная; *7* — химический стакан; *8* — фарфоровая ступка с пестиком; *9* — фарфоровый тигель; *10* — кристаллизатор

Правила обращения со стеклянной посудой

• Не ставьте предметы из стекла на грязный стол, особенно если на нем 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, упрощенных рассуждений. На данный момент известно 109 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 придется 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 орхидеи ванили, 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 трех химических элементов: водорода, кислорода и углерода. Условно мы обозначили их кружками разного радиуса и окраски. Все молекулы ванилина, как и любого другого вещества, одинаковы. Они состоят из определенного числа атомов образующих их химических элементов.

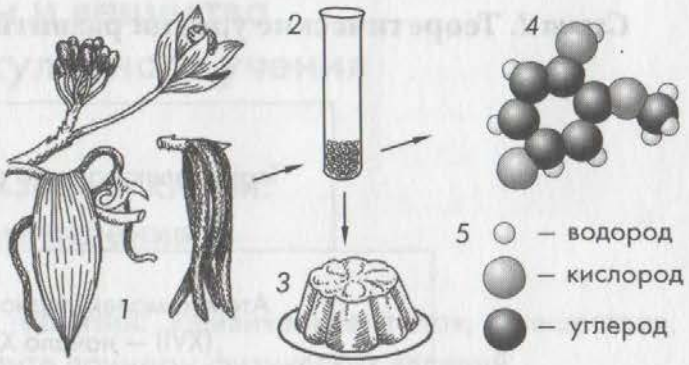


Рис. 11. *1* – ветка цветущей орхидеи ванили и ее стручки; *2* – кристаллы вещества ванилин; *3* – кондитерское изделие; *4* – модель молекулы ванилина; *5* – условные обозначения атомов водорода, кислорода, углерода

Из атомов тех же химических элементов: водорода, кислорода и углерода, но соединенных в иных соотношениях и ином порядке, состоят сотни тысяч других веществ, например молекулы этилового спирта, молекулы щавелевой кислоты, содержащейся в щавеле, ревене, шпинате, незрелых яблоках и др. (рис. 12).

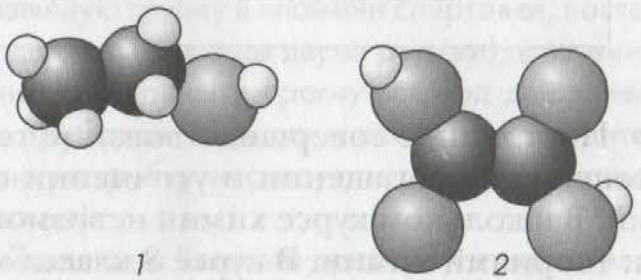


Рис. 12. Модели молекул: *1* – этилового спирта; *2* – щавелевой кислоты

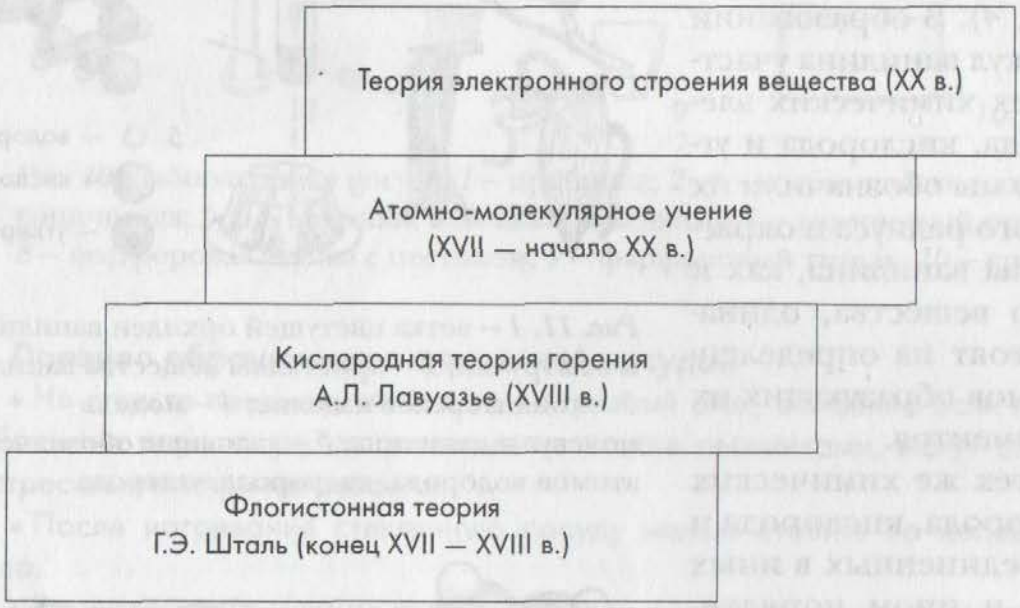
Уже на этом единственном (из необозримого их числа) примере видно, что для изучения особенностей различных веществ в первую очередь необходимо более подробно познакомиться с содержанием таких понятий, как *атом, молекула, химический элемент.*

Вы уже знаете: путь развития химического знания был очень долог и сложен. Для объяснения фактов, полученных при различных наблюдениях и в химических опытах, ученые 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 теоретические положения 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 схеме 1 представлено лишь несколько из важнейших теорий химии.

Схема 1. **Теоретические уровни развития химического знания**



Постоянное совершенствование теоретических знаний проявилось в постепенном обогащении и уточнении содержания многих химических понятий. 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?

Раздел I

Вещества и химические явления с позиций атомно-молекулярного учения

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, проведем лабораторные опыты.

Опыт 1. Нагревайте тонкую стеклянную трубку в пламени спиртовки, постоянно вращая ее (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 осторожно согните, доведя угол до прямого (раскаленную трубку не следует класть на холодный стол — дождитесь полного остывания).

Опыт 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 приобретет исходную форму?

В обоих опытах происходили обратимые изменения. В первом случае в результате разогревания и размягчения стекла удалось изменить форму трубки — физического тела. После остывания стекло вновь приобрело твердость. При желании его можно еще раз нагреть и вернуть трубке прежнюю форму. Вода, испарившаяся при нагревании, на стенках холодного стакана конденсировалась, т. е. также вернулась в исходное жидкое состояние.

Таким образом, в проделанных опытах изменились форма тела, агрегатное состояние вещества, но в обоих случаях не произошло таких изменений, которые сделали бы невозможным возврат в исходное состояние.

ШКОЛА № 179
БИБЛИОТЕКА
105-125

Задание. Приведите примеры других физических явлений.

Выполним еще одну серию опытов.



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



Опыт 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:

$$\underbrace{\text{Мрамор} + \text{Соляная кислота}}_{\text{Исходные вещества}} = \underbrace{\text{Углекислый газ} + \text{Прозрачный раствор}}_{\text{Продукты реакции}}$$

В процессе «растворения» мрамора в кислоте образовались новые вещества — углекислый газ (из курсов природоведения и ботаники вы знаете, что горящая лучина гаснет в атмосфере углекислого газа) 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 легкий дымок?).

Итак, химическими реакциями называются явления, в процессе которых происходит образование новых веществ.

В выполненных опытах об образовании новых веществ можно было судить по *признакам* протекающих 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 наблюдается *изменение окраски древесины:* ее почернение говорило об образовании угля в качестве продукта реакции.

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

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

4. Важным признаком химических реакций является поглощение (либо выделение) энергии. Например, при растворении в воде щелочи (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 °С) и его пары можно будет поджечь (рис. 13).

Вещества, вступающие в химические реакции, разрушаются, 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.

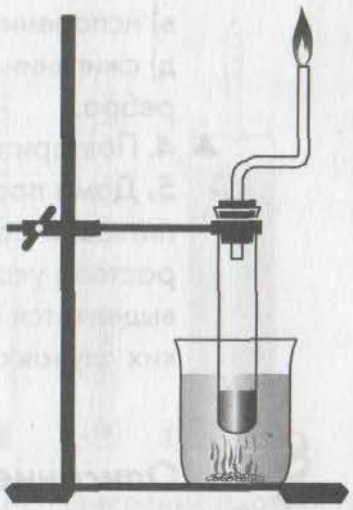


Рис. 13. Опыт, иллюстрирующий выделение значительного количества теплоты при растворении в воде щелочи

Выводы

1. Изменения, 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.* Поэтому в химии нельзя ограничиться определением вещества, данным в учебнике физики и процитированным во введении. Для объяснения сущности изменений, происходящих в химических реакциях, необходимо обратиться к таким характеристикам вещества, как **состав, строение, свойства.**

4. О протекании химических реакций можно судить по таким признакам: образование газообразного или нерастворимого вещества, выделение или поглощение энергии, изменение цвета вещества.

Основные понятия. Вещество • Физические и химические явления • Признаки химических реакций • Обратимые и необратимые изменения

Вопросы и задания

▲ **1.** Приведите примеры физических и химических явлений. По каким признакам можно отличить физическое явление от химического?

❑ **2.** Приведите примеры химических реакций, происходящих в природе и в организме человека.

❑ **3.** Какой процесс — химический или физический — происходит: а) при образовании ржавчины на железных предметах; б) выветривании горных пород;

в) испарении воды из водоема (озеро, море); г) кипячении воды в чайнике; д) сжигании бензина в двигателе автомобиля; е) потемнении изделий из серебра.

▲ **4.** Повторите по учебнику физики параграф о физических свойствах веществ.

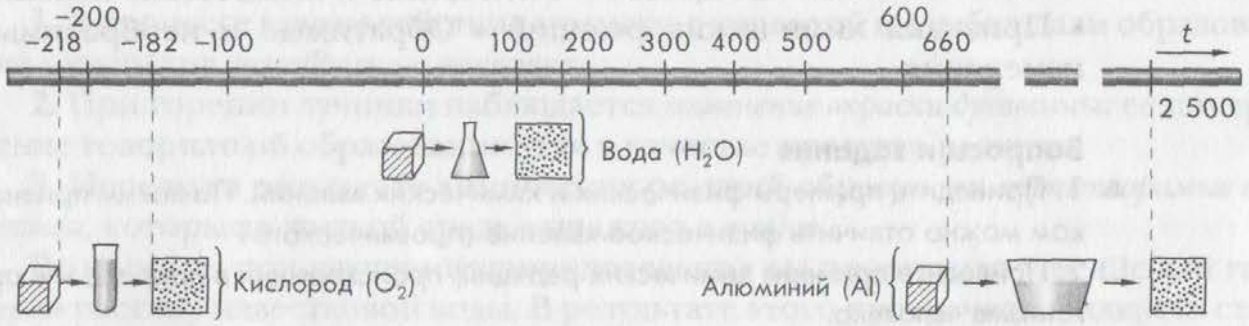
5. Дома проведите следующий опыт: положите в стакан одну чайную ложку питьевой соды и прилейте столовую ложку уксуса (столовый уксус — это раствор уксусной кислоты). С помощью горящей спички выясните, какой газ выделяется в результате протекающей реакции. Узнайте у родителей, в каких случаях применяется эта реакция, называемая в быту гашением соды.

§ 4. Описание физических свойств веществ

? Какие физические свойства вещества вам известны? Какая физическая величина называется плотностью вещества и каковы единицы ее измерения? Как взаимосвязаны масса, объем 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. Вы изучили три состояния тел (твердое, жидкое, газообразное) — их обычно называют **агрегатными состояниями.** Все вещества в зависимости от внешних условий (давление, температура) могут существовать в любом из трех состояний. Так, газообразный при нормальных условиях (t = 0 °C, p = 760 мм рт. ст.) кислород при охлаждении до –182 °C превращается в бледно-синюю жидкость. При дальнейшем охлаждении (до –218,7 °C) жидкость превращается в кристаллы синего цвета.

Схема 2. **Температурные интервалы (в °C) 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. 14). Действие его, как вы знаете, основано на законе Архимеда, согласно которому на тело, погруженное в жидкость, действует сила, выталкивающая это тело из жидкости. По глубине погружения ареометра (по объему вытесненной им жидкости) с помощью специальной шкалы, нанесенной на поверхность прибора, судят о плотности исследуемой жидкости.

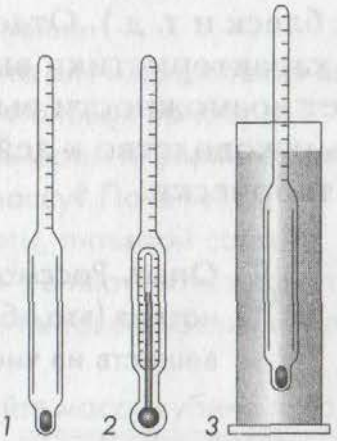


Рис. 14. Измерение плотности жидкостей ареометром:
1 — обычный ареометр;
2 — ареометр с термометром;
3 — правильное положение ареометра

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

Для описания веществ целесообразно пользоваться определенным планом.

План описания физических свойств вещества

Вещество
Физические свойства →
- Агрегатное состояние (при н. у.)
- Цвет
- Вкус
- Запах
- Плотность
- Растворимость в воде
- Температура плавления, кипения
- Теплопроводность
- Электрическая проводимость

→ **Применение вещества**

Как видно из плана, для составления достаточно полной характеристики физических свойств вещества придется воспользоваться справочными данными. Рассмотрим примеры описания веществ. Выберем для этого известные вам воду и медь.

Пример 1. Вода. Прозрачная жидкость без цвета, вкуса, запаха.
$\rho(H_2O) = 1$ г/см^3 (при 4 °С); $t_{кип} = 100$ °С. Плохой проводник тепла и электричества.

Пример 2. Медь. Твердое вещество красного цвета с металлическим блеском, без вкуса и запаха.
$\rho(Cu) = 8{,}9$ г/см^3; $t_{пл} = 1085$ °С, $t_{кип} = 2880$ °С. Хороший проводник тепла и электричества.

Как видно из примеров, план описания веществ индивидуален (для жидкостей следует охарактеризовать прозрачность, для металлов — металличе-

ский 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.

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

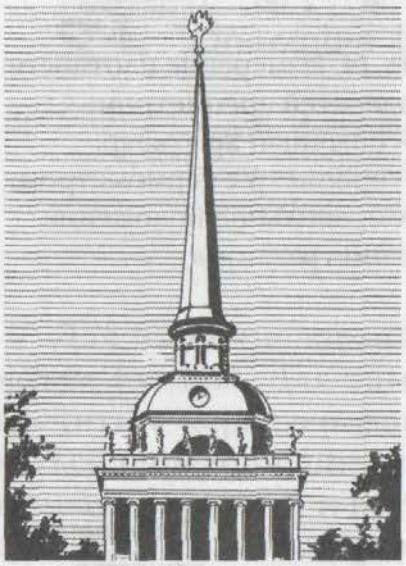


Рис. 15. Шпиль на здании Адмиралтейства

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 научились делать более тонкую золотую фольгу толщиной 0,1 мкм, или 10^{-7} см. Пластинками золота, изготовленными по современной технологии, в 70-х гг. XX в. заново покрыли 72-метровый шпиль Адмиралтейства в Санкт-Петербурге (рис. 15). Если всё израсходованное при этом золото сплавить, то получится шарик диаметром всего 6 см!

Основные понятия. Физические свойства • Агрегатные состояния • Плотность

Вопросы и задания

○ **1.** Заполните таблицу по образцу.

Сравнительная характеристика веществ

Сравниваемые вещества	Свойства	
	сходные	различные
а) медь б) железо		
а) сахарный песок б) поваренная соль		

○ **2.** На каких свойствах веществ основано применение:
а) алюминия для изготовления посуды; б) графита для изготовления карандашных стержней; в) серебра для изготовления столовых приборов?

▲ **3.** В кабинете химии есть две одинаковые по размерам и форме ступки: чугунная и медная. Какая из них имеет бóльшую массу? Почему?

▲ **4.** Опишите свойства алюминия, уксусной кислоты, питьевой соды.

○ **5.** Плотность воздуха при 0 °С равна 1,29 кг/м^3, а плотность жидкого воздуха при –194 °С равна 960 кг/м^3. Как объяснить такое различие плотностей? Как получают жидкий воздух?

○ **6.** Пользуясь справочными таблицами, рассчитайте массу кубика льда, объем которого равен 15 см^3; алюминиевой проволоки объемом 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 ее 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.

§ 5. Атомы. Молекулы. Химические элементы

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.** Молекулы, несмотря на очень малые размеры, состоят из еще более мелких частиц — **атомов.**

На рисунке 16 показано, что молекулы воды состоят из атомов двух видов. Это атомы водорода (условно обозначены кружками белого цвета) и атомы кислорода (серого цвета). Рассмотрев изображение модели молекулы воды, мы можем сделать вывод: она состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода.

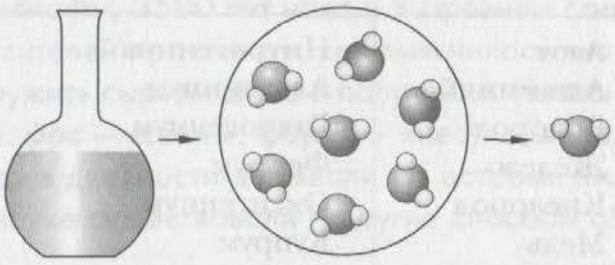


Рис. 16. Состав молекул воды

В конце XVII столетия английский ученый Роберт Бойль впервые ввел в науку понятие о химическом элементе как составной части вещества. По определению Р. Бойля, **химический элемент — это вещество, которое нельзя разложить на более простые вещества.** Более чем через 100 лет другой английский ученый — 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 определенного вида.



Джон Дальтон (1766–1844)

В природе найдено 89 различных химических элементов. Достижения ядерной физики позволили получить ряд элементов искусственным путем. Поэтому в настоящее время известно 109 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 (Hydrargirum) — 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 символы 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 таблице «Периодическая система 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 символа и названия элемента, имеется два числа: верхнее — порядковый номер элемента, нижнее — атомная масса. Атомы одного и того же химического элемента могут незначительно отличаться по массе. Такие разновидности данного элемента называют *изотопами* (от греч. *изо* — «равный», *топос* — «место»; таким образом, изотопы — занимающие одно место, одну клетку в таблице). Число, приведенное около каждого символа 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 ученого, 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 несет 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» (***а*** — частица отрицания, ***zoe*** — «жизнь»), 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 свое название от латинского ***алюмен*** — «квасцы», которые еще в глубокой древности, 3500 лет назад, в Древнем Египте использовались в качестве закрепителей красителей на тканях и, как выяснилось значительно позже, содержат алюминий и могут служить сырьем для его получения. Название «***фосфор***» составлено из двух греческих слов: ***фос*** — «свети», ***форос*** — «несу». Следовательно, ***фосфор*** означает «светоносец». ***Медь*** в древности добывали на острове Кипр, отсюда и ее латинское название ***купрум***. 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 нем, 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 определенной совокупностью свойств и занимающий определенное место в периодической системе химических элементов.

3. Мельчайшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств, называется атомом (от греч. атомос — «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

Вопросы и задания

▲ **1.** Найдите в таблице «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева» элементы, символы которых начинаются с букв H, O, C, N или состоящие из них, прочитайте и произнесите их названия.

▲ **2.** Как произносятся названия следующих химических элементов: P, Hg, Al, Fe, O, H, Pb? Как читаются их знаки?

○ **3.** Выясните, какие химические элементы названы в честь стран, в честь ученых.

✱ **4.** Классификацией называют логическую операцию разделения какого-либо класса предметов на виды по определенному признаку. Составьте простейшую схему классификации химических элементов.

✱ **5.** Подготовьте рассказ об истории открытия одного из химических элементов.

§ 6. Формы существования химических элементов. Простые и сложные вещества

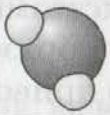
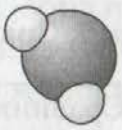
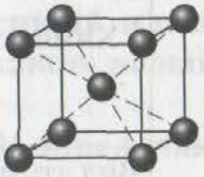
Химические элементы редко встречаются в природе в виде одиночных атомов. Например, в космическом пространстве существует в виде отдельных атомов водород. В условиях же Земли более естественной и распространенной формой существования химических элементов являются химические соединения – простые и сложные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

Химические соединения, образованные атомами одного химического элемента, называют *простыми* веществами.

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.

Таблица 2. **Формы существования химических элементов**

Элемент и его химический символ	Условные модели		
	в форме одиночного атома	в составе простого вещества	в составе сложного вещества
Водород H		 H_2	 H_2O
Сера S		 S_8	 H_2S
Натрий Na		 Na	 NaCl

Простые вещества делятся на металлы и неметаллы. Классификация и общие характеристики физических свойств металлов и неметаллов представлены на схеме 3.

Схема 3. **Классификация и физические свойства простых веществ**



* В дальнейшем для упрощения записи уравнений химических реакций простые вещества серу и фосфор условимся обозначать как S и P.

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 — 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).

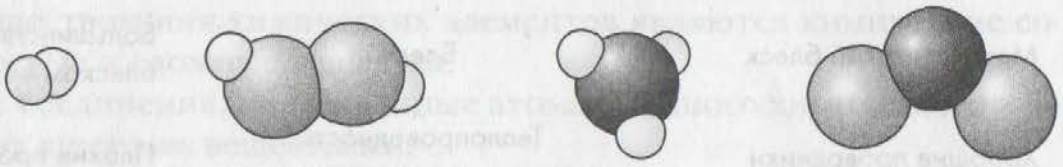
Таблица 3. **Сравнение понятий «химический элемент» и «простое вещество»**

Сравниваемые объекты / Признаки сравнения	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

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 следует классифицировать вещества по их составу? Постройте схему классификации. Дополните ее примерами.

❑ **3.** Вставьте в предложения пропущенные слова: а) в состав ... хлорофилла входят ... магния; б) в состав ... уксусной кислоты входят ... углерода, кислорода и водорода; в) кислород, водород, графит, фосфор — ...

§ 7. Состав веществ. Закон постоянства состава. Химические формулы

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.

Опыт. Разложение воды электрическим током (рис. 17). 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 объемы газов относятся как 2 : 1. Если поднести тлеющую лучинку к трубке, содержащей меньший объем газа, и открыть кран, лучинка ярко вспыхнет: один из неизвестных газов оказывается кислородом. При проверке другого газа горящей лучинкой раздается негромкий хлопок. Так сгорает водород.

Следовательно, при разложении воды электрическим током образовались два газообразных вещества: водород и кислород (схема 4), объемные отношения которых можно выразить следующим образом: $V(H_2) : V(O_2) = 2 : 1$.

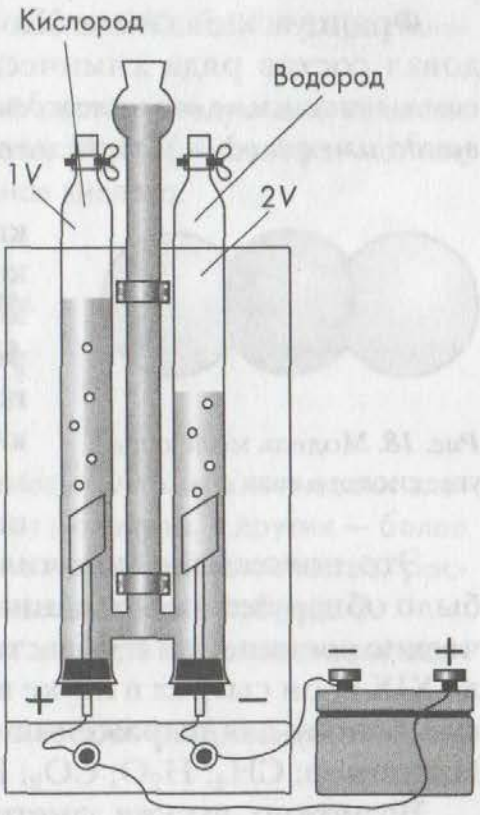
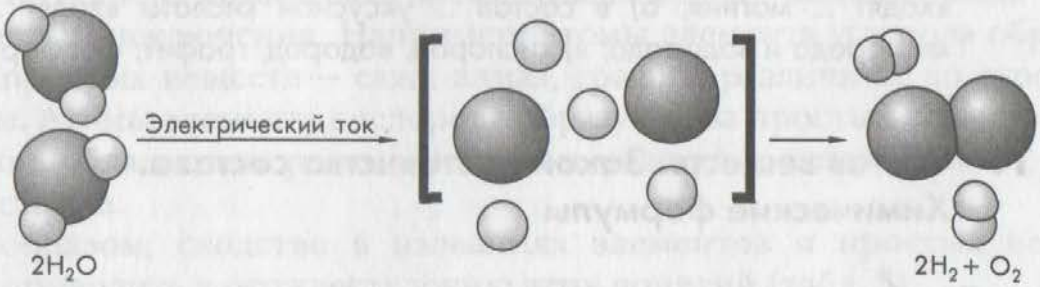


Рис. 17. Прибор для разложения воды электрическим током

***Схема 4.* Разложение воды электрическим током**



В других специально проведенных опытах установлены массы газов, занимающих объем 1 л:

m(1л H_2) = 0,089 г; m (1л O_2) = 1,429 г.

Найдем соотношение масс образовавшихся в проведенном опыте веществ:

(0,089 · 2) : (1,429 · 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.

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

Французский химик Жозеф Луи Пруст в период с 1799 по 1806 гг. 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.*

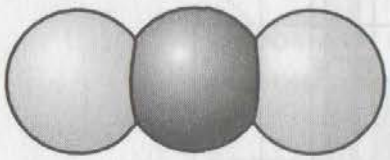


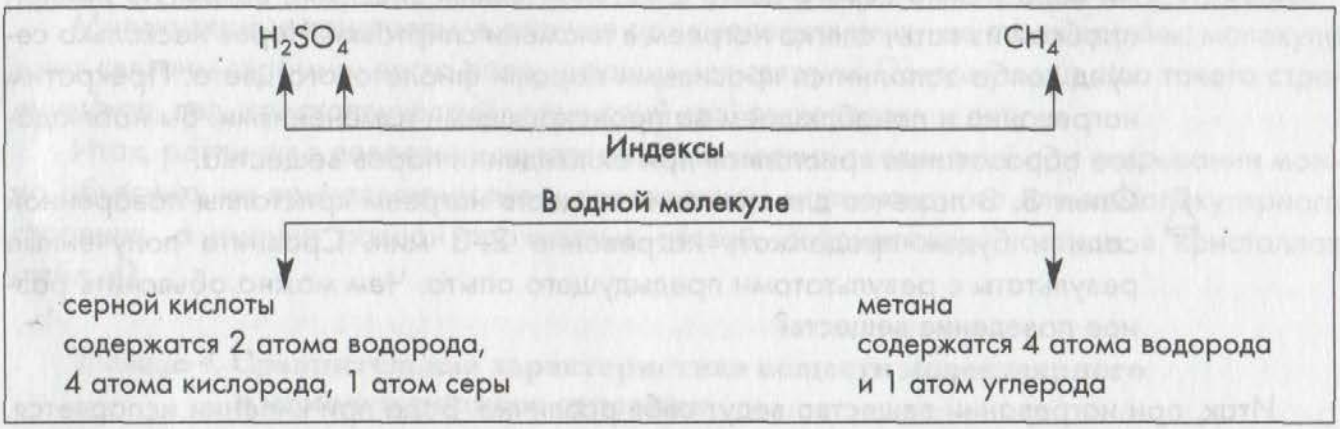
Рис. 18. Модель молекулы углекислого газа

Это означало, например, что все молекулы углекислого газа, содержащегося в воздухе классной комнаты или загородного леса, а также образующие брикет сухого льда, которым охлаждают мороженое, или газ, полученный при прокаливании известняка либо гашении соды уксусом, всегда имеют один и тот же состав: молекула образована атомом углерода и связанными с ним двумя атомами кислорода (рис. 18).

Это положение получило название **закона постоянства состава.** 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 символа), обозначающая число атомов каждого химического элемента, входящих в состав молекулы — мельчайшей частицы вещества (схема 5).

Схема 5. **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. 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 — фосфорная кислота.

Некоторые сведения о молекулярном и немолекулярном строении веществ

(дополнительный материал к § 6, 7)

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. Вы, вероятно, уже обратили внимание на это обстоятельство, рассматривая изображение моделей мельчайших частиц разных веществ в таблице 2.

Порядок соединения атомов при образовании из них веществ обусловливает особенности строения веществ.

Строение — одна из важнейших характеристик химических соединений. Многие особенности их свойств обусловлены именно строением.

Опыт 1. Вскипятим в пробирке воду, наблюдая явления образования пара и его конденсации на стенке стеклянного стаканчика, поднесенного к отверстию пробирки. Что происходит с молекулами при наблюдаемых изменениях?

Опыт 2. Выданную учителем круглодонную колбу с несколькими кристаллами иода (темно-серого цвета с металлическим блеском), закрытую рыхлой пробкой из ваты, слегка нагреем в пламени спиртовки. Через несколько секунд колба заполнится красивыми парами фиолетового цвета. Прекратим нагревание и понаблюдаем за происходящими изменениями. Вы наблюдаете образование кристаллов при охлаждении паров вещества.

Опыт 3. В ложечке для сжигания веществ нагреем кристаллы поваренной соли и будем продолжать нагревание 2–3 мин. Сравните полученные результаты с результатами предыдущего опыта. Чем можно объяснить разное поведение веществ?

Итак, при нагревании вещества ведут себя различно. Вода при кипении испаряется. Ее молекулы получают дополнительную энергию, которой оказывается достаточно для их отрыва от поверхности жидкости и перехода в газообразное состояние.

Поведение двух твердых (при обычных условиях) веществ при нагревании различно: иод быстро переходит в газообразное состояние, а затем, при охлаждении, вновь кристаллизуется, минуя жидкое состояние (такое явление называется ***возгонкой***). Поваренная соль в ходе даже более длительного нагревания не изменила своего агрегатного состояния. Ее кристаллы даже не оплавились. Как это объяснить? Возможно, вы скажете, что у этих веществ разная температура плавления. Верно. Но в чем причина этого различия? В данном случае ответ можно получить, рассмотрев ***строение этих веществ***.

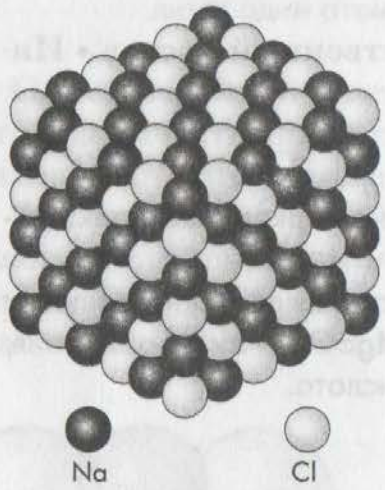


Рис. 19. Модель кристалла хлорида натрия

Атомы хлора и натрия в составе поваренной соли (рис. 19), соединяясь друг с другом, выстраиваются в строго определенном порядке, образуя кристалл.

Строение веществ, в кристаллах которых нет молекул, называется ***немолекулярным***. Атомы в немолекулярных кристаллах разных веществ связаны друг с другом разными способами, но ***всегда очень прочно***. 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 °С. При нагревании этого соединения до 1465 °С от поверхности кристалла начнут отрываться его мельчайшие частицы состава NaCl, т. е. будет происходить испарение. Тогда можно считать, что при этой температуре хлорид натрия существует в молекулярной форме.

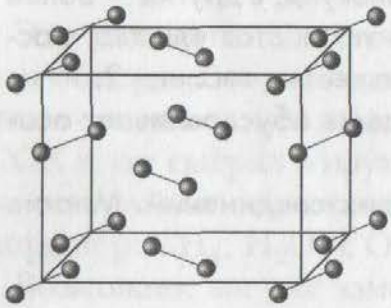


Рис. 20. Модель кристалла иода

А как же иод? Ведь это твердое кристаллическое вещество испарялось легче, чем вода. Ответ постарайтесь найти,

сравнивая кристаллические решетки хлорида натрия (рис. 19) и иода (рис. 20). Кристаллы иода I_2 состоят не из атомов, а из молекул. Это вещество ***молекулярного строения.***

Молекулярные кристаллы, в отличие от немолекулярных, не столь прочны: молекулы в них связаны слабыми, легко разрушающимися связями. Поэтому вещества такого строения (иод, лед, кристаллический углекислый газ) легкоплавки и летучи.

Итак, различия в поведении некоторых химических соединений при нагревании можно объяснить их принадлежностью к соединениям молекулярного или немолекулярного строения, а именно разной прочностью связей, соединяющих частицы в кристаллах (табл. 4).

Таблица 4. **Сравнительная характеристика веществ молекулярного и немолекулярного строения**

Вещества (по строению)	
Молекулярные	Немолекулярные
При обычных условиях	
Во всех агрегатных состояниях состоят из молекул	Состоят из молекул только в газообразном состоянии
Обычно газообразные, жидкие, значительно реже — твердые вещества	Твердые вещества
Связи между молекулами слабые	Силы притяжения между частицами велики
Многие вещества летучи	Нелетучи
Имеют сравнительно	
Низкие температуры плавления, кипения	Высокие температуры кипения, плавления
Примеры	
Водород, кислород, вода, этиловый спирт, ацетон, углекислый газ	Алмаз, графит, металлы, соли металлов

Выводы

1. Строение вещества обусловлено порядком соединения атомов в его мельчайших частицах.

2. Существуют вещества молекулярного и немолекулярного строения.

3. Кристаллы первых построены из молекул, кристаллы вторых — из атомов или образованных ими частиц. Атомы способны соединяться друг с другом разными способами.

4. В газообразном состоянии вещества состоят из молекул или (реже) из атомов.
5. Свойства веществ обусловлены их строением.

Вопросы и задания

▲ **1.** Как строение вещества сказывается на его свойствах?

❑ **2.** К какой группе явлений — физических или химических — относятся описанные в § 10 опыты? Почему?

❑ **3.** Кусками сухого льда перекладывают коробки с мороженым. Какие превращения энергии происходят при испарении сухого льда? Как объяснить применение твердого углекислого газа?

✱ **4.** Почему эффективным способом борьбы с туманом является распыление в воздухе мелких кристаллов твердой углекислоты?

○ **5.** Белый фосфор при самом слабом нагревании на воздухе легко загорается, поэтому его хранят под слоем воды; температура плавления этого вещества составляет 44,2 °С. Какие предположения о строении белого фосфора можно сделать на основании этих данных?

§ 8. Атомно-молекулярное учение в химии

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 ее положения не могли объяснить сущность протекания химических реакций, ответить на вопрос, как из одних веществ в ходе химического процесса образуются новые.

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



Михаил Васильевич Ломоносов (1711–1765)

Терминология Ломоносова со временем претерпела изменения: то, что он называл *корпускулами*, стали называть *молекулами*, а на смену термину *элемент* пришел 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 Ломоносова (в 1808 г.) известный английский ученый 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, разработанное такими учеными, как Р. Бойль и М.В. Ломоносов, Дальтон обеспечил прочный фундамент для дальнейших теоретических исследований в химии. Кроме того, Дж. Дальтон отрицал существование молекул у простых веществ. Он считал, что из молекул состоят только сложные вещества, а это также тормозило развитие науки и препятствовало утверждению 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 еще 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 развитию единого химического языка, объяснению открытых законов и развитию дальнейших теоретических исследований. Это позволяет говорить об огромной роли атомно-молекулярного учения в развитии химии.

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***, соединенных 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 знания, приобретенные на уроках истории, физики и химии, составьте хронологическую таблицу, отражающую историю развития атомно-молекулярного учения начиная с его зарождения.

✱ **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

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:

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

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

Здесь знак m_a обозначает массу одного атома элемента.

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

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

Итак, атомная единица массы (по величине равная $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ г) — это $^1/_{12}$ массы атома углерода ^{12}C (цифрой обозначена масса атома).

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 ученые стремились *сопоставить массу атома одного элемента с массой атома другого элемента.*

Решение этой задачи также было сопряжено с большими трудностями.

Проблема. Как вы думаете, что оказалось самым сложным? С чего началось определение относительных атомных масс?

Конечно, с выбора эталона, т. е. того химического элемента, относительно которого следовало проводить сравнение атомных масс остальных элементов.

Ученые XIX столетия решили эту проблему на основании экспериментальных данных по определению состава веществ. В качестве эталона был взят *самый легкий 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:

$A_r(H) = 1$; $A_r(O) = 16$; $A_r(Fe) = 56$ 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 атомных масс стала $^1/_{12}$ *часть массы атома углерода* (атом углерода в 12 раз тяжелее атома водорода).

Относительная атомная масса элемента показывает, во сколько раз масса его атома больше $^1/_{12}$ массы атома углерода:

$$A_r(Э) = m_a(Э) \cdot {}^1/_{12}\, m_a(C),$$

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

Значения атомных масс химических элементов приведены в периодической таблице химических элементов Д.И. Менделеева.

Откройте периодическую таблицу, помещенную в учебнике, и рассмотрите любую ее клетку, например под номером 8:

8 O
Кислород
15,9994

Под химическим знаком и названием в нижней строке указывается значение атомной массы химического элемента: $A_r(O) = 15{,}9994$. Обратите внимание: относительные атомные массы почти всех химических элементов имеют дробное значение. Объяснение этому мы дадим позднее.

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

Основные понятия. Масса атома • Атомная единица массы • Относительная атомная масса • Эталон

Вопросы и задания

▲ **1.** Как вы определите понятия «макромир», «микромир»?

▲ **2.** Что означают следующие записи:
$m_a(O) = 16$ а.е.м.; $m_a(C) = 12$ а.е.м.; $m_a(S) = 32$ а.е.м.

▲ **3.** Выпишите округленные значения относительных атомных масс элементов № 5, 11, 18, 20.

❑ **4.** Объясните, что означают следующие записи: $A_r(H) = 1{,}008 \approx 1$; $A_r(Ag) = 107{,}87 \approx 108$.

§ 10. Относительная молекулярная масса веществ. Массовые доли элементов в соединениях

Относительной молекулярной массой вещества M_r называется число, показывающее, во сколько раз масса его молекулы больше $^1/_{12}$ 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 учетом числа атомов каждого элемента (в химических формулах оно выражается с помощью индексов):

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

Например:

$$M_r(NH_3) = A_r(N) \cdot 1 + A_r(H) \cdot 3 = 14 \cdot 1 + 1 \cdot 3 = 17$$

$$M_r(H_3PO_4) = A_r(H) \cdot 3 + A_r(P) \cdot 1 + A_r(O) \cdot 4 = 1 \cdot 3 + 31 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98$$

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

$m_м(NH_3) = m_а(N) \cdot 1 + m_а(H) \cdot 3 = 14$ а.е.м. $\cdot 1 + 1$ а.е.м. $\cdot 3 = 17$ а.е.м.

$m_м(H_3PO_4) = m_а(H) \cdot 3 + m_а(P) \cdot 1 + m_а(O) \cdot 4 = 1$ а.е.м. $\cdot 3 + 31$ а.е.м. $\cdot 1 +$ $+ 16$ а.е.м. $\cdot 4 = 98$ а.е.м.

Относительная молекулярная масса — величина безразмерная. Ее 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 греческой буквой ω — «омега») 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

$\omega(C) = n \cdot A_r(C) : M_r(C_nD_m)$

$\omega(D) = m \cdot A_r(D) : M_r(C_nD_m)$

Задача 1. Определите массовую долю железа в его соединении с кислородом, имеющем формулу Fe_2O_3.

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:

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

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

$m(Fe) = \omega(Fe) \cdot m(Fe_2O_3) = 1$ т $\cdot 0{,}70 = 0{,}7$ т $= 700$ 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. Например:

Задача 2. Экспериментально установлено, что вещество содержит 83% азота и 17% водорода. Какова формула этого вещества?

Дано:	Решение.
$A_r(N) = 14$	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.
$A_r(H) = 1$	
$\omega(N) = 82,35\,\%$	Отсюда следует:
$\omega(H) = 17,65\,\%$	$\omega(N) = x \cdot A_r(N) : M_r(N_xH_y)$
N_xH_y = ?	$\omega(H) = y \cdot A_r(H) : M_r(N_xH_y)$
	$x = \omega(N) \cdot M_r(N_xH_y) : A_r(N)$
	$y = \omega(H) \cdot M_r(N_xH_y) : A_r(H)$
	$x : y = [\omega(N) \cdot A_r(N)] : [\omega(H) \cdot A_r(H)] = [82,35 \cdot 14] : [17,65 \cdot 1] =$
	$= 5,88 : 17,65 = 1 : 3$

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 правильнее 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 • Истинная масса молекул • Формульная 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.** 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.

○ **3.** Сравните понятия: «масса молекулы» и «относительная молекулярная масса».

❑ **4.** Рассчитайте массы молекул сероводорода, серной кислоты, кислорода. Полученные массы молекул переведите в единицы массы, используемые для описания объектов макромира.

✱ **5.** Из курса ботаники вы знаете, что для роста зеленой массы растений необходим азот. Использование какого минерального удобрения (аммиачная селитра NH_4NO_3, калийная селитра KNO_3, мочевина $(NH_2)_2CO$) 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 расчетами, 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?

Подведем первые итоги изучения химии.

Важным инструментом химика являются химические символы и формулы. Ведь они не только обозначают определенный химический элемент или вещество, но и несут большую информацию об обозначаемом объекте.

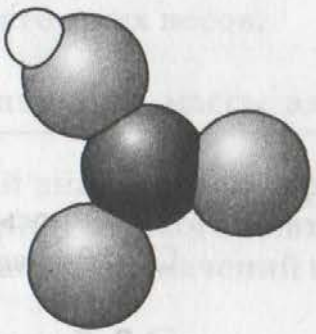


Рис. 21. Модель молекулы азотной кислоты

Что показывает химический символ? Во-первых, он обозначает химический элемент или отдельный атом этого элемента; во-вторых, по символу 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. 5).

Таблица 5. **Информация, содержащаяся в химической формуле**

Пример: HNO_3 – азотная кислота (рис. 21)	
I. Что показывает химическая формула	
1. Качественный состав вещества	1. Молекула состоит из атомов трех химических элементов: H, N, O
2. Количественный состав	2. В состав молекулы входят пять атомов, в том числе один атом водорода, один атом азота, три атома кислорода

Окончание табл. 5

II. По формуле можно вычислить	
3. Относительную молекулярную массу вещества	3. $M_r(HNO_3) = 1 \cdot 1 + 14 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 63$
4. Массу молекулы	4. $m_м(HNO_3) = 1$ а.е.м. $\cdot 1 + 14$ а.е.м. $\cdot 1 +$ $+ 16$ а.е.м. $\cdot 1 = 63$ а.е.м.
5. Массовые доли элементов	5. $\omega(H) = \frac{A_r(H) \cdot n}{M_r(HNO_3)} = \frac{1 \cdot 1}{63} = 0{,}016$, или 1,6 %; $\omega(N) = \frac{A_r(N) \cdot n}{M_r(HNO_3)} = \frac{14 \cdot 1}{63} = 0{,}222$, или 22,2 %; $\omega(O) = \frac{A_r(O) \cdot n}{M_r(HNO_3)} = \frac{16 \cdot 3}{63} = 0{,}762$, или 76,2 %

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 все вещество Вселенной.

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 еще 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 ученые 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 определенному закону и изменять в ней что-либо произвольно нельзя. Действительно, *система химических элементов обобщенно выражает периодический закон.* Анализируя свойства химических элементов и их соединений, ученый установил следующее.



Дмитрий Иванович Менделеев (1834–1907)

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

Атомными весами тогда называли относительные атомные массы элементов.

Менделеев открыл этот закон на основании огромной аналитической работы, в ходе которой были найдены закономерности периодического повторения свойств элементов, рассмотренных в порядке возрастания значений их атомных весов.

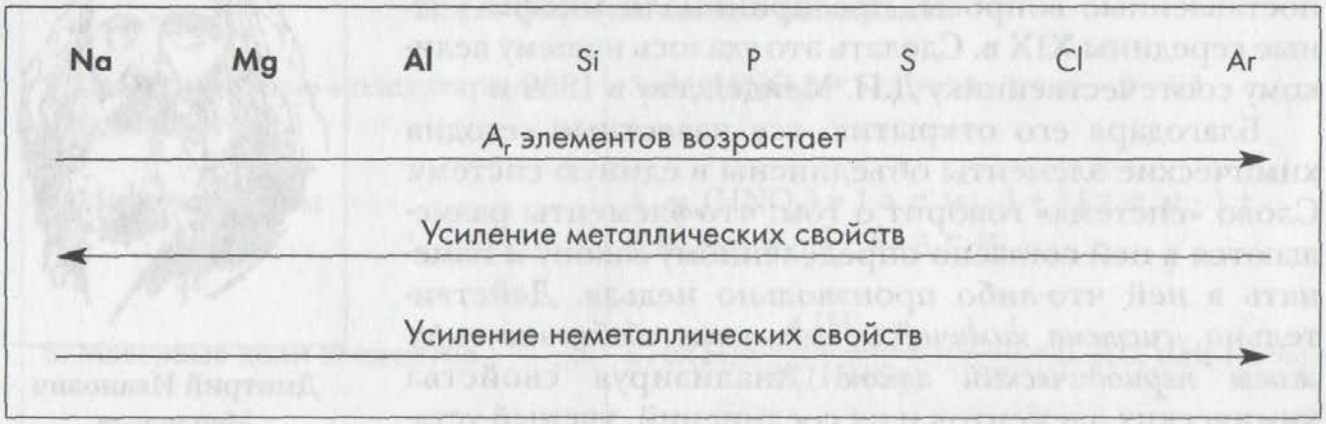
Затем на основании этого закона ученый расположил все известные химические элементы в определенной последовательности, создав тем самым периодическую систему. Сложность работы заключалась в том, что к 1869 г. были известны далеко не все элементы, а атомная масса многих из них была определена неточно.

Чтобы составить такой ряд элементов, в котором их атомная масса действительно постоянно, монотонно возрастала, ученому пришлось исправить атомные веса и уточнить 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 (см. схему 6).

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.**

Схема 6. **Элементы третьего периода**
(жирным шрифтом выделены знаки элементов-металлов)



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** и **побочной.**

Главные подгруппы составляют элементы периодов с первого по седьмой. Побочные подгруппы образованы элементами периодов с четвертого по седьмой.

Задание. Найдите в периодической таблице пятую группу элементов. Какие элементы образуют главную, какие — побочную подгруппу?

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.

А пока научимся характеризовать место элементов в периодической системе. Например:

кислород: $Z(O) = 8$; элемент второго периода главной подгруппы VI группы периодической системы, неметалл;

кальций: $Z(Ca) = 20$; элемент четвертого периода главной подгруппы II группы периодической системы, металл.

Основные понятия. Периодический закон • Система • 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. Массо-

вая доля натрия — 39,3 %. Найдите формулу галита. Примеси соединений железа придают желтую 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.



Иоганн Вольфганг Дёберейнер (1780–1849)

Каждый химический элемент весьма индивидуален по своей природе, но в то же время между отдельными элементами имеются сходные признаки. Основываясь на них, немецкий ученый И. Дёберейнер объединил сходные между собой элементы в триады, например: Cl, Br, I; 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 триад.

Сходные по свойствам элементы были также объединены в естественные семейства (группы). Внутри их были установлены даже закономерности в изменении свойств элементов.

Задание. Вычислите атомную массу стронция на основе атомных масс элементов — его соседей в триаде сходных элементов.

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

1. ***Семейство щелочных металлов*** включает в себя следующие 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.

2. ***Семейство галогенов*** включает четыре элемента: фтор, хлор, бром, иод. Галогены образуют простые молекулярные вещества с резким запахом. При нормальных условиях фтор и хлор — газы бледно-зеленого и желто-зеленого цвета, бром — бурая жидкость, иод — кристаллическое вещество серого цвета, в парах фиолетовое. ***Галогены химиче-***

ски 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 обобщенно в виде таблицы 6.

Таблица 6. **Изменение свойств элементов и простых веществ внутри подгрупп**

Изменение свойств щелочных металлов						Измение свойств галогенов			
Знаки элементов	Li	Na	K	Rb	Cs	F	Cl	Br	I
A_r	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.), (т.) →			
	Химическая активность по отношению к O_2 и H_2O возрастает →					Сгущение окраски (желто-зеленая, бурая, темно-серая) →			
						Химическая активность по отношению к H_2 и металлам уменьшается →			

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 ученый Дж. Ньюлендс обнаружил, что при расположении элементов в порядке увеличения атомного веса их свойства повторяются через семь элементов. На основе замеченной периодичности в изменении свойств он выделил ***октавы*** элементов, в которых каждый восьмой элемент имел сходство с первым элементом.

Французский ученый 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 подошел к открытию закона периодичности, но не сумел сделать нужных теоретических обобщений.

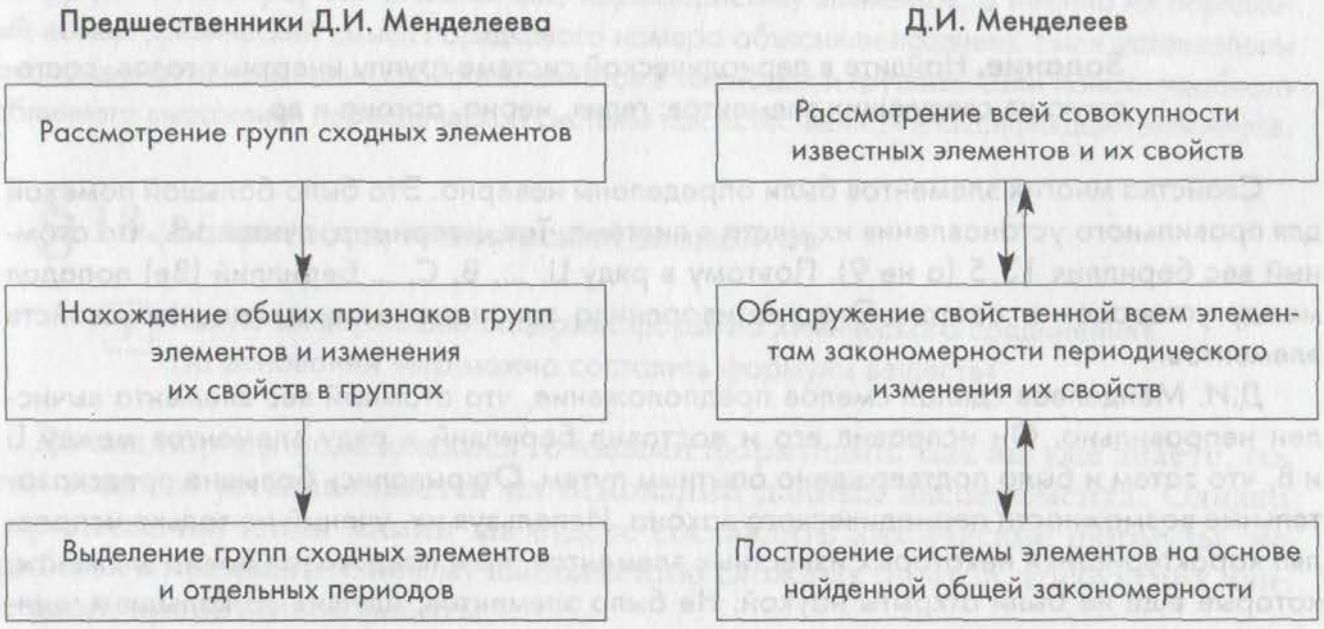
Безуспешность поиска общего закона, который позволил бы свести все элементы в единую систему, объяснялась тем, что ученые устанавливали и анализировали закономерности изменения свойств элементов лишь в сходных их группах. Они не пытались соединять все известные элементы между собой, сравнивать друг с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

В отличие от своих предшественников (схема 7) 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.



Виктор Мейер
(1848–1897)

Схема 7. **Направление поиска связи элементов**



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 трех группах видна суть дела», — писал Д.И. Менделеев. Галогены обладают меньшим атомным весом, чем щелочные металлы, а они — меньшим, чем щелочноземельные 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 щелочно-земельному и уменьшению их основных свойств.

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 ученого 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.).

> **Задание.** Найдите в периодической системе группу инертных газов, состоящую из следующих элементов: гелия, неона, аргона 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) попадал между углеродом и азотом. Это противоречило закономерному изменению свойств элементов.

Д.И. Менделеев сделал смелое предположение, что атомный вес элемента вычислен неправильно. Он исправил его и поставил бериллий в ряду элементов между Li и B, что затем и было подтверждено опытным путем. Открывались большие предсказательные возможности периодического закона. Используя их, ученый не только исправлял характеристики некоторых известных элементов, но и предсказал новые элементы, которые еще не были открыты наукой. Не было элементов, идущих за кальцием, цинком и др.

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

Ученые всего мира с нетерпением ждали открытия предсказанных элементов. В 1875 г. француз Лекок де Буабодран открыл предсказанный Д.И. Менделеевым элемент «экаалюминий» и назвал в честь своей родины ***галлием*** (старинное название Франции — Галлия). В 1879 г. Нильсон открыл и назвал ***скандием*** описанный Д.И. Менделеевым элемент «экабор». В 1886 г. Винклер открыл третий предсказанный элемент «экасилиций» и также назвал его в честь родины ***германием***. Ученых поразила необыкновенная точность, с которой эти неизвестные еще элементы были описаны Д.И. Менделеевым, например свойства галлия (табл. 7).

Таблица 7. **Свойства галлия**

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

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

Открытие группы инертных элементов, или, как их еще называют, «благородных газов», расширило периодическую систему. Позже Д.И. Менделеев использовал введенную 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.

§ 13. Валентность химических элементов

? Какую информацию содержит формула химического соединения? На основании чего можно составить формулы веществ?

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

Для определения состава бинарных (или двухэлементных, т. е. состоящих из атомов двух химических элементов) соединений и составления их формул достаточно знать *валентность* химических элементов.

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

HCl	H_2S	NH_3	CH_4
хлороводород	сероводород	аммиак	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.

Свойство атомов присоединять определенное число других атомов называется валентностью.

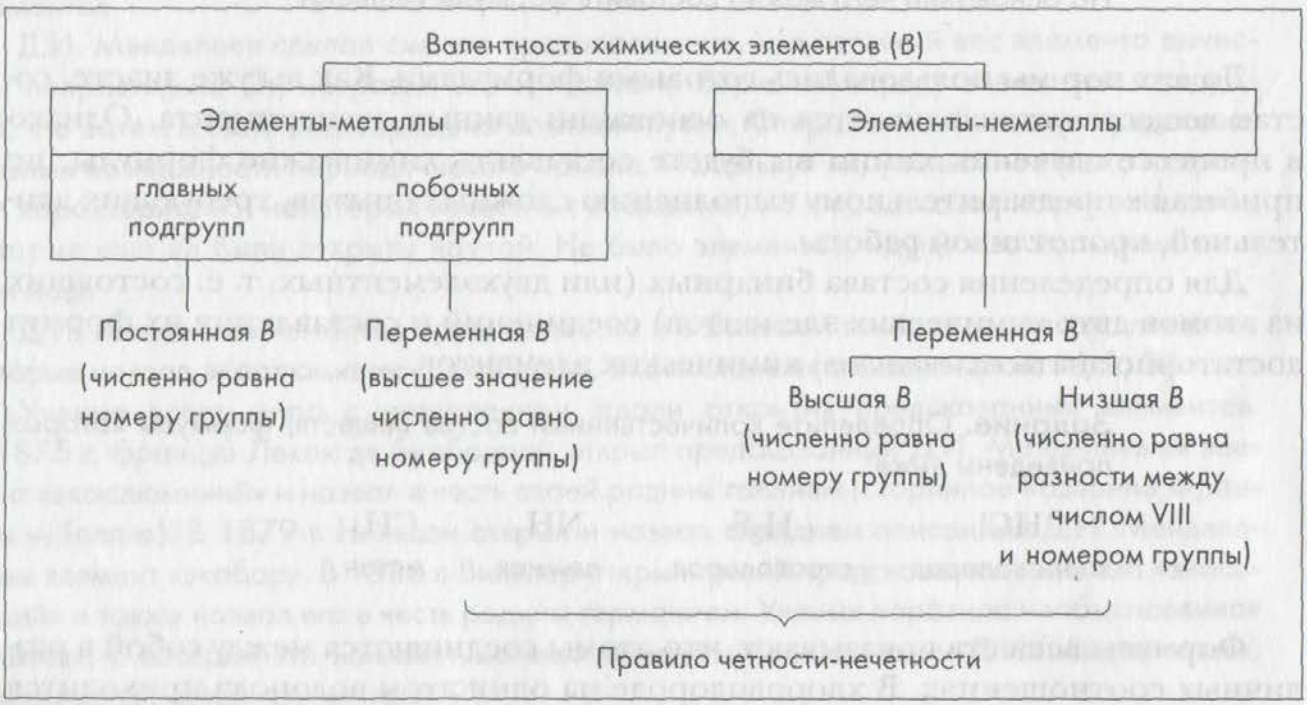
Для удобства договоримся обозначать понятие «валентность» буквой *B*.

Изучение состава веществ, образованных водородом и атомами других элементов, показало, что его атом не может присоединять более одного атома других элементов. Это позволило принять *валентность водорода за единицу:* $B(H) = I$. Дальнейшие рассуждения могут быть построены следующим образом: если в состав молекулы хлороводорода входит по одному атому водорода и хлора, значит, валентность этих элементов в данном случае равна: $B(Cl) = B(H) = I$.

Поскольку в молекуле сероводорода содержится один атом серы и два атома водорода, значит, валентность серы в два раза превышает валентность водорода и равна двум: $\overset{I\ II}{H_2S}$. (Значение валентности принято указывать римской цифрой над химическим символом: $\overset{III\ I}{PH_3}$.) По аналогии можно определить валентности атомов азота, углерода и кислорода в следующих соединениях: $\overset{III\ I}{NH_3}$, $\overset{I\ II}{H_2O}$, $\overset{IV\ I}{CH_4}$. Итак, запомним:

Водород всегда одновалентен, кислород всегда двухвалентен: $\overset{I\ II}{H, O}$.

Схема 8. **Определение валентности элемента**



Атомы химических элементов проявляют валентность только в соединениях. Наряду с элементами, всегда проявляющими *постоянную валентность* (Ca, Al и др.), существует множество элементов, проявляющих *переменную валентность*: C, P, S, Pb и др.

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* (схема 8, табл. 8).

Для этого следует учитывать, что каждая группа (вертикальный столбец) элементов состоит из двух подгрупп: главной и побочной. Рассмотрите таблицу 8. В нее внесены химические элементы, с которыми вы будете встречаться особенно часто.

Таблица 8.* 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	I H							He
2	2	I Li	II Be	III B	II, IV C	I–IV N	II O	I F	Ne
3	3	I Na	II Mg	III Al	IV Si	III, V P	II, IV, VI S	II, IV, VI Cl	Ar
4	4	I K	II Ca				III, VI Cr	II, IV, VI, VII Mn	II, III Fe
	5	I, II Cu	II Zn			III, V As	VI Se	I, V Br	Kr
5	6	I Rb							
	7	I Ag			II, IV Sn		VI Te	I, V I	Xe
6	8	I Cs							
	9	I, III Au	I, II Hg		II, IV Pb				
Общие формулы высших оксидов		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4

* Серым цветом выделены клетки элементов-неметаллов. В скобках указаны возможные значения валентности.

Элементы-металлы, располагающиеся в главных подгруппах первой и второй групп, проявляют постоянную валентность, равную номеру группы. Это же относится и к алюминию (третья группа). А вот металлические элементы четвертой 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!**

Бóльшая часть неметаллов, располагающихся в главных подгруппах групп с четвертой 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. Например: высшая валентность элемента фосфора, стоящего в пятой группе, равна V, низшая: VIII – – V = III. Следовательно, валентность фосфора переменная — III и V: *B*(P) = III, V.

Элементы групп с четными номерами проявляют четные значения валентности (например, $\overset{II, IV}{C}$, $\overset{II, IV}{Si}$, $\overset{II, IV, VI}{S}$), а для элементов нечетных групп характерны нечетные значения валентности ($\overset{III, V}{P}$, $\overset{I, VII}{Cl}$). Эта характерная особенность называется правилом четности-нечетности.

Выводы

1. Валентность — свойство атомов присоединять определенное 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: $\overset{II}{O}$, $\overset{I}{H}$.

5. В случаях переменной валентности высшее ее 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 четности-нечетности

Вопросы и задания

▲ **1.** Рассмотрите таблицу 8. Какие металлы обладают постоянной валентностью? Какие элементы первой группы обладают переменной валентностью? Какую подгруппу они образуют?

❑ **2.** Используя таблицу 8, составьте формулы кислородсодержащих соединений для известных вам элементов.

§ 14. Определение валентности элементов по формулам их соединений. Составление формул по валентности

По формуле бинарного соединения можно определить валентность одного из элементов, если известна валентность другого.

Алгоритм действий при определении валентности элемента по формуле его соединения

Действие	Примеры		
1. Записать химические формулы веществ, указав известные значения валентности	$\overset{I}{Li_3}N$	$\overset{II}{Mg}O$	$\overset{II}{Al_2}O_3$
2. Найти общее число валентностей известного элемента (для этого надо перемножить значение валентности на индекс элемента)	$\overset{I}{Li_3}N$ $3 \cdot I = 3$	$\overset{II}{Mg}O$ $1 \cdot II = 2$	$\overset{III}{Al_2}O_3$ $3 \cdot II = 6$
3. Общее число валентностей известного элемента разделить на индекс второго элемента, полученное число и есть значение валентности последнего	$\overset{I}{Li_3}N$ $3 : 1 = 3$	$\overset{II}{Mg}O$ $2 : 1 = 2$	$\overset{III}{Al_2}O_3$ $6 : 2 = 3$

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

1. При составлении формул веществ, в состав которых входят атомы металлов и неметаллов, на первом месте пишут символ элемента-металла, на втором — символ элемента-неметалла (например, NaCl, MgO и т. д.).

Если соединение образовано двумя элементами-неметаллами, тогда первое место отводится элементу, проявляющему высшее значение валентности, а на втором записывают символ элемента-неметалла, проявляющего низшую валентность ($\overset{V\ II}{P_2}O_5$, $\overset{IV\ II}{C}\ S_2$ и т. д.).

2. Неметаллические элементы в соединениях с металлами проявляют низшую валентность.

Составим формулу соединения металла натрия с неметаллом серой.

В периодической системе химических элементов натрий ($Z = 11$) располагается в главной подгруппе первой группы, следовательно, проявляет постоянную валентность, равную единице: $\overset{I}{Na}$. Сера ($Z = 16$) стоит в шестой группе, следова-

тельно, ее высшая валентность равна VI, тогда значение низшей валентности равно VIII – VI = II, т. е. $\overset{II}{S}$. Сера – неметалл, следовательно, в соединении с натрием она проявит низшую валентность – II. Значит, формула соединения имеет следующий вид: $\overset{I}{Na_2}\overset{II}{S}$.

3. Задача составления формул сложных веществ, состоящих из атомов двух неметаллов, сложнее. Здесь следует учитывать, что *высшую* валентность проявит тот элемент, который стоит в периодической системе *левее* или *ниже*, а *низшую* – соответственно тот, который стоит *правее* или *выше*. Рассмотрим это на примере формулы соединения, в состав которого входят атомы фосфора и хлора.

Найдите элементы № 15 и 17 в периодической таблице. Здесь показано, что 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 – $\overset{V}{P}\overset{I}{Cl_5}$.

Обычно символ элемента, проявляющего высшую валентность, записывают на первом месте.

4. В соединениях с кислородом элементы-неметаллы проявляют высшую валентность, в соединениях с водородом – низшую (схема 9).

Схема 9. **Высшая и низшая валентность элементов-неметаллов**

Символ элемента, значения его низшей и высшей валентности		$\overset{III, V}{P}$	$\overset{II, VI}{S}$	$\overset{I, VII}{Cl}$
Формулы соединений	с кислородом	$\overset{V}{P_2O_5}$	$\overset{VI}{SO_3}$	$\overset{VII}{Cl_2O_7}$
	с водородом	$\overset{III}{PH_3}$	$\overset{II}{H_2S}$	$\overset{I}{HCl}$

Алгоритм действий при составлении химических формул по валентности

Действие	Примеры		
1	2		
1. Записать символы химических элементов, которые входят в состав веществ	KS	SO	PCl
2. Над символами химических элементов проставьте значения валентностей	$\overset{I\ II}{KS}$	$\overset{IV\ II}{SO}$	$\overset{V\ I}{PCl}$

Окончание

1	2		
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_2S	4 : IV = 1 4 : II = 2 SO_2	5 : V = 1 5 : I = 5 PCl_5
Примечание: индекс «1» не пишут!			

Основные понятия. Высшая валентность • Низшая валентность

Вопросы и задания

- ❑ **1.** Какие валентности могут проявлять атомы элементов № 3, 12, 14, 19?
- ❑ **2.** Определите валентность химических элементов по формулам их соединений: HgO, HBr, ZnS, MgF_2, CuO, $AlCl_3$.
- ❑ **3.** Составьте формулы соединений серы, фосфора, кремния, цинка и олова с кислородом и хлором.
- ❑ **4.** Расставьте индексы вместо точек в формулах следующих соединений: K...N..., $\overset{IV}{Sn}$...O..., $\overset{VII}{Mn}$...O..., $\overset{III}{Fe}$...S..., $\overset{III}{Cr}$...Cl...
- ○ **5.** Составьте формулы соединений, состоящих из пар элементов: калий и сера, натрий и фосфор, кальций и хлор, азот и магний, углерод и кремний.

§ 15. Количество вещества. Моль — единица количества вещества

? Дайте определения относительным атомной и молекулярной массам. Устно рассчитайте массу молекул воды, сероводорода (H_2S), аммиака (NH_3), хлороводорода (HCl). В каких единицах измеряется масса молекул? 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, $m_м(O_2) = 16$ а.е.м. $\cdot$ 2 = 32 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.** Оно обозначается символами N_A и выражает отношение единиц, используемых для измерения масс объектов микро- и макромира:

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

Постоянная названа в честь итальянского химика Амедео Авогадро, очень много сделавшего для утверждения в науке атомно-молекулярного учения.

Согласно Международной системе единиц (СИ) моль является единицей измерения особой физической величины — *количества вещества.* Под количеством вещества (обозначается греческой буквой ν — «ню») 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.



Амедео Авогадро (1776–1856)

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ — очень большое число. Чтобы как-то представить его, скажем лишь, что оно больше, чем число стаканов воды, которое содержится в Мировом океане, а $6{,}02 \cdot 10^{23}$ зерен 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 отсчета макротел бессмысленно.* Главное его назначение — определение количества частиц (атомов, молекул) *микромира* и *связь единиц микро- и макромира.*

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

Пример 1. Какому количеству вещества соответствует $12 \cdot 10^{23}$ атомов меди?

Дано:	*Решение:*
$N(Cu) = 12 \cdot 10^{23}$ атомов	$\nu = N : N_A$, где ν — количество вещества; N_A — постоянная Авогадро; N — число молекул
$\nu(Cu) - ?$	$\nu(Cu) = \frac{12 \cdot 10^{23}\text{атомов}}{6 \cdot 10^{23}\text{атомов/моль}} = 2$ моль

Пример 2. Сколько молекул (N) серной кислоты содержится в 0,5 моль этого вещества?

Дано:	*Решение:*
$\nu(H_2SO_4) = 0{,}5$ моль	$\nu = N : N_A$, отсюда $N = \nu \cdot N_A$
$N(H_2SO_4) - ?$	$N(H_2SO_4) = 0{,}5$ моль $\cdot 6 \cdot 10^{23}$ молекул/моль = $= 3 \cdot 10^{23}$ молекул

Основные понятия. Количество вещества • Моль • Постоянная Авогадро

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?

§ 16. Молярная масса

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

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

$$M = m_a \cdot N_A$$

$$M = m_м \cdot N_A$$

Например:

$m_a(C) = 1{,}99 \cdot 10^{-26}$ кг

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

Численное значение молярной массы равно значению относительной, или молекулярной, массы.

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

$A_r(S) = 32$, отсюда $M(S) = 32$ г/моль

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

$M(H_2SO_4) = 98$ г/моль

Приведем примеры выполнения расчетов.

Пример 1. Определить молярную массу углекислого газа — CO_2.

Дано:	*Решение:*
CO_2	$M_r(CO_2) = 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 44$
$M(CO_2)$ — ?	$M(CO_2) = 44$ 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 навеске воды массой 54 г?

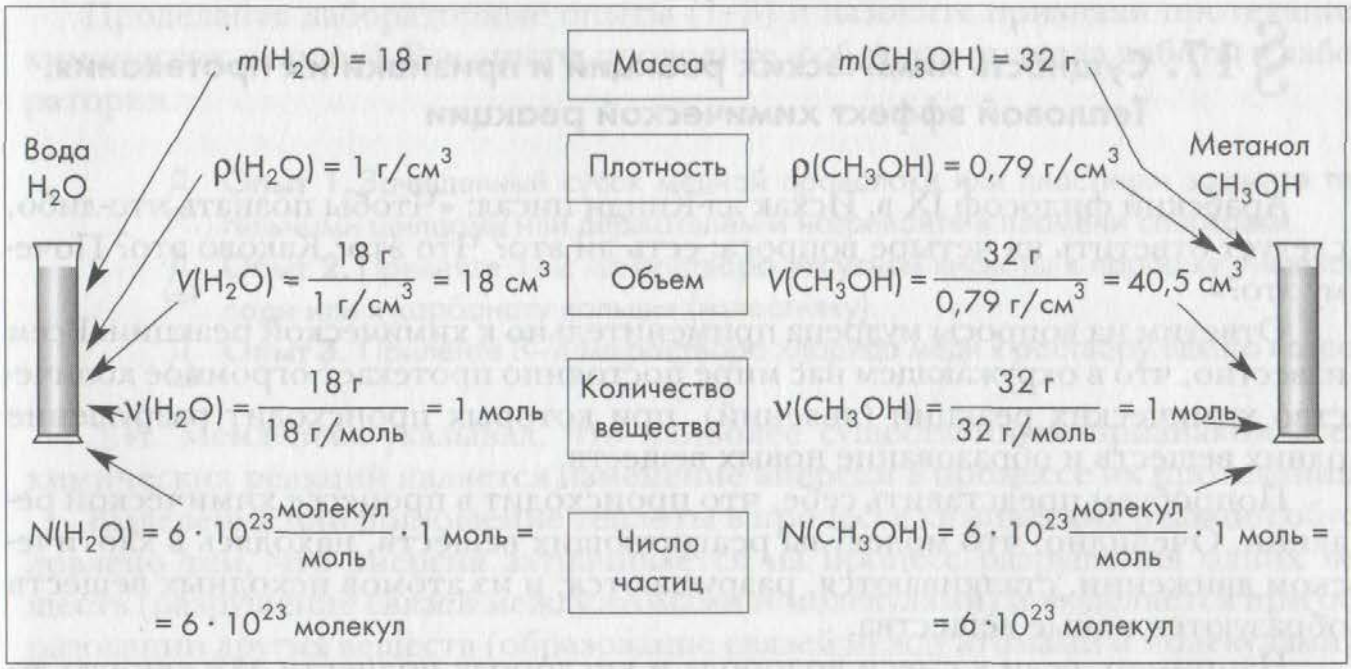
Дано:	*Решение:*
$m(H_2O) = 54$ г	$M = m : \nu$,
	отсюда $\nu = m : M$
$\nu(H_2O)$ — ?	$M(H_2O) = 18$ г/моль
	$\nu(H_2O) = \frac{54 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 3$ моль

Пример 3. Какова масса оксида алюминия, взятого в количестве 0,5 моль?

Дано:	*Решение:*
$\nu(Al_2O_3) = 0{,}5$ моль	$M_r(Al_2O_3) = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102$
	$M(Al_2O_3) = 102$ г/моль
	$M = m : \nu$,
$m(Al_2O_3)$ — ?	отсюда $m = M \cdot \nu$
	$m(Al_2O_3) = 102$ г/моль $\cdot$ 0,5 моль = 51 г

Подведем итоги: определенную порцию любого вещества мы можем теперь описать, пользуясь различными физическими величинами (схема 10).

Схема 10. **Способы описания порции вещества**



Вопросы и задания

- **1.** Вставьте пропущенные слова: а) вода ... 10 моль; б) ацетон массой 5 ...; в) сера ... 6 кг; г) олово ... 7,3 г/см^3; 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 углерода или в 1 моль алюминия?
- **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?

Глава 2

Химические реакции. Законы сохранения массы и энергии

§ 17. Сущность химических реакций и признаки их протекания. Тепловой эффект химической реакции

Арабский философ IX в. Исхак ал-Кинди писал: «Чтобы познать что-либо, следует ответить на четыре вопроса: есть ли это? Что это? Каково это? Почему это?»

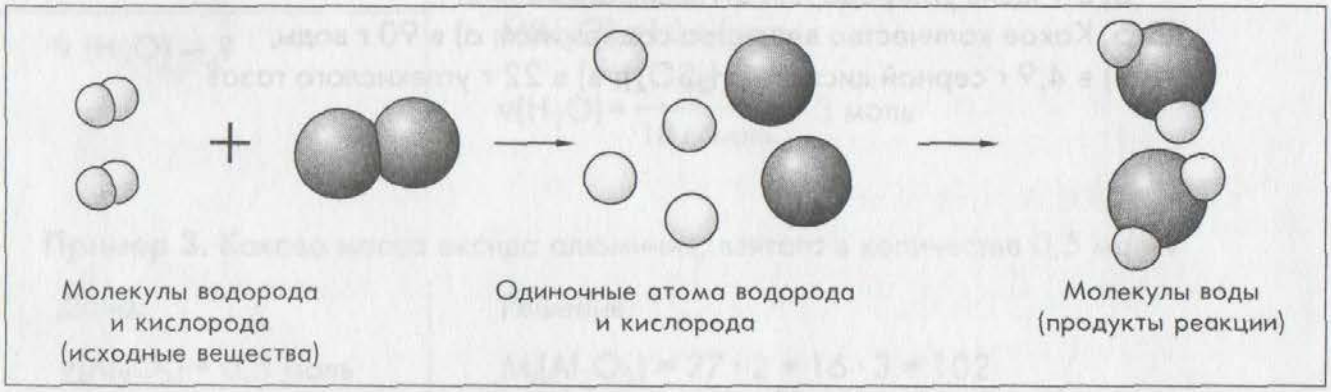
Ответим на вопросы мудреца применительно к химической реакции. Всем известно, что в окружающем нас мире постоянно протекает огромное количество химических реакций (явлений), при которых происходит разрушение одних веществ и образование новых веществ.

Попробуем представить себе, что происходит в процессе химической реакции. Очевидно, что молекулы реагирующих веществ, находясь в хаотическом движении, сталкиваются, разрушаются, и из атомов исходных веществ образуются новые вещества.

Например, если к смеси водорода и кислорода поднести зажженную лучинку или пропустить через эту смесь электрический разряд, то произойдет оглушительный взрыв, а на стенках сосуда образуется новое вещество — вода. Произошла реакция образования молекул воды из атомов водорода и кислорода.

Согласно атомно-молекулярному учению, в процессе химической реакции происходит перегруппировка атомов исходных веществ и образуются молекулы продуктов реакции (схема 11).

Схема 11. **Образование воды**



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

Судить о протекании химических реакций можно на основании определенных *признаков*: изменения окраски реагирующих веществ; выделения газа; появления запаха; выпадения осадка и др.

Проделайте лабораторные опыты (1–3) и назовите признаки протекания химических реакций. Все опыты проводите, соблюдая правила работы в лаборатории.

Опыт 1. Зачищенный кусок медной проволоки или пластинки зажмите тигельными щипцами или держателем и нагревайте в пламени спиртовки.

Опыт 2. Прилейте 1–2 мл раствора уксусной кислоты к порошку пищевой соды или к карбонату кальция (известняку).

Опыт 3. Прилейте 3–4 мл раствора хлорида меди к раствору едкого натра.

Д.И. Менделеев указывал, что наиболее существенным 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*.

Количество выделенной (или поглощенной) 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 ученому Н.Н. Бекетову. В общем виде суть термохимических процессов можно записать следующим образом.



Николай Николаевич Бекетов (1828–1911)

Экзотермическая реакция: [исходные вещества] → [продукты реакции] + Q.

Эндотермическая реакция: [исходные вещества] → [продукты реакции] – Q.

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

Основные понятия. Химическая реакция • Признаки протекания реакции • Экзотермические и эндотермические реакции • Тепловой эффект • Термохимическая реакция

Вопросы и задания

▲ **1.** Что называется химической реакцией?

❑ **2.** 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?

❑ **3.** Приведите примеры протекания химических реакций, для которых характерны признаки: выделение газа, появление осадка, изменение окраски.

❑ **4.** Изобразите схему реакции образования сероводорода из серы и водорода:

$$\underset{\text{водород}}{H_2} + \underset{\text{сера}}{S} = \underset{\text{сероводород}}{H_2S}$$

Объясните ее с точки зрения атомно-молекулярного учения.

▲ **5.** На какие типы (по тепловому эффекту) можно разделить химические реакции?

○ **6.** К какому типу — экзо- или эндотермическому — относятся следующие реакции: образование воды из водорода и кислорода, самовозгорание и взрыв метана (газ, который часто выделяется породой и скапливается в шахтах).

✱ **7.** Предложите схему прибора для измерения теплового эффекта химической реакции.

§ 18. Законы сохранения массы и энергии

? Вспомните основные положения атомно-молекулярного учения. Что происходит с веществами в химических реакциях?

В химических реакциях происходит превращение одних веществ в другие, при этом исходные вещества и продукты реакции состоят из одних и тех же химических элементов.

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

масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате химической реакции.

Этот закон, носящий название **закона сохранения массы,** был открыт в 1756 г. великим русским ученым М.В. Ломоносовым.

М.В. Ломоносов опроверг господствовавшее в то время в химии представление о существовании некоего ***флогистона*** — «огненной материи», — который содержится в любом веществе. Сторонник этой теории — знаменитый английский ученый Р. Бойль прокаливал металлы на открытом воздухе и, наблюдая увеличение веса металлов, сделал вывод, что он увеличивается за счет проникновения в них «*теплорода*».

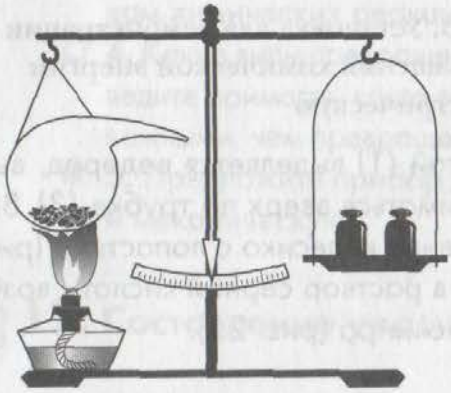


Рис. 22. Сохранение массы веществ при прокаливании железа в запаянной реторте

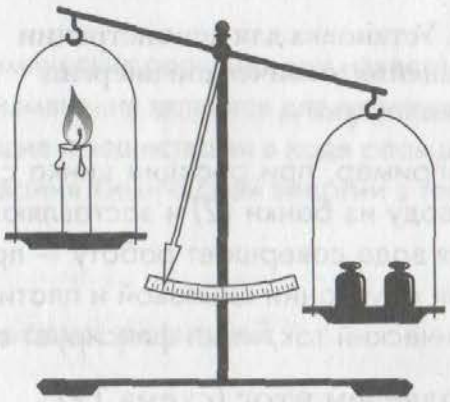


Рис. 23. Горение свечи на весах

М.В. Ломоносов, в отличие от Р. Бойля, прокаливал металлы в запаянном сосуде – реторте (рис. 22) и обнаружил, что вес веществ до и после реакции *остался неизменным.*

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

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

Закон сохранения массы проявляется во всех химических реакциях и всегда может быть подтвержден экспериментально. Например, при горении свечи кажется, что масса веществ убывает (рис. 23), однако если произвести поглощение продуктов реакции и взвесить их вместе с огарком свечи, то масса веществ получится такой же, как и до начала реакции.

Независимо от М.В. Ломоносова закон сохранения массы был установлен французским химиком А. Лавуазье (1789).

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.

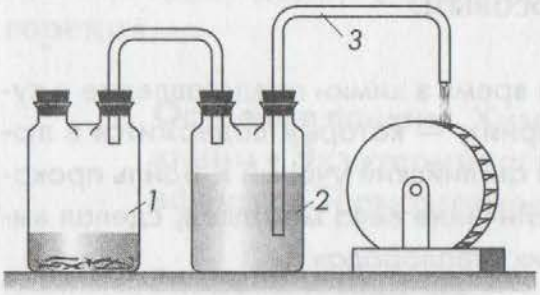


Рис. 24. Установка для демонстрации превращения химической энергии в механическую

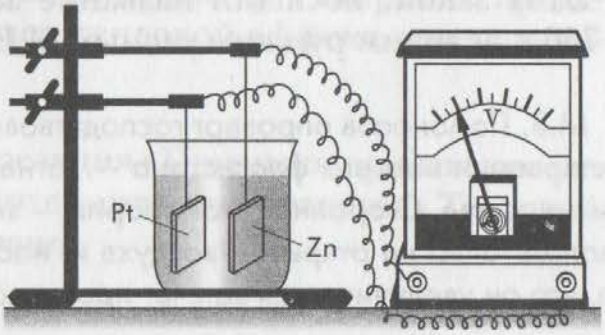


Рис. 25. Установка для демонстрации превращения химической энергии в электрическую

Например, при реакции цинка с серной кислотой *(1)* выделяется водород, вытесняющий воду из банки *(2)* и заставляющий воду подниматься вверх по трубке *(3)*. Выливающаяся вода совершает работу — приводит в движение колесико с лопастями (рис. 24).

При опускании цинковой и платиновой пластин в раствор серной кислоты возникает электрический ток, что и фиксирует стрелка гальванометра (рис. 25).

Подведем итог (схема 12).

***Схема 12.* Взаимопревращение различных видов энергии в химических реакциях**

Переход одних видов энергии в другие	Виды энергии	Примеры
Химическая энергия ⇄	Тепловая энергия	а) Реакция горения б) Реакции, идущие только при постоянном нагревании, например разложение оксида ртути, разложение известняка
Химическая энергия ⇄	Световая энергия	а) Свечение фосфора, свечение гнилого дерева б) Фотосинтез, разложение светом некоторых веществ, использующихся в фотографии
Химическая энергия ⇄	Механическая энергия	а) Реакции, за счет которых выполняется некоторая работа (рис. 24) б) Разложение взрывчатых веществ при ударе
Химическая энергия ⇄	Электрическая энергия	в) Возникновение электрического тока при химических реакциях (рис. 25) б) Электролиз воды

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

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

Основные понятия. Закон сохранения массы при химических реакциях • Взаимопревращение видов энергии

Вопросы и задания

▲ **1.** Сформулируйте закон сохранения массы и проиллюстрируйте его примерами.

○ **2.** При горении дров на первый взгляд закон сохранения массы не выполняется. Опровергните это утверждение.

❑ **3.** Почему выделение или поглощение теплоты относится к общим признакам химических реакций?

○ **4.** 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.

✱ **5.** Предложите прибор для преобразования химической энергии в тепловую и механическую.

§ 19. Составление уравнений химических реакций

Зная состав молекул исходных веществ и продуктов реакции, можно для любой реакции написать уравнение химической реакции, 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:

$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$

Алгоритм составления уравнений химических реакций

Действие	Пример
1	2
1. Записать формулы исходных веществ и продуктов реакции (между ними ставят черточку)	$Al + O_2$ — Al_2O_3 левая часть уравнения — правая

Окончание

1	2
2. Определить число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения. Если число атомов различное, то необходимо:	1 атом Al — 2 атома O 2 атома Al — 3 атома O
а) найти для каждого элемента наименьшее кратное (обычно начинают с тех атомов, число которых в реагирующих веществах больше)	для числа атомов кислорода (2) и алюминия (3) наименьшее общее кратное 6
б) разделить наименьшее кратное на число соответствующих атомов, т. е. найти и расставить коэффициенты	(6 : 2 = 3) 6 (6 : 3 = 2) $Al + 3O_2$ – $2Al_2O_3$
в) уравнять числа атомов остальных элементов (если это сделано, между левой и правой частями уравнения можно поставить знак равенства)	левая часть: 1 атом Al; правая часть: 2 · 2 = 4 атома Al в левой части нужно поставить коэффициент 4: $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$
3. Проверить правильность уравнивания числа атомов в левой и правой частях уравнения химической реакции	4 атома Al — 4 атома Al 6 атомов O — 6 атомов O

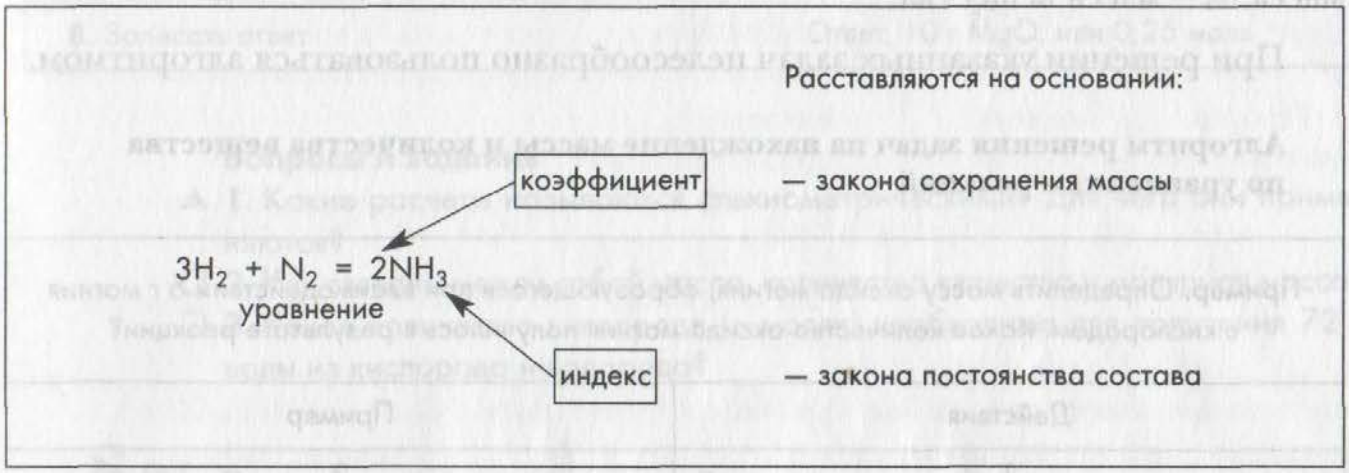
Прочтение химических уравнений. Между понятиями *атом*, *молекула* и *моль* существует определенное соотношение. Поэтому, например, уравнение реакции образования воды из водорода и кислорода

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

можно прочитать 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 основании двух важнейших законов: закона сохранения массы и закона постоянства состава веществ (схема 13).

Схема 13. **Расстановка индексов и коэффициентов в уравнениях химических реакций**



Основные понятия. Коэффициент • Индекс

Вопросы и задания

▲ **1.** Что такое уравнение химической реакции?

▲ 2. Какими законами необходимо руководствоваться при составлении уравнений?

❑ **3.** Каков порядок действий при составлении химических уравнений?

○ **4.** Прочтите уравнения химических реакций:

а) $2Ca + O_2 = 2CaO$ (оксид кальция);

б) $Fe + S = FeS$ (сульфид железа).

§ 20. Расчеты по уравнениям химических реакций

? Вспомните определения молярной массы и количества вещества.

Уравнения реакции имеют огромное практическое значение для расчетов, связанных с той или иной реакцией. Предположим, что нам надо получить в лаборатории определенное количество какого-либо вещества. Для этого необходимо:

1) написать уравнение реакции;

2) провести расчет по уравнению;

3) взвесить и отмерить определенное количество веществ на основании данных расчета по уравнению химической реакции;

4) осуществить реакцию.

Расчеты количеств веществ, участвующих в химических реакциях, называются *стехиометрическими.*

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

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 оксида магния получилось в результате реакции?

Действия	Пример
1	2
1. Записать условие задачи	*Дано:* $m(Mg) = 6$ г $m(MgO) = ?$ $\nu(MgO) = ?$
2. Составить уравнение реакции	$2Mg + O_2 = 2MgO$
3. Указать количественные отношения, в которых в данной реакции участвуют исходные вещества и продукты	$2Mg + O_2 = 2MgO$ 2 моль 1 моль 2 моль (из уравнения)
4. Определить количество каждого вещества по известной из условия массе	$\nu = \frac{m}{M}$ $\nu(Mg) = \frac{6\text{ г}}{24\text{ г/моль}} = 0{,}25$ моль
5. Подписать полученные значения количества веществ под уравнением реакции	$2Mg + O_2 = 2MgO$ 2 моль 1 моль 2 моль (из уравнения) 0,25 моль (из расчетов)
6. Определить искомое в задаче количество вещества	Если из 2 моль Mg образуется 2 моль MgO, значит, из 0,25 моль Mg образуется 0,25 моль MgO: $2Mg + O_2 = 2MgO$ 0,25 моль 0,25 моль (из расчетов)

Окончание

1	2
7. Найти массу образующегося вещества	$m = Mv$, $M(MgO) = 24 + 16 = 40$ г/моль, $m(MgO) = 40$ г/моль · 0,25 моль = 10 г
8. Записать ответ	Ответ: 10 г MgO, или 0,25 моль

Вопросы и задания

▲ **1.** Какие расчеты называются стехиометрическими? Для чего они применяются?

❑ **2.** Как связаны между собой масса, количество вещества и молярная масса?

❑ **3.** Какое количество кислорода (в молях) необходимо для получения 72 г воды из кислорода и водорода?

§ 21. Типы химических реакций

? Какие типы химических реакций вам уже известны?

Химические реакции можно классифицировать по различным признакам. По числу и составу исходных и полученных веществ химические реакции делятся на реакции соединения, разложения, замещения и обмена. В таблице 9 приведены их важнейшие признаки.

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

<table>
<tr><td rowspan="2">Тип реакции</td><td colspan="2">Уравнение реакции в общем виде. Количество и состав веществ</td><td rowspan="2">Примеры (уравнения реакции)</td></tr>
<tr><td>вступивших в реакцию</td><td>получившихся в результате реакции</td></tr>
<tr><td rowspan="3">Реакция соединения</td><td>Несколько простых</td><td>Сложное вещество</td><td rowspan="3">Образование хлорида цинка:
$Zn + Cl_2 \xrightarrow{t} ZnCl_2$
Образование карбоната кальция:
$CaO + CO_2 = CaCO_3$</td></tr>
<tr><td colspan="2">$A + B = AB$</td></tr>
<tr><td>или сложных веществ</td><td>Другое сложное вещество</td></tr>
<tr><td colspan="3">$AB + CB = AB_2C$</td></tr>
</table>

Окончание табл. 9

Тип реакции	Уравнение реакции в общем виде. Количество и состав веществ		Примеры (уравнения реакции)
	вступивших в реакцию	получившихся в результате реакции	
Реакция разложения	Сложное вещество	Несколько других простых	Разложение воды: $2H_2O \overset{\text{эл. ток}}{=} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$
	$AB = A + B$		
		или сложных веществ	Разложение гидроксида меди: $Cu(OH)_2 \overset{t}{=} CuO + H_2O$
	$AB_2C = AB + BC$		
Реакция замещения	Сложное вещество и простое	Другое сложное вещество и другое простое	Вытеснение меди из раствора хлорида меди: $CuCl_2 + Fe = Cu + FeCl_2$
	$AB + C = A + CB$		Вытеснение хрома из его оксида алюминием: $Cr_2O_3 + 2Al \overset{t}{=} 2Cr + Al_2O_3$
Реакция обмена	Два сложных вещества	Два других сложных вещества	Взаимодействие оксида меди с серной кислотой: $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$
	$AB + CD = AD + CB$		

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



Опыт 1. Заполните пробирку на $^1/_5$ часть свежеприготовленным гидроксидом меди $Cu(OH)_2$ (гидроксид меди приготовьте по указаниям учителя). Возьмите пробирку с гидроксидом меди держателем и нагревайте в пламени спиртовки.

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

Опыт 2. Налейте в пробирку (примерно на $^1/_4$ объема) раствор хлорида меди $CuCl_2$, 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.

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

Основные понятия. Реакции соединения • Реакции разложения • Реакции замещения • Реакции обмена

Вопросы и задания

▲ **1.** Дайте определение реакциям замещения, разложения, соединения, обмена, приведите примеры.

○ **2.** Объясните сущность реакций разных типов с позиций атомно-молекулярного учения.

❑ **3.** Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций (там, где это необходимо), укажите, к какому типу относятся следующие химические реакции:

1) $C + O_2 \rightarrow CO_2$

2) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

3) $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

4) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

Глава 3

Методы химии

§ 22. Методы химии

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 для решения более сложных задач готовые рецепты известны не всегда. Количество серной кислоты для заправки аккумулятора можно рассчитать, решив несложное уравнение, где связаны такие величины, как концентрация кислоты, ее плотность, необходимый объем и прочее. Для приготовления хорошей краски художнику полезно знать ее важнейшие свойства и учитывать их, подбирая грунт, растворитель, смешивая краски и т. д.

Задачи, возникающие в повседневной жизни, хотя и требуют определенных знаний, жизненного опыта и сноровки, конечно, не могут сравниться со сложностью задач, стоящих перед химической наукой. Для успешного решения научных задач необходимо использовать определенные *методы*.

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 (схема 14). В химии ведущим методом познания является *химический эксперимент*. В науке при исследовании какого-либо объекта или процесса чаще всего используется не один, а множество методов. Еще алхимики, нагревая реторту с медным колчеданом и наблюдая результаты опыта, познавали свойства минералов с помощью эксперимента.

При изучении какого-либо химического процесса в современных условиях используются различные методы, однако аппаратура для их осуществления, конечно, гораздо более совершенна. Кроме того, эксперимент и наблюдение чаще всего сочетаются с моделированием процесса, например моделированием «поведения» атомов и молекул в изучаемых реакциях. По мере развития естественных наук развивались и методы, применяемые в этих науках.

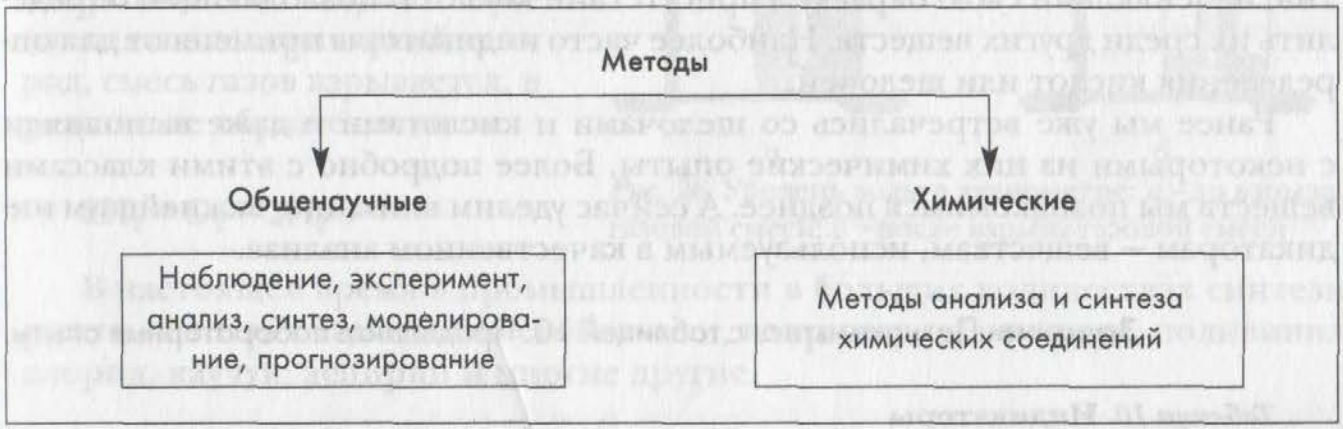
Важнейшие методы химии связаны с непосредственным изучением веществ и химических явлений: *наблюдение, описание, эксперимент*.

Чтобы понять окружающий мир, нужно уметь его наблюдать. Может показаться, что в этом ничего сложного нет — каждый наблюдал десятки явлений: радугу после дождя, горение костра, ржавление металла и др. Однако это еще нельзя назвать научным наблюдением.

Наблюдательность — это не только способность видеть, это сосредоточенность, внимательное отношение к деталям, а часто и изобретательность исследователя. При наблюдении очень важно определить и отметить *существенные условия*, в которых проводилось наблюдение. Наконец, наблюдение

в науке бессмысленно без тщательного описания увиденного, *без фиксации полученных результатов*. Наблюдение позволило сделать выдающиеся открытия. Достаточно назвать такое открытие, как вращение Земли вокруг Солнца! М.В. Ломоносов, Дж. Дальтон, Р. Бойль, Д.И. Менделеев и другие знаменитые ученые-химики были прекрасными наблюдателями.

Схема 14. **Методы химии**



При работе в химической лаборатории наблюдение приходится проводить постоянно. Успех зависит от того, насколько точно и полно сделаны и описаны наблюдения.

Однако наблюдения, даже самого тщательного, обычно недостаточно. 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 определенными свойствами.

§ 23. Анализ и синтез веществ — экспериментальные методы химии

В химии очень часто используют такие экспериментальные методы, как *анализ* и *синтез* веществ. Анализ в переводе с греческого значит «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 еще в Древнем Египте и Греции. В наше время химический анализ —

один из важнейших способов контроля сырья и готовой продукции. В сельском хозяйстве путем 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 их среди других веществ. Наиболее часто индикаторы применяют для определения кислот или щелочей.

Ранее мы уже встречались со щелочами и кислотами и даже выполняли с некоторыми из них химические опыты. Более подробно с этими классами веществ мы познакомимся позднее. А сейчас уделим внимание важнейшим индикаторам — веществам, используемым в качественном анализе.

Задание. Познакомьтесь с таблицей 10. Проделайте лабораторные опыты.

Таблица 10. **Индикаторы**

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



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

В качественном анализе используют и другие приемы, 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 путем химических реакций.*

Вы уже знакомы с реакцией разложения воды электрическим током. Возможен и процесс синтеза воды из водорода и кислорода, он проводится в спе-

циальном приборе, называемом эвдиометром (рис. 26). Толстостенную трубку (эвдиометр) погружают в воду и заполняют соответствующими объемами водорода и кислорода (2 : 2), затем с помощью индукционной катушки производят электрический разряд, смесь газов взрывается, в результате образуется вода:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

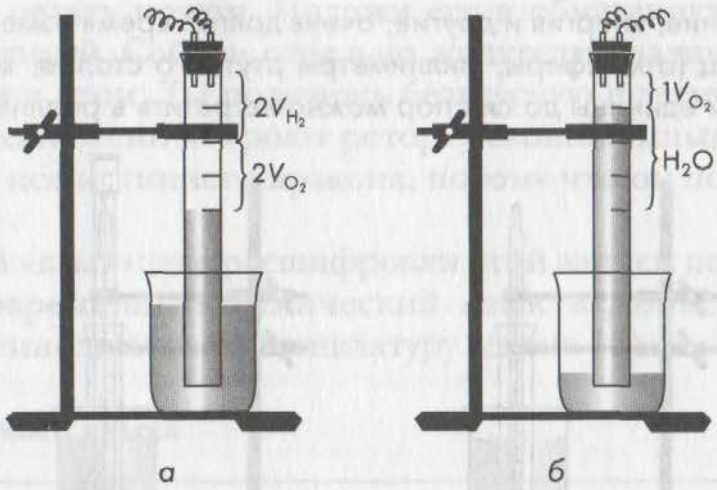


Рис. 26. Уровень воды в эвдиометре: *а* – до взрыва газовой смеси; *б* – после взрыва газовой смеси

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

Основные понятия. Описание • Наблюдение • Эксперимент • Индикатор • Анализ • Синтез

Вопросы и задания

▲ **1.** Что такое анализ и синтез веществ? Какие виды анализа вам известны?

○ **2.** Какие приемы качественного анализа вы используете в повседневной жизни? Как вы думаете, в каких случаях используют такой аналитический прием, как окрашивание пламени?

❑ **3.** Укажите, какие из приведенных реакций можно отнести к реакциям синтеза:

а) $Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu$

б) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$

в) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$

г) $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$

Химия — точная наука

(дополнительный материал к § 23)

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, объем) и свои специфические величины, когда за эталон сравнения принимаются характерные свойства какого-либо вещества (твердость). Надо иметь в виду, что некоторые величины, например дав-

ление, 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.

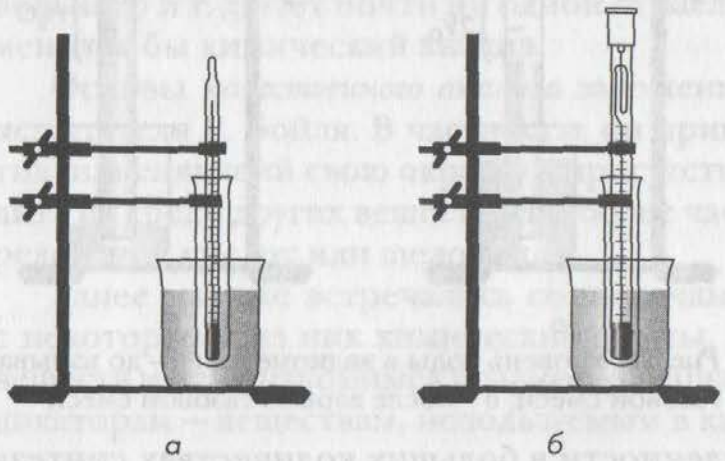


Рис. 27. Термометры Бекмана

Следует помнить, что всякое измерение ограничено многими факторами: внешними условиями, влияющими на измеряемую величину, точностью прибора, а если речь идет об исследовательской работе, то и внимательностью наблюдателя. На рис. 27 изображены термометры Бекмана. Один из них позволяет производить измерения с точностью до ±0,2 °С (*а*), а другой — с точностью до ±0,002 °С (*б*). Поэтому всегда нужно учитывать возможную погрешность измерения. В химии, как в экспериментальной науке, приняты четыре способа выражения зависимости:

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;

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

§ 24. Химический язык как средство и метод познания химии

? О существовании каких языков вам известно?

Что такое математический язык?

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

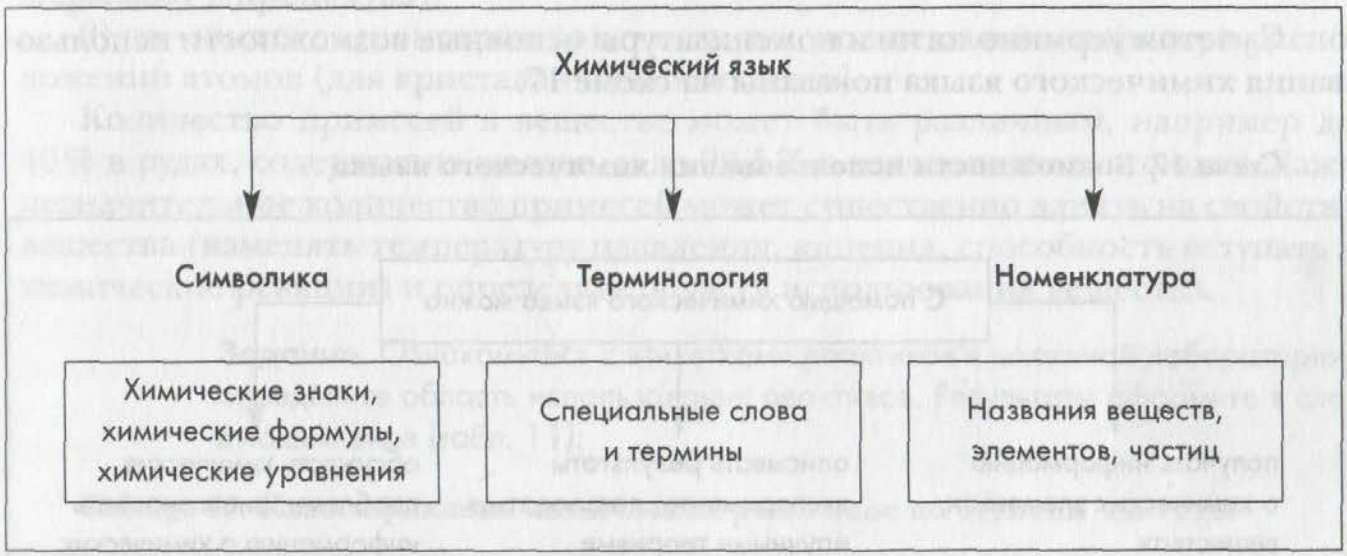
У химической науки есть и свой язык, которым описываются результаты исследований. По мере развития химии развивался и ее язык.

Алхимики давали каждому веществу названия, используя имена сказочных чудовищ, планет, растений и т. д., а результаты своих опытов описывали малопонятным, очень 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 зеленого льва. После этого прокаливай сильнее, и она превратится в красного льва. Дегидрируй этого красного льва на песчаной бане с кислым виноградным спиртом, и ртуть превра-

тится 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 темным покрывалом, и ты найдешь внутри нее истинного дракона, потому что он пожирает свой хвост».

Ясно, насколько неудобен такой «язык»: для расшифровки этой записи понадобилось несколько веков! Современный химический язык включает в себя химическую символику, терминологию и номенклатуру (схема 15).

Схема 15. **Составляющие химического языка**



Вспомним, как много можно узнать на основании формулы или даже знака химического элемента. На схеме 16 показана «клеточка» периодической системы (а).

Посмотрим, какую информацию можно получить из уравнения химической реакции (б).

Схема 16. **Примеры раскрытия содержания химической символики**

а) Информация, которую можно получить, пользуясь периодической системой Д.И. Менделеева

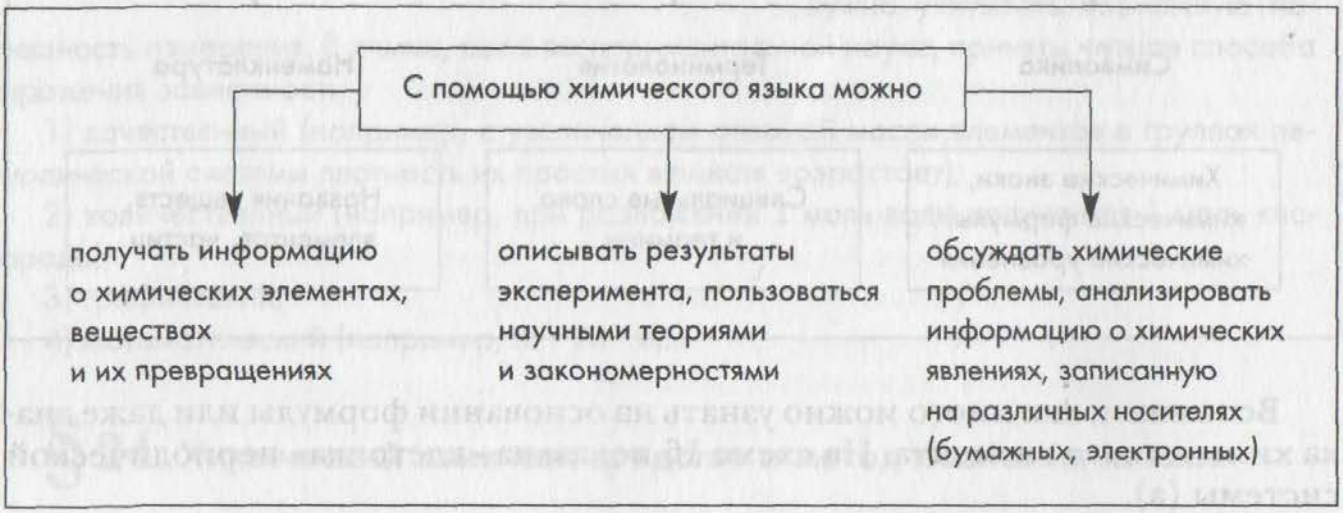
Можно увидеть	Можно узнать
$^{3}Li_{6,94}$	3 — порядковый номер Li — символ, название 6,94 — *относительная атомная масса*

б) Информация, которую можно получить из уравнения химической реакции

Качественная	Количественная
— 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.)	— число молей исходных веществ и продуктов реакции; — массы реагирующих и образующихся веществ; — количество реагирующих частиц (атомов, молекул и т. д.); — тепловой эффект реакции

С учетом терминологии и номенклатуры основные возможности использования химического языка показаны на схеме 17.

Схема 17. **Возможности использования химического языка**



Вопросы и задания

▲ **1.** Что входит в содержание химического языка?

❑ **2.** Какую информацию несут следующие знаки, формулы, уравнения химических реакций:

а) N_2

б) P_2O_5

в) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3 + Q$

г) $2H_2O \overset{\text{эл. ток}}{=} 2H_2 + O_2$

д) $2HgO \overset{t}{=} 2Hg + O_2 - Q$?

❑ **3.** Как составляются и что показывают химическая формула и химическое уравнение?

Глава 4

Вещества в окружающей нас природе и в технике

§ 25. Чистые вещества и смеси

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 количеству примесей, загрязняющих основное вещество (часто его 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 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.

Задание. Ознакомьтесь с этикетками реактивов в школьной лаборатории, определите область использования реактивов. Результаты оформите в следующем виде (табл. 11):

Таблица 11. **Классификация химических реактивов по степени чистоты**

Марка	Содержание марки	Содержание примесей, %	Сфера применения
«ч»	Чистый	<2	Промышленное производство
«чда»	Чистый для анализа	<1	Анализ технических продуктов
«хч»	Химически чистый	10^{-3}–10^{-5}	Научно-исследовательские и лабораторные работы
«спч»	Спектрально чистый	10^{-3}–10^{-5}	Электроника, полупроводниковая техника и др.
«осч»	Особенно чистый	10^{-5}–10^{-10}	Ядерная, космическая техника и др.

Всё, что нас окружает: воздух, вода, продукты питания, одежда, предметы обихода и т. д., — состоит из различных смесей веществ. Вам известно, что вещества могут иметь определенные состав, строение, свойства.

При смешивании веществ изменений в их составе не происходит. Подтвердим это опытом.

Опыт. Приготовление и рассмотрение 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.

Сопоставьте наблюдения, сделанные по пунктам 2 и 4. Сделайте вывод о сохранении свойств веществ после их смешения.

Проведенный эксперимент и наблюдения позволяют сделать общий вывод: при получении смесей новые молекулы или кристаллы за счет перегруппировки атомов, в отличие от химических реакций, не образуются.

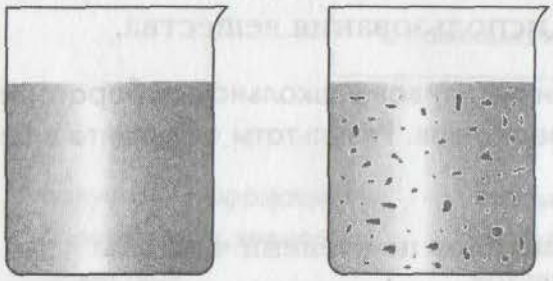


Рис. 28. Однородность веществ и смесей: *а* – раствор соли (гомогенная смесь); *б* – смесь глины с водой (гетерогенная смесь)

Смеси характеризуются переменным составом и тем, что их можно разделить на чистые вещества физическими методами. Важной характеристикой смесей является их *однородность*.

Если смесь однородна, т. е. в любой точке объема 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. 28).

Сравним свойства индивидуальных веществ и смесей.

1. Соотношение веществ в смеси может быть различным, в химическом соединении соотношение элементов постоянно.

2. Свойства отдельных веществ в смеси сохраняются. Свойства элементов, образующих соединение, не сохраняются.

3. При механическом смешивании веществ 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 неоднородные смеси, так как частицы вещества в них видны невооруженным глазом (табл. 12).

Таблица 12. **Способы разделения гетерогенных смесей**

Способ	Различие в свойствах компонентов, используемое для разделения смеси	Пример
Отстаивание взвеси в воде	Различная плотность	Разделение деревянных и железных опилок
Фильтрование	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 определенного растворителя	Различная плотность, малая взаимная растворимость	Разделение смеси бензина и воды

Сложнее проводится очистка гомогенных смесей, частицы которых не видны. В этом случае для разделения смесей могут быть использованы другие операции (табл. 13).

Таблица 13. **Разделение гомогенных смесей**

Способ разделения смеси	Агрегатное состояние смеси	Фазовые переходы	Различия в свойствах компонентов, используемых для разделения смеси
Перегонка (дистилляция)	Жидкое	Жидкость → пар → (испарение) → жидкость (конденсация)	Различная температура кипения
Кристаллизация	Твердое	Тв. фаза → жидкость → (растворение) → тв. фаза (выпаривание)	Различные растворимость и температура кипения
Плавление и кристаллизация	Твердое	Тв. фаза → жидкость → (плавление) → тв. фаза (затвердевание)	Различные температуры плавления

Окончание табл. 13

Способ разделения смеси	Агрегатное состояние смеси	Фазовые переходы	Различия в свойствах компонентов, используемых для разделения смеси
Возгонка и кристаллизация	Твердое	Тв. фаза → газ → (сублимация) → тв. фаза (осаждение)	Различная температура возгонки

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 поваренная соль. *Плавление* и последующая *кристаллизация* вещества часто используются для получения сверхчистых металлов, необходимых, например, для надежной 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 различной поглощаемости компонентов смеси определенным веществом. Этот метод широко распространен в лабораторных исследованиях и в промышленности. При помощи 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 ее компонент, т. е. *идентифицировать* 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.*

Характерным свойством твердого вещества является определенная температура плавления. Зная этот параметр, можно сделать предположение о том, что представляет собой данное вещество. Примеси повышают температуру кипения и понижают температуру замерзания чистого вещества.

Основные понятия. Чистое вещество • Гомогенные и гетерогенные смеси • Разделение смесей • Примеси • Идентификация • Перегонка • Хроматография

Вопросы и задания

▲ **1.** Дайте определение смесям.

❑ **2.** Какие виды смесей вам известны? Приведите примеры.

▲ **3.** Какие методы очистки веществ вам известны, на чем они основаны? Какое оборудование применяют при очистке веществ?

❑ **4.** Как разделить следующие смеси: а) растительное масло (жидкость) и вода; б) алюминиевые стружки и бензин; в) уголь и сахар; г) песок и порошок серы; д) смесь красителей (жидкость)?

○ **5.** 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 веществе?

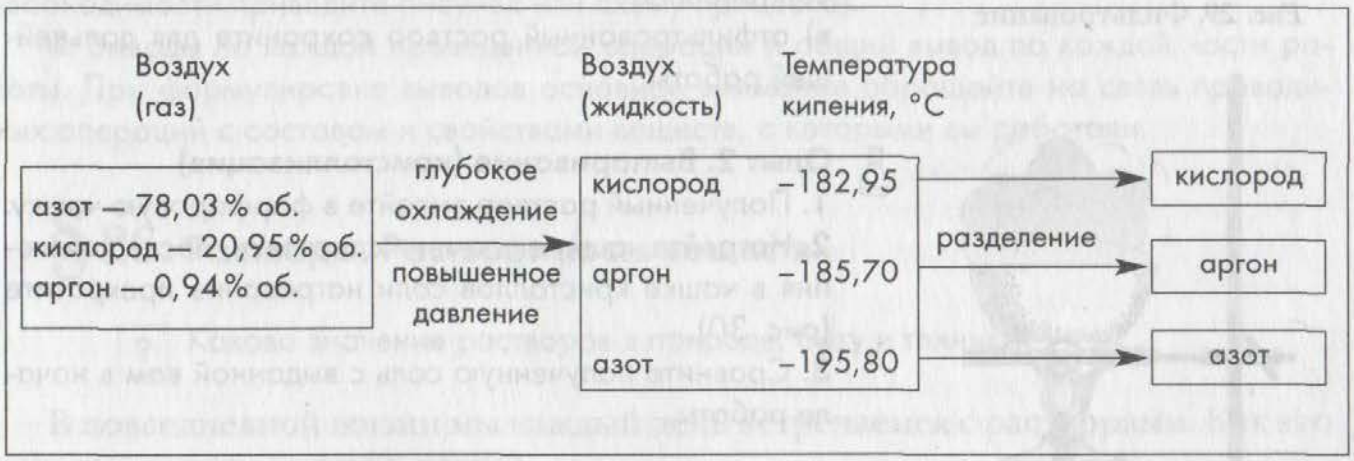
○ **6.** Какие способы очистки веществ самопроизвольно осуществляются в природе?

Природные смеси — источник получения чистых веществ

(дополнительный материал к § 25)

Вам известно, что в природе существуют жидкие, твердые и газообразные смеси веществ, содержащие чрезвычайно ценные компоненты. Например, воздух представляет собой смесь газов. Процесс разделения воздуха основывается на разных физических свойствах газов. Сущность процесса представлена на схеме 18.

Схема 18. **Выделение азота и кислорода из воздуха**



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

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

Практическая работа 2

Очистка веществ

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

В этой работе полученные теоретические знания об очистке веществ вам необходимо применить на практике.

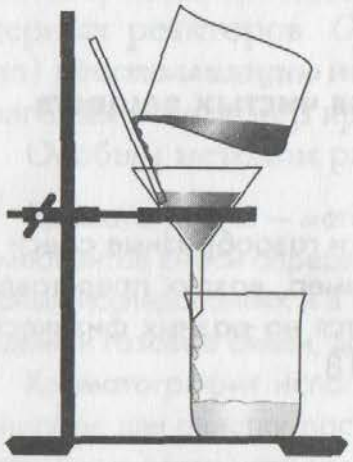


Рис. 29. Фильтрование

Опыт 1. Фильтрование

1. Получите у учителя загрязненную соль.

2. Растворите полученное вещество в 20 мл воды (при растворении перемешивайте стеклянной палочкой).

3. Разделите получившуюся гетерогенную смесь фильтрованием:

а) приготовьте бумажный фильтр, вложите его в воронку и смочите водой;

б) проведите фильтрование. Помните, что жидкости надо налить в воронку столько, чтобы она не доходила до краев 0,5 см, иначе смесь может протекать между фильтром и стенками воронки, не очищаясь от примесей (рис 29);

в) отфильтрованный раствор сохраните для дальнейшей работы.

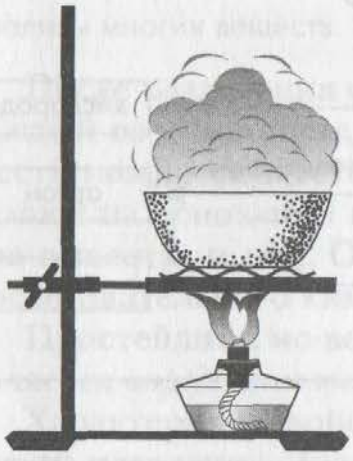


Рис. 30. Выпаривание

Опыт 2. Выпаривание (кристаллизация)

1. Полученный раствор вылейте в фарфоровую чашку.

2. Нагрейте чашку в пламени спиртовки, после появления в чашке кристаллов соли нагревание прекратите (рис. 30).

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

Опыт 3. Перегонка (дистилляция)

1. Получите воду, подкрашенную красителем.

2. Соберите прибор для перегонки (рис. 31).

3. Проведите перегонку загрязненной воды, соберите очищенную воду в приемник.

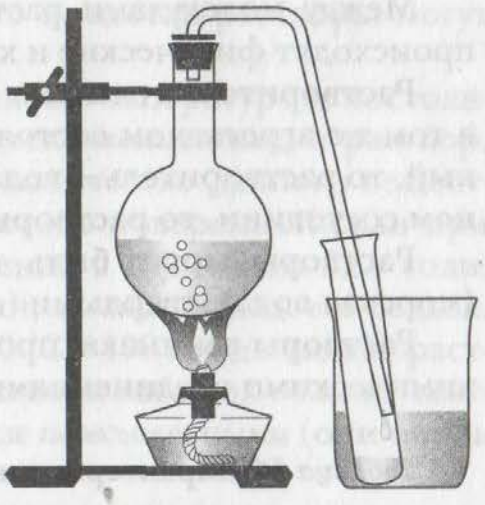


Рис. 31. Перегонка

Опыт 4. Экстрагирование

1. Налейте в делительную воронку 5–8 мл воды. (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.

Опыт 5. Возгонка

Слегка нагрейте круглодонную колбу с 3–4 кристаллами иода. Наблюдайте, как образуются пары иода. Дайте колбе с веществом остыть. Сравните полученные кристаллы сублимированного иода с теми, которые вы выбрали для опыта.

План оформления практической работы

1. Название работы.

2. Название каждой части работы.

3. Краткое описание проделанных операций и полученного результата (в случае необходимости приведите рисунок или схему процесса).

4. Выводы по каждой проведенной операции и общий вывод по каждой части работы. При формулировке выводов основное внимание обращайте на связь проводимых операций с составом и свойствами веществ, с которыми вы работали.

§ 26. Растворы. Растворимость веществ

? Каково значение растворов в природе, быту и технике?

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

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

Между молекулами растворителя и частицами растворенного вещества происходят физические и химические взаимодействия.

Растворителем считают тот компонент, 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), твердыми (сталь – раствор углерода в железе).

Растворы занимают промежуточное положение между индивидуальными химическими соединениями и смесями (табл. 14).

Таблица 14. **Характеристика растворов**

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

В растворе между растворителем и растворяемым веществом происходит взаимодействие (табл. 15).

Таблица 15. **Доказательства физического и химического взаимодействия компонентов раствора**

Признаки физических явлений	Признаки химических явлений
Диффузия: переход многих «качеств» растворенного 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), *малорастворимые* (гипс – 2 г/л) и *хорошо растворимые* (сахар – 2000 г/л).

В соответствии с количеством растворенного вещества растворы могут быть *ненасыщенные, насыщенные* и *пересыщенные.*

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре и постоянном давлении больше не растворяется, называется *насыщенным*, а раствор, в котором еще 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 еще 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 — отношением массы вещества, образующего насыщенный при данной температуре раствор, к объему растворителя.

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

Графически зависимость растворимости от температуры выражается так называемыми *кривыми растворимости* (рис. 32). По кривым растворимости можно определить растворимость вещества при различной температуре, выбрав соответствующую точку. Например, растворимость калийной селитры KNO_3 при 70 °С — 130 г в 100 г воды.

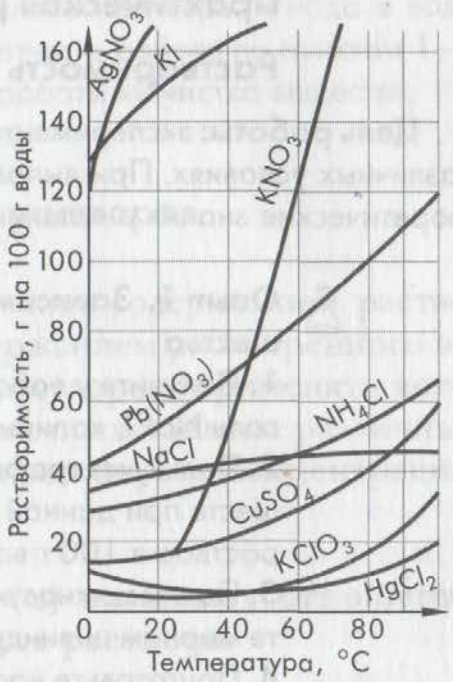


Рис. 32. Кривые растворимости некоторых солей

Давление практически не оказывает влияния на растворимость твердых веществ.

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

Основное влияние на растворение жидкостей оказывает природа растворимого вещества и растворителя. Со времен 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 • Кривые растворимости

Вопросы и задания

▲ **1.** Что такое коэффициент растворимости веществ?

❑ **2.** Какие факторы оказывают влияние на растворимость различных веществ?

▲ **3.** Какие растворы называются ненасыщенными и насыщенными?

❑ **4.** Пользуясь кривыми растворимости, укажите, в каких случаях раствор будет ненасыщенным, насыщенным, пересыщенным. В 100 г воды растворено:

а) 120 г медного купороса $CuSO_4$ при 78 °С;

б) 160 г калийной селитры при 60 °С;

в) в 1000 г воды растворено 800 г медного купороса при 70 °С.

* **5.** Составьте схему «Использование растворов в природе, технике, сельском хозяйстве, быту».

Практическая работа 3

Растворимость веществ

Цель работы: экспериментально исследовать растворимость некоторых веществ при различных условиях. При выполнении этой работы вы можете закрепить и развить свои теоретические знания о явлении растворимости.

Опыт 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 графиком растворимости, определите растворимость этих веществ при данной температуре (массу веществ, образующую насыщенный раствор в 100 г воды).

3. По возможности точно отвесьте необходимые навески веществ и отмерьте мерным цилиндром три порции 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.

Опыт 2. Зависимость растворимости твердых веществ от температуры

1. Возьмите насыщенные растворы калийной селитры и поваренной соли, нагрейте их до кипения и прекратите нагревание.

2. Осторожно добавляйте NaCl и KNO_3 в соответствующие горячие растворы, пока не получите пересыщенные растворы (дальнейшего растворения веществ не происходит). Отметьте, какого вещества удалось растворить больше (сравните ваши наблюдения с данными кривых растворимости этих веществ).
3. Охладите растворы. Наблюдайте выпадение кристаллов растворенных 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 на ниточке, вокруг него начнется кристаллизация.

Опыт 3. Зависимость растворимости от природы растворителя

1. *Возьмите небольшие количества 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 отчет о работе по пунктам 1–4 плана, приведенного в конце практической работы «Очистка веществ».

§ 27. Способы выражения концентрации растворов

Растворы бывают концентрированные (с высоким содержанием растворенного вещества) и разбавленные (с низким содержанием растворенного 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 растворенного вещества (ω) называют отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{р. в.}}}{m_{\text{р-ра}}}$$

Массовая доля, выраженная в процентах, или количество растворенного вещества в 100 г раствора, называется процентной концентрацией (ω%):

$$\omega\,\% = \frac{m_{\text{р. в.}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\,\%$$

Например, если имеется 10%-й раствор поваренной соли, это значит, что в нем содержится 10 г соли и 90 г воды ($\omega = 0{,}1$). Концентрацию раствора можно выразить и через количество растворенного вещества.

Молярная концентрация раствора, или молярность ($C_М$), — отношение количества растворенного вещества к объему раствора:

$$C_М = \frac{V_{р.в.}}{V_{р\text{-}ра}} \cdot 100\,\%$$

Обычно молярность выражают в молях на литр (моль/л). Так, например, в двумолярном (для краткости пишут $2M$) растворе поваренной соли на 1 л раствора приходится 2 моль соли.

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

Пример 1. Необходимо приготовить 150 г 10%-го раствора хлорида натрия, т. е. нужно найти, сколько для этой цели необходимо соли и воды.

Дано:
m раствора = 150 г
$\omega = 0{,}1$

m соли — ?
m воды — ?

Решение.

1. Определим массу соли:

$\omega = m$ соли : m раствора

m соли = $\omega \cdot m$ раствора = $150 \cdot 0{,}1 = 15$ г

2. Найдем массу воды:

m воды = m раствора – m соли = $150 - 15 = 135$ г

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 определенной концентрации необходимо учитывать его плотность, пользуясь соотношением $\rho = m : V$.

Пример 2. Приготовить 250 мл двумолярного раствора поваренной соли.

Дано:
2 М р-ра NaCl
V р-ра NaCl = 250 мл

m соли — ?

Решение.

Рассуждаем следующим образом:

1. В 1 л раствора содержится 2 моль NaCl.

В 0,25 л раствора — x моль NaCl,

$x = 0{,}25 \cdot 2 = 0{,}5$ моль

2. Масса 1 моль NaCl — 58,5 г.

Масса 0,5 моль NaCl — x г,

$x = 58{,}5 \text{ г} \cdot 0{,}5 = 29{,}25 \text{ г}$

Помещаем навеску поваренной соли массой 29,25 г в мерную колбу и наливаем столько воды, чтобы вся соль растворилась. После этого доливаем в колбу воды до метки 250 мл. Таким образом, для приготовления раствора необходимо взять 29,25 г соли.

Основные понятия. Процентная концентрация • Массовая доля • Молярная концентрация.

Вопросы и задания

▲ **1.** Что такое массовая доля растворенного вещества? процентная концентрация? молярная концентрация?

❑ **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 150 мл воды растворено 14,24 мл серной кислоты (плотность кислоты — 1,83 г/см^3). Найдите молярную концентрацию раствора.

Практическая работа 4

Приготовление растворов заданной концентрации



Опыт 1. Приготовление раствора, содержащего определенную массовую долю растворенной соли

1. Получите от учителя задание с указанием массы и концентрации раствора, который необходимо приготовить.

2. Вычислите массу навески соли (г) и объем воды (мл), необходимые для приготовления данного раствора.

3. Отвесьте на весах необходимую навеску соли и отмерьте мерным цилиндром необходимый объем воды.

4. Поместите навеску соли в колбу, прилейте отмеренный объем воды, содержимое колбы перемешайте до полного растворения соли.



Опыт 2. Приготовление раствора определенной молярной концентрации

1. Получите от учителя задание.

2. Вычислите:

а) количество вещества (моль), которое должно содержаться в данном растворе;

б) массу вещества, которая должна содержаться в растворе.

3. Приготовьте раствор необходимой концентрации. Пользуясь планом, кратко опишите ход работы, ее результат, приведите расчеты.

Получение веществ с заданными свойствами. Химическая технология. Техносфера

(дополнительный материал к главе 4)

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

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.

В химическом производстве вещества выступают в качестве сырья, вспомогательных материалов и готовой продукции (схема 19).

Схема 19. **Область химической технологии**



В основе превращения сырья в продукты лежат химические реакции. Химические процессы во всех производствах сопровождаются механическими. Вместе они составляют химико-технологический процесс, осуществляемый в специальных аппаратах при

строго определенных условиях. Результатом химико-технологического процесса являются продукты производства.

Сырье — продукты, используемые в промышленности для получения средств производства или предметов потребления (природные материалы, промежуточные и побочные продукты различных производств); вторичное сырье — 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 распространенными 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.

Результаты воздействия деятельности человека на окружающую среду очень велики. Фактически можно говорить о второй природе, создаваемой человеком (прежде всего с помощью химии).

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 геосфера, 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

§ 28. Законы Гей-Люссака и Авогадро

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

Газообразная воздушная среда — непременное условие жизни человека. И тем не менее к обстоятельному изучению газов наука обратилась сравнительно недавно. Сам термин «газ» введен в научный обиход голландским ученым Я.Б. ван Гельмонтом лишь в начале XVII в. Происхождение термина от греческого слова ***хаос*** отчасти отразило представление ученого 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 $^1/_{10}$ от расстояния между ними. Таким образом, молекулы газообразного вещества занимают приблизительно лишь $^1/_{1000}$ часть пространства в его общем объеме. Такая рассредоточенность частиц отличает газ от твердого и жидкого состояний. При нормальных условиях соотношение расстояний между частицами в твердом 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 твердом состоянии. При переходе вещества в газообразное состояние расстояние между молекулами увеличивается в десять раз. Именно эта особенность строения, характерная для всех газообразных веществ, обусловливает их физические свойства (табл. 16) и закономерности проявления последних.

Таблица 16. **Краткая характеристика газообразного, жидкого и твердого состояний веществ**

Состояние / Характеристика	Газ	Жидкость	Твердое вещество
1. Форма	Не имеет (равномерно заполняет сосуд, принимая его форму)	Не имеет (принимает форму сосуда)	Имеет собственную фиксированную форму
2. Объем	Не имеет (совпадает с объемом сосуда)	Имеют собственный фиксированный объем	
3. Способность к сжатию	Высокая	Низкая	Практически нет
4. Плотность	Невысокая	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 объемных отношений.**

> **При постоянной температуре и постоянном давлении объемы газов, вступающих в реакцию, относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов реакции как целые числа.**

Например:	H_2	+	Cl_2	=	$2HCl$	
	водород	+	хлор	→	хлороводород	
	$1V$		$1V$	→	$2V$	
Отношение объемов газов	1	:	1	:	2	

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 объем 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.

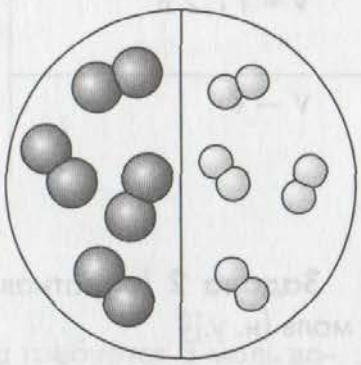


Рис. 33. Размеры молекул газообразных веществ не влияют на объем газа

Опытным путем было установлено: одинаковые объемы хлора и водорода при одних и тех же условиях всегда реагируют полностью. Молекулы газа находятся на далеком расстоянии друг от друга и их размер и сложность не должны сказываться на занимаемом газом объеме (рис. 33). Из этого следовало: в равных объемах разных газов содержится равное число молекул. Эта гипотеза впоследствии была подтверждена многочисленными экспериментальными данными и получила название **закона Авогадро.**

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

Почему рассматриваемый закон справедлив только для газов?

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

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

Было определено, что при нормальных условиях, т. е. при $t = 0$ °С и $p = 101{,}325$ кПа, 1 моль любого газа занимает объем около 22,4 л. Эта величина называется *молярным объемом газа* при н. у. и обозначается V_m:

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

§ 29. Некоторые простейшие расчеты на основании закона Авогадро

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

Задача 1 (прямая). Определить количество вещества в газе, заполняющем при н. у. сосуд объемом 11,2 л.

Дано:
$V = 11{,}2$ л

ν — ?

Решение:

$V_m = V : \nu$,

отсюда $\nu = V : V_m$

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

Задача 2 (обратная). Какой объем займет углекислый газ количеством вещества 5 моль (н. у.)?

Дано:
$\nu(CO_2) = 5$ моль

$V(CO_2)$ — ?

Решение:

$V(CO_2) = 5 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ л/моль} = 112$ л

II. Объемные соотношения газов при химических реакциях

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

число участвующих и образующихся атомов и молекул;

количественные соотношения (число молей) исходных веществ и продуктов реакции:

$$\underset{1\text{ моль}}{H_2} + \underset{1\text{ моль}}{F_2} \rightarrow \underset{2\text{ моль}}{2HF}$$

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

$$\underset{\substack{1\text{ моль}\\ 1V\\ 22{,}4\text{ л/моль}}}{N_2} + \underset{\substack{3\text{ моль}\\ 3V\\ 3\cdot 22{,}4\text{ л/моль}}}{3H_2} \rightarrow \underset{\substack{2\text{ моль}\\ 2V\\ 2\cdot 22{,}4\text{ л/моль}}}{2NH_3}$$

Задача 1. Какой объем водорода (н. у.) потребуется для взаимодействия с азотом, масса которого 56 г? Каков объем образующегося при этом аммиака (н. у.)?

Дано:

$m(N_2) = 56$ г

$V(H_2) - ?$

$V(NH_3) - ?$

Решение:

$M(N_2) = 28$ г/моль

Найдем количество вещества азота:

$\nu = m : M = 56$ г $: 28$ г/моль $= 2$ моль

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$$

1 моль 3 моль 2 моль

(из уравнения реакции)

N_2 H_2 NH_3

2 моль 6 моль 4 моль

(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:

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

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

Задача 2. Какой объем водорода (при н. у.) можно получить при действии 0,3 моль цинка на разбавленную соляную кислоту?

Дано:

HCl

ν (Zn) = 0,3 моль

$V(H_2)$ — ?

Решение:

$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$

1 моль 2 моль 1 моль 1 моль

(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 газа:

$\nu = V : V_m$, отсюда $V = \nu \cdot V_m$

$V(H_2) = 0{,}3$ моль $\cdot$ 22,4 л/моль = 6,72 л

Задача 3. Определить объем и массу водорода, который выделится при взаимодействии с раствором соляной кислоты 1,95 г цинка.

Дано:

HCl

m (Zn) = 1,95 г

$V(H_2)$ — ?

$m(H_2)$ — ?

Решение:

$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$

1 моль 2 моль 1 моль 1 моль

(из уравнения реакции)

1. Определим количество вещества цинка:

M(Zn) = 65 г/моль

$\nu = m : M$

ν(Zn) = 1,95 г : 65 г/моль = 0,03 моль

2. Определим объем выделившегося водорода.

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. Тогда

$\nu = V : V_m$, отсюда $V = \nu \cdot V$

$V(H_2) = 0{,}03$ моль $\cdot$ 22,4 л/моль = 0,672 л

3. Найдем массу выделившегося водорода:

$M(H_2) = 2$ г/моль

$\nu = \frac{m}{M}$; $m = \nu \cdot M$

$\nu(H_2) = 0{,}03$ моль; $m(H_2) = 0{,}03$ моль $\cdot$ 2 г/моль = 0,06 г

Вопросы и задания

▲ **1.** Баллон вмещает 30 моль сжатого кислорода. Какой объем займет этот газ при н. у.?

▲ **2.** Какой объем займет при н. у. водород количеством вещества: а) 3 моль; б) 0,4 моль; в) 2 моль; г) 400 моль?

▲ **3.** Колба объемом 500 мл заполнена хлором при н. у. Определить количество вещества и число молекул.

▲ **4.** Какой объем кислорода (н. у.) потребуется для сгорания угля массой 24 г? $C + O_2 = CO_2$.

▲ **5.** Каковы объем и масса водорода, выделившегося при взаимодействии 6,9 г металла натрия с водой?
$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$

❑ **6.** Рассчитайте объем сернистого газа SO_2, образующегося:
а) при сгорании 3,2 г серы
$S + O_2 = SO_2$;
б) при затрате на сгорание серы 44,8 л кислорода; 2,24 л кислорода; 11,2 л кислорода.

§ 30. Воздух — смесь газов

? Из каких газов состоит воздух? Как доказать, что в воздухе содержатся пары воды? В чем различие по составу вдыхаемого и выдыхаемого человеком воздуха (рис. 34)?

Плотный слой воздуха (атмосфера) окружает Землю. Мы живем 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, посвященные изучению физических свойств воздуха. Исследования его химического состава начались позднее. Английский исследователь Дж. Пристли и французский ученый А. Лавуазье пришли к выводу, что воздух состоит из двух частей.



Рис. 34. Сопоставление состава вдыхаемого и выдыхаемого воздуха

Опытным путем было установлено, что кислород составляет примерно $^1/_5$ часть воздуха (рис. 35). Другим важнейшим компонентом воздуха является азот (≈78 %). Пользуясь рис. 36, объясните, как это можно доказать.

Более чем через 100 лет, в 1894 г., английские ученые Дж. Рэлей и У. Рамзай обнаружили в воздухе аргон (0,93 %), а затем были открыты неон, крип-



Антуан Лавуазье
(1743–1794)

тон, ксенон, гелий. Эти вещества, как и образующие их химические элементы, были названы *инертными 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 объему, а углекислого газа — от 0,03 % (атмосферный воздух) до 3 % (почвенный воздух).

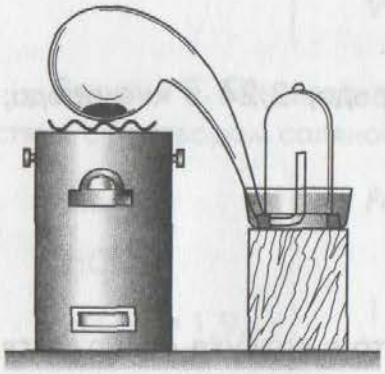
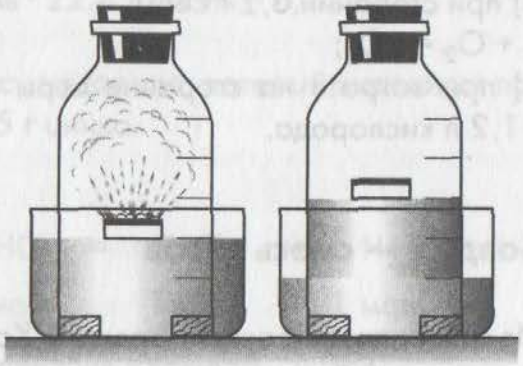


Рис. 35. Опыт Лавуазье по определению состава воздуха



а б

Рис. 36. Определение объемной доли кислорода в воздухе. Сжигание фосфора под колпаком: *а* — горение фосфора; *б* — уровень воды поднялся на $^1/_5$ объема

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 промышленных предприятий, сжигания твердого 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 молекулярную массу. Условились считать ее равной 28,966 (29).

Основные понятия. Состав воздуха • Инертные газы

Вопросы и задания

❑ **1.** Как экспериментально доказать, что воздух не является индивидуальным простым веществом?

○ **2.** Как видоизменить и провести в домашних условиях опыт, подтверждающий содержание в воздухе по объему 20,95 % кислорода? Зарисуйте сконструированную вами «опытную установку».

❑ **3.** При сгорании топлива, дыхании растений и животных потребляется огромное количество кислорода. Почему его массовая доля в воздухе не изменяется?

✱ **4.** В 1 $м^3$ воздуха при комнатной температуре содержится 18 мл воды в виде паров. Рассчитайте, сколько воды содержится в воздухе вашего кабинета химии.

✱ **5.** Какие вещества получают из воздуха? Где и как их используют?

§ 31. Расчет относительной плотности газов

? Какая физическая величина называется плотностью? В каких единицах она измеряется? Как определить плотность жидких веществ? Как рассчитать плотность твердых веществ?

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

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

где А и В обозначают сравниваемые по плотности газообразные вещества.

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

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

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

Пример 1. Определите относительную плотность кислорода по водороду:

$$D_{H_2}(O_2) = M_r(O_2) : M_r(H_2) = (16 \cdot 2) : (1 \cdot 2) = 16$$

Это означает, что кислород в 16 раз тяжелее водорода.

Пример 2. Рассчитайте относительную плотность паров воды по воздуху:

$$D_{\text{возд}}(H_2O) = M_r(H_2O) : M_r(\text{возд.}) = 18 : 29 = 0{,}62,$$

т. е. пары воды в 0,62 раза легче воздуха.

Пример 3 (обратный). Определите относительную молекулярную массу газа, если его относительная плотность по кислороду равна 1,0625.

$D_{O_2}(X) = M_r(X) : M_r(O_2)$,

отсюда

$M_r(X) = D_{O_2}(X) \cdot M_r(O_2) = 32 \cdot 1{,}0625 = 34$

$M_r(X) = 34$

Пример 4. Определите состав молекул серы в газообразном состоянии, если плотность паров этого вещества по воздуху равна 2,22.

Дано:	*Решение:*
$D_{возд}(S_n) = 2{,}22$	$D_{возд}(S_n) = M_r(S_n) : M_r(возд.) = A_r(S) \cdot n : M_r(возд.)$;
	$A_r(S) \cdot n = D_{возд}(S_n) \cdot M_r(возд.)$;
Найти: n	$n = D_{возд}(S_n) \cdot M_r(возд.) : A_r(S)$;
$A_r(S) = 32$	$n = \frac{2{,}22 \cdot 29}{32} = 2$

Следовательно, формула серы в газообразном состоянии — S_2.

Вопросы и задания

- **1.** Сравните величины: плотность и относительная плотность газов.
- **2.** Определите относительную плотность углекислого газа по водороду, воздуху и кислороду.
- **3.** Определите относительную молекулярную массу хлороводорода, если его относительная плотность по воздуху равна 18,25.

§ 32. Кислород — химический элемент и простое вещество

Кислород — самый распространенный на Земле химический элемент: атмосфера нашей планеты содержит 21 % кислорода, в гидросфере на долю этого элемента приходится 98 % от общей массы, в литосфере 49 % (рис. 37).

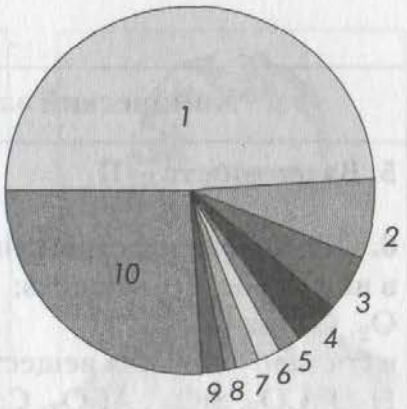
? 1. Объясните смысл латинской поговорки: «Dum spiro — spero» («Пока дышу — надеюсь»).

2. Что вы можете рассказать о дыхании живых организмов?

3. В каких процессах помимо дыхания потребляется кислород?

4. Из ответов на вопросы 1–3 ясно: кислород постоянно потребляется в огромных количествах. Однако его массовая и объемная доли в воздухе относительно постоянны. Объясните это, воспользовавшись схемой 20.

Рис. 37. Распространенность 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 %)



Из курса ботаники вы знаете: основной источник поступления кислорода в атмосферу – процесс фотосинтеза (схема 20). Рассмотрим кислород с позиций имеющихся у нас химических знаний. Обобщим сведения о кислороде – химическом элементе и кислороде – простом веществе (табл. 17).

***Схема 20.* Выделение и потребление кислорода зелеными растениями**

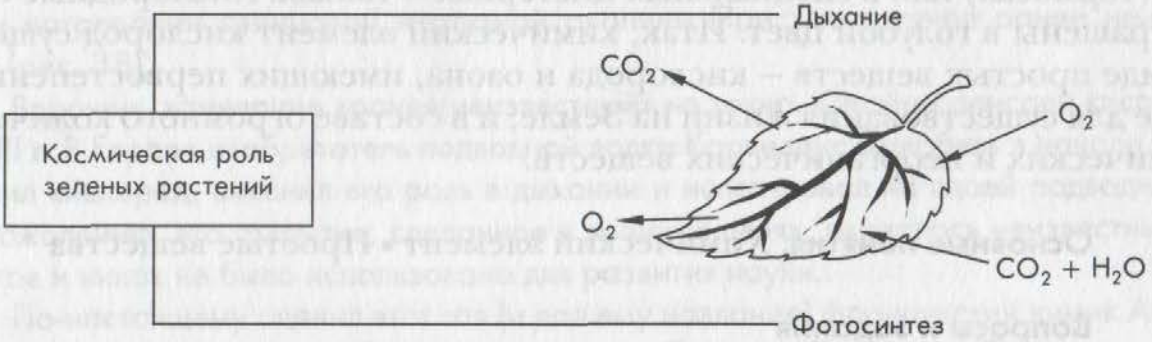
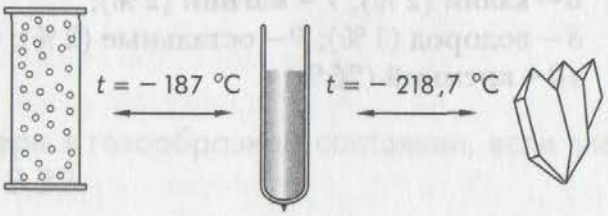


***Таблица 17.* Общие сведения о кислороде**

Химический элемент	Простое вещество
1. Химический знак – O	**1.** Химическая формула – O_2 (состав)
2. Место в периодической системе: Z(O) = 16 2-й период, VI группа	**2.** Модель молекулы: 
3. Неметалл	**3.** $M_r(O_2) = 32$ $m_м(O_2) = 32$ а. е. м.
4. $A_r(O) = 16$ $m_а(O) = 16$ а. е. м.	**4.** Строение: молекулярное

Окончание табл. 17

Химический элемент	Простое вещество
5. Валентность — II **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	**5.** Физические свойства:  газ, без цвета, запаха, вкуса — жидкость бледно-синего цвета — кристаллы синего цвета Растворимость — 0,031 $м^3$ в 1 $м^3$ воды

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.

Основные понятия. Химический элемент • Простые вещества

Вопросы и задания

❑ **1.** Многие минералы в своем составе имеют атомы кислорода. Рассчитайте массовую долю кислорода: а) в малахите — $(CuOH)_2CO_3$; б) в кальците — $CaCO_3$; в) в горном хрустале — SiO_2; г) в корунде — Al_2O_3.

○ **2.** Как известно, рыбы дышат кислородом, растворенным 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?

○ **3.** В каких условиях можно хранить жидкий кислород? Где он может найти применение?

История открытия кислорода

(дополнительный материал к § 32)

Кислород почти одновременно был открыт двумя выдающимися химиками: англичанином Джозефом Пристли и шведом Карлом Шееле. Пристли так описал свое открытие: «Достав линзу диаметром в два дюйма и фокусным расстоянием в двадцать дюй-

мов, я начал исследовать с ее 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 нашел, что воздух легко может быть изгнан из нее посредством линзы. Этот воздух не поглощался водой. Каково же было мое 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 ученым для получения высокой температуры (путем фокусирования солнечных лучей). При сильном нагревании свинцовой и ртутной окалины Пристли получал ранее неизвестный газ (рис. 38).



Джозеф Пристли
(1733–1804)



Карл Шееле
(1742–1786)

Впрочем, замечание «ранее неизвестный» не точно. Китайцы описали кислород еще в VIII в. В Европе изобретатель подводной лодки Корнелиус Дреббель 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 неизвестным для химиков и никак не было использовано для развития науки.

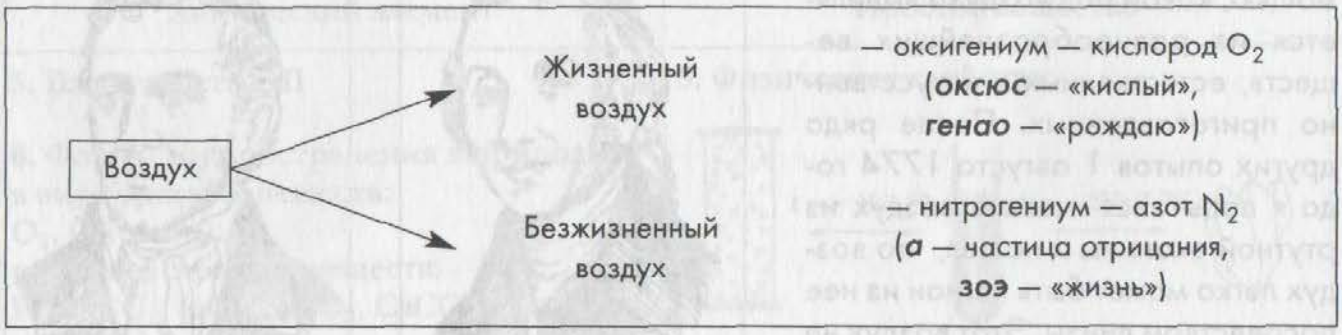
По-настоящему оценил этот газ (и дал ему название) французский химик Антуан Лоран Лавуазье. Он узнал об опытах от самого Пристли. Результаты Пристли помогли великому французскому ученому продолжить исследование процессов горения и дать им научное объяснение. Лавуазье оказал химии неоценимую услугу, создав теорию кислородного горения. Одновременно ученый 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 которых проводились возможно более точные количественные измерения, Лавуазье установил, что воздух состоит из двух частей, обладающих противоположными свойствами (схема 21).

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



Рис. 38. Опыт Пристли

Схема 21. **Состав воздуха по Лавуазье**



§ 33. Получение кислорода в лаборатории. Катализаторы

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

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

Мы уже знаем, что раньше других был изобретен химический способ получения кислорода из его соединений. Один из наиболее простых и доступных его вариантов — нагревание перманганата калия (рис. 39). При этом происходит реакция, сущность которой может быть выражена следующим уравнением:

$$\underset{\substack{\text{перманганат}\\\text{калия}\\2\text{ моль}}}{2KMnO_4} \overset{t}{=} \underset{\substack{\text{манганат}\\\text{калия}\\1\text{ моль}}}{K_2MnO_4} + \underset{\substack{\text{оксид}\\\text{марганца(IV)}\\1\text{ моль}}}{MnO_2} + \underset{\substack{\text{кислород}\\1\text{ моль}}}{O_2\uparrow}$$

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

$$D_{\text{возд}}(O_2) = M_r(O_2) : M_r(\text{возд.}) = 32 : 29 \approx 1{,}1$$

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. 39, *а*).

Кислород весьма ограниченно растворяется в воде. Следовательно, собирать его можно также методом вытеснения воды (рис. 39, *б*).

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

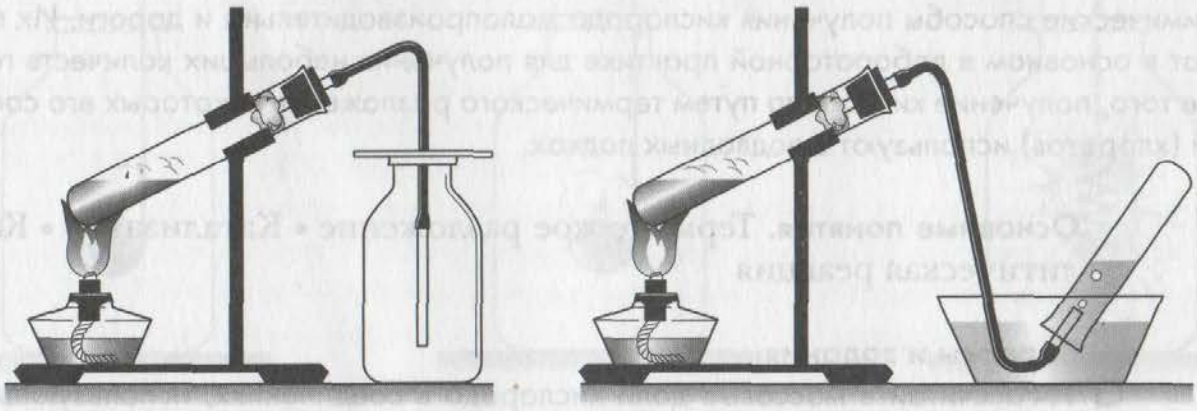


Рис. 39. Приборы для получения и собирания кислорода методом вытеснения: *а* – воздуха; *б* – воды

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:

$$\underset{\text{хлорат калия}}{2KClO_3} \xrightarrow[MnO_2]{t} \underset{\text{хлорид калия}}{2KCl} + \underset{\text{кислород}}{3O_2\uparrow}$$

2 моль 2 моль 3 моль

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

$$\underset{\substack{\text{пероксид}\\\text{водорода}}}{2H_2O_2} \xrightarrow{MnO_2} \underset{\text{вода}}{2H_2O} + \underset{\text{кислород}}{O_2\uparrow}$$

2 моль 2 моль 1 моль

В присутствии катализатора реакция протекает без нагревания. Достаточно в стакан с раствором пероксида добавить немного черного порошка катализатора (оксида марганца MnO_2), как жидкость тотчас вспенивается вследствие бурного выделения кислорода.

Опыт разложения пероксида водорода дает 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 черного 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 малопроизводительны и дороги. Их применяют в основном в лабораторной практике для получения небольших количеств газа. Кроме того, получение кислорода путем термического разложения некоторых его соединений (хлоратов) используют в подводных лодках.

Основные понятия. 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.** Сформулируйте закон постоянства состава веществ. Объясните его действие на конкретном примере получения кислорода.

§ 34. Химические свойства и применение кислорода

? 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 ее внести в сосуд, наполненный этим газом.

Попробуем провести реакции взаимодействия серы и углерода с кислородом. Для этого возьмем ложечкой для сжигания веществ по кусочку серы и угля и внесем 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 нее 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. Внесем горящую серу в сосуд с кислородом. Пламя преобразилось: оно стало значительно больше и ярче. Сера быстро догорает с образованием сернистого газа (рис. 40).

Повторим этот опыт с кусочком угля, а затем с металлами. Уголь на воздухе придется накалить докрасна. После помещения его в атмосферу кислорода он быстро сгорит. Продукт реакции – углекислый газ (рис. 41).

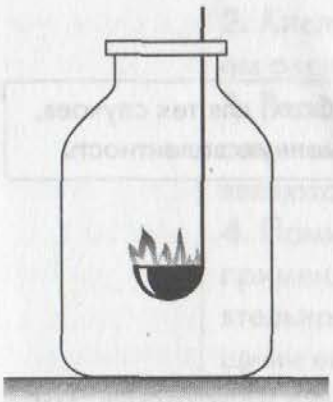


Рис. 40. Горение серы в кислороде



Рис. 41. Горение угля в кислороде

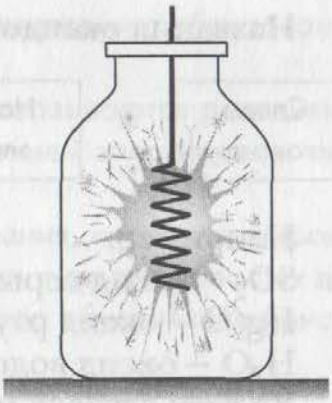


Рис. 42. Горение железа в кислороде

Медь и железо — металлы, которые при нагревании на воздухе не загораются. Сильно нагреем стальную (железо) стружку и поместим в банку с кислородом. Затраченные на длительное нагревание усилия не пропадут даром: мы сможем полюбоваться ослепительным фейерверком искр, которые образуются при взаимодействии кислорода с железом (рис. 42).

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

а) $S + O_2 \overset{t}{=} SO_2$;

б) $C + O_2 \overset{t}{=} CO_2$;

в) $2Cu + O_2 \overset{t}{=} 2CuO$;

г) $3Fe + 2O_2 \overset{t}{=} Fe_3O_4$.

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*.

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:

$$CH_4 + 2O_2 \overset{t}{=} CO_2 + 2H_2O + Q$$

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 медицинской практике для дыхания тяжелобольных, в авиации и подводных лодках для обеспечения нормального дыхания экипажей. Более 60 % производимого в нашей стране кислорода потребляет черная 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 дутье: продувание воздуха, обогащенного 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 °С. Такое пламя используют для сварки и резки металлов. Для их осуществления металл нагревают до 1200–1300 °С 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. Способы применения кислорода обусловлены присущими ему свойствами.

Основные понятия. Химические свойства оксидов • Окисление

Вопросы и задания

▲ **1.** Дайте определение оксидов.

❑ **2.** В ряду формул веществ выберите оксиды, составьте уравнения реакций их получения; дайте названия этим веществам: CS_2, MgO, PH_3, SO_2, CO_2, Al_2O_3, Mg_3N_2, ZnO.

❑ **3.** За час человек потребляет примерно 2 г кислорода на 100 г массы тела. Сколько кислорода потребуется человеку за сутки (масса тела — 60 кг)?

○ **4.** Составьте уравнения реакций окисления этилена — C_2H_4, этана — C_2H_6.

○ **5.** Резку и сварку металлов производят с помощью ацетиленокислородного пламени, температура которого достигает 3000 °С. Составьте уравнение реакции горения ацетилена, если его формула C_2H_2.

○ **6.** Составьте схему применения кислорода. Постарайтесь отразить в ней обусловленность применения свойствами вещества.

Процессы горения и медленного окисления

(дополнительный материал к § 34)

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. В других случаях процессы окисления протекают спокойно, признаки реакций менее яркие. 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. 18).

Основными продуктами сгорания органических веществ являются углекислый газ и вода. Однако при сгорании торфа, дров, нефти и особенно каменного угля образуется довольно много оксидов серы. Это объясняется тем, что перечисленные природные ви-

ды топлива обязательно и в значительных количествах содержат серу. Оксиды серы, накапливаясь в воздухе, являются важнейшими компонентами его загрязнения, крайне отрицательно сказывающегося на состоянии окружающей среды.

Таблица 18. **Сравнение процессов горения и медленного окисления**

Примеры / Вопросы	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 привести в определенную систему знания об этих значительных группах веществ.

Сначала рассмотрим признаки состава соединений каждого класса, соответствующие им общие формулы и классификации, а также правила номенклатуры, затем познакомимся с их характерными химическими свойствами и способами получения.

Как уже говорилось, второй этап знакомства с основными классами неорганических соединений посвящен изучению их общих химических свойств.

Важно учитывать следующее: каждое вещество имеет индивидуальные свойства, присущие только ему. В то же время, являясь конкретным представителем определенного класса соединений, оно характеризуется свойствами, общими для всего этого класса. В последующих параграфах мы весьма подробно познакомимся 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.

§ 35. 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. Выберите из перечисленных ниже формул веществ формулы оксидов: H_2S, CaO, CO_2, HCl, H_2O, P_2O_5, Cu_2O, NH_3, $HClO$, Fe_2O_3, SiO_2. На основании каких признаков в класс оксидов выделены следующие вещества:

CaO	CO_2	H_2O	P_2O_5	Cu_2O	Fe_2O_3	SiO_2
оксид кальция	оксид углерода (IV)	оксид водорода	оксид фосфора (V)	оксид меди (I)	оксид железа (III)	оксид кремния (IV)

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, образующих оксид:

$$\mathrm{Э}_x\mathrm{O}_y$$

Оксидов много. Практически все простые вещества при окислении дают оксиды. Кроме того, многие элементы, проявляя разные значения валентности, участвуют в образовании нескольких оксидов, например азоту соответствует пять совершенно разных веществ: N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_5.

Познакомимся с физическими свойствами и *классификацией оксидов*.

Начнем с выполнения лабораторного опыта.

Опыт 1. Рассмотрим образцы перечисленных выше оксидов, 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	Твердое	Белый	422	р
Cu_2O	Твердое	Красный	1240	н
CaO	Твердое	Белый	2614	р
Fe_2O_3	Твердое	Красно-коричневый	1562	н
SiO_2	Твердое	Бесцветный	1550	н

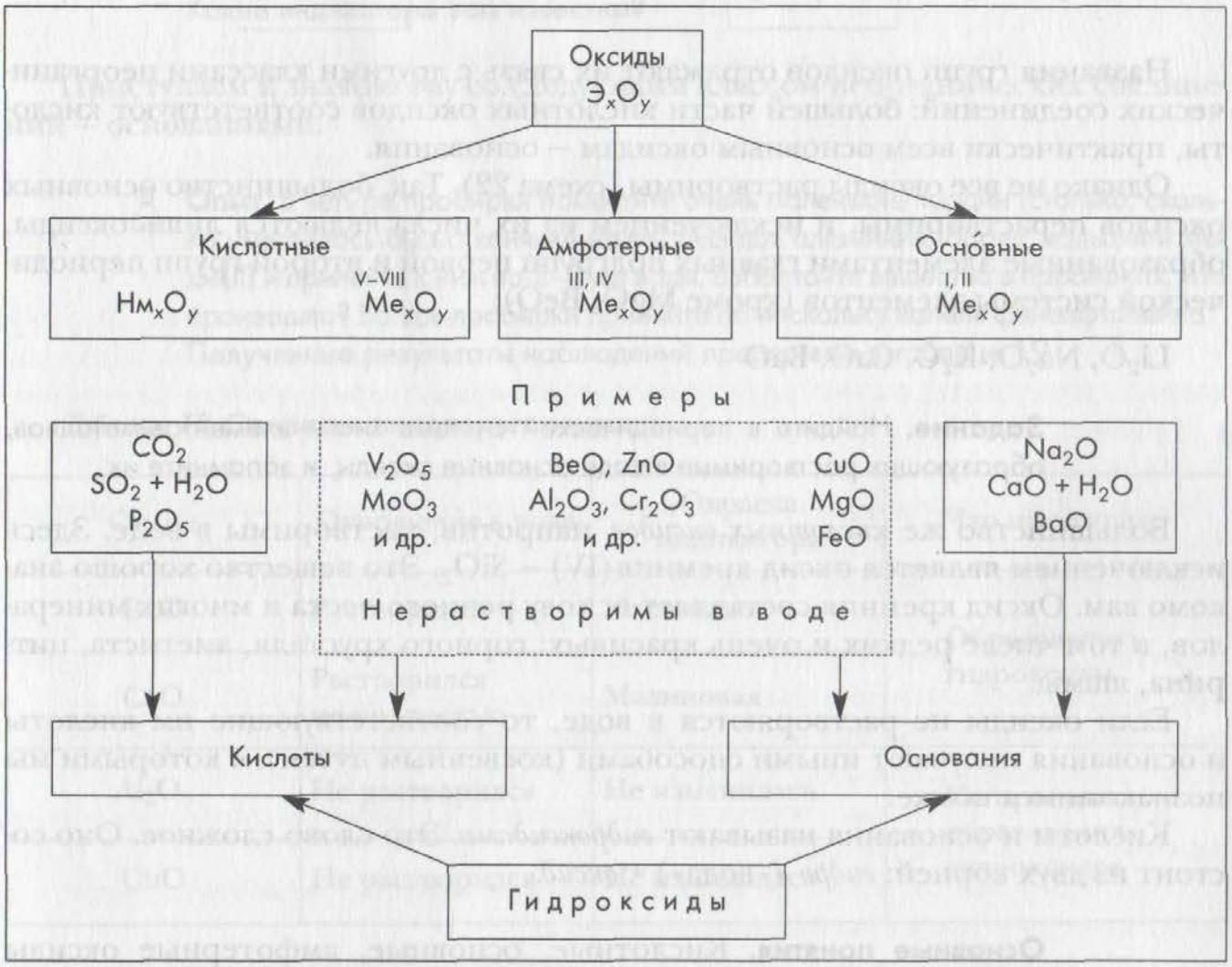
Опыт 2. Поместите в пробирки с водой небольшие (размером меньше спичечной головки) порции оксида фосфора (V), оксида кремния (IV), оксида кальция и оксида железа (III). Размешайте стеклянными палочками. Что наблюдаете? Во все пробирки добавьте по 2–3 капли лакмуса.

Результаты наблюдений и анализ данных таблицы позволяют сделать вывод о большом разнообразии физических и химических свойств оксидов.

Проведение опыта 2 убеждает не только в разной растворимости оксидов, но и в получении в результате растворения в воде соединений разного харак-

тера: в одном случае лакмус окрасился в синий цвет, в другом — стал красным. Это объясняется существованием разных оксидов, отличающихся по свойствам — кислотных и основных. Рассмотрим схему 22.

Схема 22. **Классификация оксидов и гидроксидов по характеру химических свойств**



Как видно из приведенных в схеме общих формул, основные 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 (Нм), а также оксиды металлов, проявляющих валентность более четырех: ($V_2^{V}O_5$, $Cr^{VI}O_3$, $Mn_2^{VII}O_7$ и др.).

Некоторые металлы с валентностью II и III образуют с кислородом особую группу соединений, отличающихся от прочих особенностями химических свойств и называющихся *амфотерными оксидами*. Подробнее мы познакомимся с ними позже, а пока сосредоточим свое внимание на кислотных и основных оксидах.

Многие кислоты и основания можно получить путем растворения соответствующих оксидов в воде. Растворение оксидов в воде — химический процесс, сопровождающийся образованием новых химических соединений:

а) $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$ а) $Na_2O + H_2O = 2NaOH$

б) $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$ б) $BaO + H_2O = Ba(OH)_2$

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 (схема 22). 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):

Li_2O, Na_2O, K_2O, CaO, BaO

Задание. Найдите в периодической системе знаки элементов-металлов, образующих растворимые в воде основные оксиды, и запомните их.

Большинство же *кислотных оксидов*, напротив, растворимы в воде. Здесь исключением является оксид кремния (IV) — SiO_2. Это вещество хорошо знакомо вам. Оксид кремния составляет основу речного песка и многих минералов, в том числе редких и очень красивых: горного хрусталя, аметиста, цитрина, яшмы.

Если оксиды не растворяются в воде, то соответствующие им кислоты и основания получают иными способами (косвенным путем), с которыми мы познакомимся позже.

Кислоты и основания называют *гидроксидами*. Это слово сложное. Оно состоит из двух корней: *гидро* («вода») + *оксид*.

Основные понятия. Кислотные, основные, амфотерные оксиды • Гидроксиды

Вопросы и задания

❑ **1.** Из перечня формул веществ выберите кислотные и основные оксиды: ZnO, H_2S, $MgBr_2$, N_2O_5, NH_3, Cr_2O_3, BaS, B_2O_3.
Ответ оформите в виде схемы классификации с примерами. Дайте названия оксидам.

❑ **2.** Составьте уравнения реакций получения оксидов путем окисления следующих веществ: Fe, Si, Zn, CH_4, C_3H_8, C_2H_4.

○ **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). Какие из них вступают в реакцию с водой? Составьте уравнения этих реакций.

§ 36. 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.

Опыт. 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 прилейте по нескольку капель фенолфталеина. Полученные результаты наблюдений представим в таблице 19.

Таблица 19. **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 $Ba(OH)_2$ и малорастворимого основания $Ca(OH)_2$:

$$BaO + H_2O = Ba(OH)_2$$
растворимое

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$
малорастворимое

Остальные оксиды не растворились, но им также соответствуют гидроксиды — *нерастворимые основания*, которые получают из соединений металлов иными способами.

Свойства растворимых и нерастворимых оснований существенно различаются.

Основания $Me(OH)_n$

Растворимые (щелочи)	**Нерастворимые**
NaOH, KOH,	$Fe(OH)_2$, $Cu(OH)_2$,
$Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$	$Mg(OH)_2$

В состав оснований всегда входят один атом металла и связанные с ним гидроксогруппы – OH. Валентность гидроксогруппы равна единице.

Очень важно отличать *растворимые основания* от *нерастворимых*. Для этого следует запомнить, что растворимые основания, или щелочи, образуют элементы-металлы *главной подгруппы первой группы* периодической системы, а также элементы главной подгруппы второй группы: кальций, барий и стронций.

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 щелочи – гидроксида кальция $Ca(OH)_2$.

Для определения растворимости оснований пользуются *таблицей растворимости* (см. форзац книги).

Вам будет значительно удобнее составлять названия оснований, если вы воспользуетесь предложенным алгоритмом.

Алгоритм составления названий оснований

1	2	3
Слово «гидроксид» (им. падеж)	Название металла (род. падеж)	Указание валентности металла (если она переменная)

Примеры: гидроксид железа (III) – $Fe(OH)_3$, гидроксид меди (I) – $Cu(OH)$, гидроксид меди (II) – $Cu(OH)_2$, гидроксид калия – KOH.

Щелочи известны с давних времен. Поэтому для них характерны и исторически сложившиеся названия. Запомните их: KOH – едкое кали, NaOH –

едкий натр, $Ca(OH)_2$ – гашеная 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 (щелочи) и нерастворимые основания. Следует запомнить следующие щелочи: NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ (м).

Основные понятия. Щелочи • Нерастворимые основания • Гидроксогруппы

Вопросы и задания

❑ **1.** Из перечня формул выберите формулы основных оксидов, составьте уравнения возможных химических реакций этих оксидов с водой: $MgCl_2$, P_2O_5, BaO, ZnS, MgO, Li_2O, Na_2O, NaBr.

○ **2.** По предложенной схеме составьте соответствующие уравнения реакций: а) $Li \rightarrow Li_2O \rightarrow LiOH$; б) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$.

❑ **3.** Назовите вещества, состав которых выражается следующими формулами: CuO, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, Fe_2O_3, Na_2SO_4, $Mg(OH)_2$, HgO, $Pb(OH)_2$, $Cr(OH)_3$.

✱ **4.** Придумайте гипотезу ответа на следующий вопрос. Название гидроксида натрия восходит к названию знаменитого в древности египетского озера Вади Натрум. Какая связь может быть прослежена между этими двумя объектами?

§ 37. 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.

Демонстрационный опыт. В сосуд с кислородом внесем ложечку с горящим фосфором. В процессе горения фосфора образуется белый туман – оксид фосфора (V). Извлечем ложечку, прильем в банку немного воды, плотно закроем ее и встряхнем. Чтобы убедиться в том, что произошла химическая реакция, воспользуемся индикатором. Но возьмем не фенолфталеин, как в случае с основаниями, а лакмус. Раствор лакмуса в воде имеет фио-

летовый цвет. При приливании его в банку с раствором оксида фосфора (V) цвет индикатора изменяется на красный. Объяснить наблюдаемое явление поможет следующая запись:

$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$

$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$

лакмус фиолетовый → красный

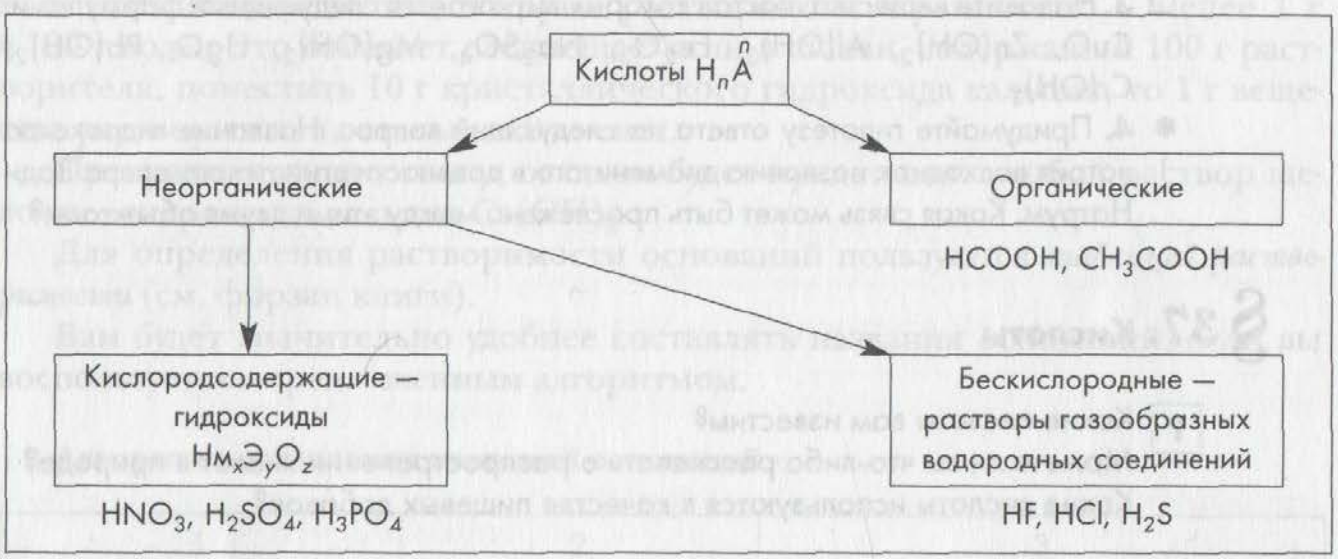
Изменение окраски лакмуса в красный цвет свидетельствует об образовании кислоты.

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 ждет вас при изучении органической химии.

Классификацию кислот можно представить следующим образом (схема 23).

***Схема 23.* Классификация кислот**



Анализ состава обеих групп неорганических кислот позволяет выделить их **общие признаки:**

1. Все кислоты — сложные вещества.

2. В их состав входит один или несколько атомов водорода 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 $\overset{n}{A}$ (где n – валентность), то получим общую формулу кислот:

$$H_n\overset{n}{A}$$

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. Например:

$H_2^{\overset{\rightarrow}{II}}SO_4$ $H^{\vec{I}}NO_3$ $H_2^{\overset{\rightarrow}{II}}S$ $H_3^{\overset{\rightarrow}{III}}PO_4$ и т. д.

Валентность кислотного остатка обозначается римской цифрой, которая ставится над кислотным остатком и относится ко всей группе атомов, образующих его.

Состав и названия наиболее распространенных кислот необходимо выучить (табл. 20).

Таблица 20. **Некоторые кислоты и их соли**

Кислота	Название	Названия солей
HCl	Хлороводородная (соляная)	Хлориды
HF	Фтороводородная (плавиковая)	Фториды
HI	Иодоводородная	Иодиды
H_2S	Сероводородная	Сульфиды
H_2SO_4	Серная	Сульфаты
H_2SO_3	Сернистая	Сульфиты
HNO_3	Азотная	Нитраты
HNO_2	Азотистая	Нитриты
H_2CO_3	Угольная	Карбонаты
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикаты
H_3PO_4	Фосфорная (ортофосфорная)	Фосфаты

Основные понятия. Кислоты • Кислотный остаток

Вопросы и задания

▲ **1.** Дайте определение кислоте и кислотному остатку.

▲ **2.** Составьте уравнения реакций получения серной, угольной и сернистой кислот из соответствующих им оксидов.

❑ **3.** Напишите уравнения химических реакций для цепочек превращений:
а) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3$
б) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$

§ 38. 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 приемами составления их формул и названий.

Солями называют вещества, которые состоят из атомов металла и кислотного остатка.

Общая формула солей (A_y – обозначение кислотного остатка):

$$\mathbf{Me_xA_y}$$

Примеры: KNO_3, Na_2SO_4, $Mg_3(PO_4)_2$.

Формулы солей составляют на основании учета валентности металла и кислотного остатка. Рассмотрим примеры составления формул и названий солей.

Алгоритм действий при составлении формулы соли

Порядок действий	Примеры	
1	2	
1. Записать химические знаки металла и кислотного остатка, указать их валентности	$\overset{II\ III}{CaPO_4}$	$\overset{II\ I}{MgNO_3}$
2. Найти наименьшее общее кратное значений валентности	$II \cdot III = 6$	$II \cdot I = 2$
3. Разделить полученное число: а) на валентность металла и записать индекс справа внизу от знака металла	$6 : II = 3$ $\overset{II\ III}{Ca_3PO_4}$	$2 : II = 1$ $\overset{II\ I}{MgNO_3}$

Окончание

1	2	
б) на валентность кислотного остатка и записать индекс кислотного остатка	6 : III = 2 $Ca_3(PO_4)_2$	2 : I = 2 $Mg(NO_3)_2$
4. *Проверка*: произведение значения валентности металла на его индекс должно быть равно аналогичному произведению для кислотного остатка	II · 3 = III · 2 = 6	II · 1 = I · 2 = 2
Название кислотного остатка (см. табл. 20)	Название металла (род. падеж)	Указание значения валентности металла (если она переменная)

Например: нитрат железа (II) – $Fe(NO_3)_2$, хлорид алюминия – $AlCl_3$, сульфат натрия – Na_2SO_4.

Основные понятия. Соли • Формулы солей

Вопросы и задания

▲ **1.** К каким классам неорганических соединений принадлежат вещества, формулы которых перечислены ниже:
ZnO, KCl, $MgSO_4$, $Ca(OH)_2$, H_2S, $Fe(NO_3)_2$, $Mg(OH)_2$, $Al_2(SO_4)_3$? Дать названия этим веществам.

❑ **2.** Расставьте индексы и дайте названия: Zn... Cl..., Mg... NO_4..., Ca... PO_4..., Al... S..., $\overset{III}{Fe}$... SO_4..., Na... SiO_3..., Na... NO_3... .

❑ **3.** Составьте формулы следующих солей: нитрат меди (II), хлорид меди (II), хлорид ртути (II), силикат магния, фосфат калия, сульфат кальция.

❑ **4.** Работая с одним из вариантов малого химического тренажера (табл. 21), 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).

***Таблица 21.* Малый химический тренажер**

Вариант I	Вариант II	Вариант III	Вариант IV	Вариант V
CaO	K_2SiO_3	H_2SO_3	$HgCl_2$	SO_2
H_2S	Na_2O	$ZnCl_2$	HNO_3	$Mg_3(PO_4)_2$

Окончание табл. 21

Вариант I	Вариант II	Вариант III	Вариант IV	Вариант V
NaCl	H_2SO_4	BaO	$BaSO_4$	H_2SiO_3
$Ca_3(PO_4)_2$	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	$Pb(NO_3)_2$
HNO_3	Cu	$Hg(NO_3)_2$	Ca	K_2CO_3

§ 39. Химические свойства оксидов

Оксиды известны человеку давно. Многие из них были получены и исследованы алхимиками и названы в свойственных им традициях. Например, оксид цинка в свое время именовался «философской шерстью».

? Каковы общие химические свойства оксидов? О некоторых из них мы уже говорили, с другими нам еще предстоит познакомиться.

I. Оксид + вода = гидроксид

В результате взаимодействия оксидов с водой образуются гидроксиды. По-видимому, вы уже запомнили то, что характер гидроксида зависит от характера оксида:

Основный оксид	+	вода	=	растворимое основание (щелочь)
Кислотный оксид (кроме SiO_2)	+	вода	=	кислота
				гидроксиды

Тип реакции — **соединение**

Например: а) $Na_2O + H_2O = 2NaOH$
гидроксид натрия

б) $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
серная кислота

II. Оксид основный + оксид кислотный = соль

Многие оксиды обеих групп способны к взаимодействиям, в результате которых образуются соли.

Например: а) $CaO + CO_2 = CaCO_3$
карбонат кальция

Тип реакции — **соединение**

б) $Na_2O + SO_3 = Na_2SO_4$
сульфат натрия

Алгоритм составления уравнений реакций взаимодействия двух оксидов с противоположными свойствами (основного и кислотного)

Порядок действий	Пример
1. Записать формулы исходных продуктов	$Na_2O + CO_2 \rightarrow$
2. Под формулой кислотного оксида написать формулу соответствующей ему кислоты 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	$Na_2O + CO_2 \rightarrow$ $H_2\underline{CO_3}$
3. Составить формулу продукта реакции – соли, записав в ней на первое место знак металла из основного оксида, а на второе — кислотный остаток	$Na_2O + CO_2 \rightarrow Na_2\underline{CO_3}$ $H_2\underline{CO_3}$
4. Указать валентности металла и кислотного остатка, расставив индексы	$Na_2O + CO_2 \rightarrow \overset{I}{Na_2}\overset{II}{\underline{CO_3}}$ $H_2\underline{CO_3}$
5. Уравнять число атомов каждого элемента в правой и левой частях уравнения	$Na_2O + CO_2 \rightarrow Na_2\underline{CO_3}$ $H_2\underline{CO_3}$

В этом случае ярко проявляется противоположный характер свойств основ́ных и кислотных оксидов: первые вступают в реакции с кислотами, а вторые — во взаимодействие со щелочами. Например:

III. Оксид + гидроксид = соль + вода

Основ́ный оксид + кислота → → соль + вода	Кислотный оксид + щелочь → → соль + вода
$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$	$CO_2 + 2KOH \rightarrow K_2\underline{CO_3} + H_2O$ $H_2\underline{CO_3}$
$3Na_2O + 2H_3PO_4 = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$	$SO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca\underline{SO_4} + H_2O$ $H_2\underline{SO_4}$

Тип реакции — **обмен.**

Проведем лабораторный эксперимент.

Опыт 1. Поместите в две пробирки небольшие количества оксида меди (II) и оксида цинка. Прилейте в каждую по 1,5–2 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Составьте соответствующие уравнения реакций.

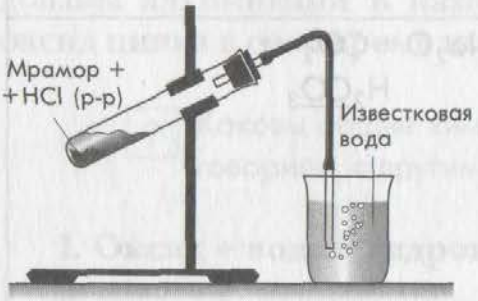


Рис. 43. Получение оксида углерода (IV) и исследование его свойств

Опыт 2. Руководствуясь схемой опыта (рис. 43), получите кислотный оксид — 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 ботаники.)

Под формулой оксида запишите формулу соответствующей кислоты, чтобы понять суть происходящей реакции обмена и лучше увидеть кислотный остаток образующейся соли.

Алгоритм действий при составлении уравнения реакции взаимодействия кислотных оксидов со щелочами

Порядок действий	Пример
1	2
1. Записать формулы исходных веществ	$P_2O_5 + NaOH \rightarrow$

Окончание

1	2
2. Под формулой кислотного оксида написать формулу соответствующей ему кислоты	$P_2O_5 + NaOH \rightarrow$ H_3PO_4
3. Составить формулу образующейся соли. Для этого написать символ металла из щелочи, за ним — кислотный остаток; расставить валентности и индексы	$P_2O_5 + NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + H_2O$ H_3PO_4
4. Дописать продукты реакции (добавить воду) и расставить коэффициенты	$P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$ H_3PO_4

Итак, для оксидов характерны следующие химические свойства:

Кислотные оксиды ($Нм_xO_y$) + { Вода; Основный оксид; Щелочь }

Основные оксиды (Me_xO_y) + { Вода; Кислотный оксид; Кислота }

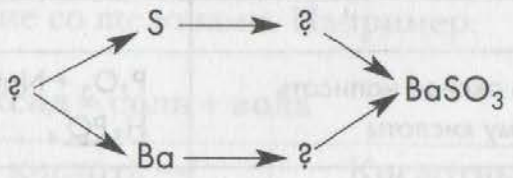
Применение оксидов началось в незапамятные времена. Так, негашеная известь — оксид кальция — уже в Древнем Египте использовалась для приготовления строительных растворов. Из оксида свинца делали глазурное покрытие на керамических изделиях. Из оксида хрома (III) получают полировальные порошки и пасты, 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.** Сравните по физическим и химическим свойствам оксид магния и оксид фосфора (V).

○ **2.** Из перечня приведенных формул — NaOH, H_2O, PH_3, $MgCl_2$, H_2SO_4, CO_2, $Ba(OH)_2$, HNO_3, CH_4 — выберите вещества, вступающие во взаимодействие: а) с оксидом серы (IV); б) с оксидом кремния (IV).

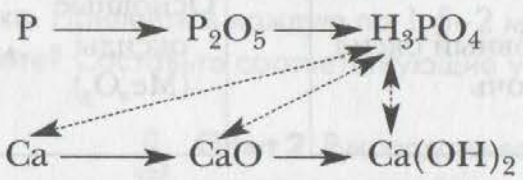
✱ **3.** Составьте уравнения реакций, раскрывающие следующие превращения:



§ 40. Химические свойства кислот

Вы уже знаете, что бóльшая 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 (см. стрелки в нижеследующей схеме). Приведем 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 ряда металлов: самими металлами, их оксидами и гидроксидами (см. пунктирные линии в схеме). Рассмотрим на примерах перечисленные общие свойства кислот.

I. Кислота + металл

Опыт 1. В четыре пробирки поместим по одной-две стружки или гранулы металлов: магния, цинка, железа и меди. К металлам прильем разбавленные растворы серной или соляной кислоты. Что происходит?

В трех 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 четвертой 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.** Эти правила обобщены в схеме 24.

Схема 24. **Правила взаимодействия кислот с металлами**



II. Кислота + оксид металла

С этой группой реакций мы уже познакомились при изучении свойств основных оксидов:

$MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O$

$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$

Уравнение реакции в общем виде:

$$\underset{\text{основный оксид}}{Me_xO_y} + H_nA \rightarrow Me_nA_y + H_2O$$

$$\text{основный оксид} + \text{кислота} \rightarrow \text{соль} + \text{вода}$$

III. Кислота + растворимое основание (щелочь)

Опыт 2. 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 щелочи:

$$\underset{1\text{ моль}}{HCl} + \underset{1\text{ моль}}{NaOH} \overset{\text{лакмус}}{=} \underset{1\text{ моль}}{NaCl} + \underset{1\text{ моль}}{H_2O} + Q$$

В кислой среде лакмус окрашивается в красный цвет. По мере приливания щелочи происходила нейтрализация кислой среды и возникала нейтральная

(не кислотная, не щелочная) среда, поэтому индикатор лакмус окрасился в фиолетовый цвет. Если щелочи прилить столько, что ее количество будет превышать количество кислоты, тогда эта избыточная, не прореагировавшая с кислотой щелочь окрасит лакмус в синий цвет.

Итак, в процессе обменного взаимодействия кислоты и щелочи происходит нейтрализация среды, поэтому такие реакции называют *реакциями нейтрализации*.

$2HNO_3 + Ca(OH)_2 = Ca(NO_3)_2 + H_2O$

$H_3PO_4 + 2NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$

В общем виде уравнение реакции нейтрализации можно записать так:

$$H_nA + Me(OH)_m \rightarrow Me_nA_m + 3H_2O$$

кислота + щелочь → соль + вода

IV. Кислота + нерастворимое основание

Опыт 3. К полученному от учителя гидроксиду железа (III) прилейте раствор серной кислоты. Что произошло с осадком гидроксида железа?

$2Fe(OH)_3\downarrow + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O.$

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 приведенным 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. Реакции нейтрализации • Ряд активности металлов

Вопросы и задания

○ **1.** Дополните схемы и составьте соответствующие им уравнения реакций: а) Ba →? →?; б) C →? →?; в) Li →? →?.

❑ **2.** С какими из перечисленных веществ вступит в реакцию соляная кислота: SO_2, CuO, HNO_3, CO_2, $Fe(OH)_3$, KOH, P_2O_5, CaO, $Mg(OH)_2$? Составьте уравнения реакций.

❑ **3.** Составьте уравнения реакций, отражающих химические свойства фосфорной кислоты.

§ 41. Щелочи, их свойства и способы получения

Физические свойства щелочей. В лабораторной практике часто приходится использовать растворы щелочей. А как они выглядят в твердом состоянии? Познакомимся поближе с наиболее распространенными 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.



Опыт. Гидроксиды натрия и калия выпускают в виде плоских гранул. Если несколько таких гранул положить на часовое стекло и оставить на воздухе, то через 15–20 мин можно будет наблюдать, как они растекаются, растворяясь в воде, поглощенной из воздуха.

При растворении щелочи в воде выделяется большое количество теплоты. На ощупь они мылкие, свое название — «едкие» — оправдывают тем, что при попадании на кожу вызывают ожоги, разрушают многие органические вещества, в том числе шерсть и шелк. Едкие щелочи 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 путем гашения: взаимодействия с водой негашеной извести — оксида кальция. Реакцию взаимодействия оксида с водой сопровождает выделение большого количества тепла:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + Q$$

Реакция гашения негашеной 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 $t = 1400$ °С 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.

I. Щелочь + кислотный оксид

В реакциях между щелочью и кислотными оксидами образуются соль и вода (реакции обмена). Поскольку в формуле оксида, являющегося ангидридом фос-

форной кислоты, не представлен в явном виде кислотный остаток соответствующей оксиду кислоты, предлагается под формулой оксида записывать формулу соответствующей ему кислоты:

$$6KOH + P_2O_5 = 2K_3\underline{PO_4} + 3H_2O$$
$$H_3\underline{PO_4}$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = Ca\underline{CO_3} + H_2O$$
$$H_2\underline{CO_3}$$

II. Щелочь + кислота

Это уже известная нам реакция нейтрализации (реакция обмена):

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O + Q$$

Уравнение реакции в общем виде:
$Me(OH)_m + H_nA \rightarrow Me_nA_m + H_2O + Q$

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 подъем жидкости в трубке термоскопа (ее объем увеличивается вследствие повышения температуры).

III. Щелочь + соль (раствор)

Растворы щелочей взаимодействуют только с растворимыми солями (реакции обмена):

$$CuCl_2 + 2KOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

Чтобы не допустить ошибки при подборе примеров, иллюстрирующих данное свойство щелочей, следует справиться о растворимости соли по таблице растворимости.

Отношение к индикаторам (см. табл. 10, с. 74).

Получение щелочей в лаборатории. Щелочи могут быть получены путем взаимодействия с водой оксидов щелочных и щелочно-земельных металлов:

$$BaO + H_2O = Ba(OH)_2$$

Другим способом получения щелочей в лаборатории является растворение металлов в воде.

Демонстрационный опыт. В кристаллизатор с водой прильем несколько капель фенолфталеина и поместим небольшой кусочек металла натрия. Натрий, плотность которого меньше, чем у воды, 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 щелочи.

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow + Q$$

Что заставляет натрий двигаться по поверхности воды?

Если провести аналогичный опыт с калием, то легко убедиться, что реакция протекает еще более бурно: калий загорается от соприкосновения с водой. Реакция экзотермична, т. е. образующиеся в результате реакции продукты обладают меньшим суммарным запасом энергии, чем исходные вещества.

Таким образом, в лаборатории щелочи могут быть получены двумя способами: растворением в воде металлов и их оксидов.

Основные понятия. Щелочи • Получение щелочей • Реакции обмена

Вопросы и задания

- **1.** Как вы думаете, целесообразно ли в промышленности получать щелочи способами, рассмотренными в данном параграфе? Ответ обоснуйте.
- **2.** Подумайте, какие правила предосторожности следует соблюдать при приготовлении растворов щелочей.
- **3.** В трех пробирках находятся образцы твердых веществ: гидроксида натрия, гидроксида кальция и оксида цинка. Как различить эти вещества?
- **4.** С помощью уравнений реакций проиллюстрируйте химические свойства едкого кали, известковой воды, баритовой воды — $Ba(OH)_2$.
- **5.** В трех пробирках находятся растворы соляной кислоты, едкого натра и известковой воды. Предложите самый короткий способ их определения.
- **6.** Составьте уравнения реакций, раскрывающие схему превращений: а) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$; б) $BaO \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow Ba(OH)_2$.
- **7.** Из варианта I малого химического тренажера (табл. 21, с. 123) выберите вещества, способные вступать во взаимодействие с соляной кислотой. Составьте уравнения соответствующих реакций.

§ 42. Нерастворимые основания, их получение и свойства

Каждый раз перед проведением реакций с нерастворимыми основаниями приходится получать их в свежеосажденном виде.

Запомните: для получения *нерастворимого* основания к раствору соли необходимо по каплям приливать раствор щелочи – до образования осадка. Рас-

твор 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 щелочи:

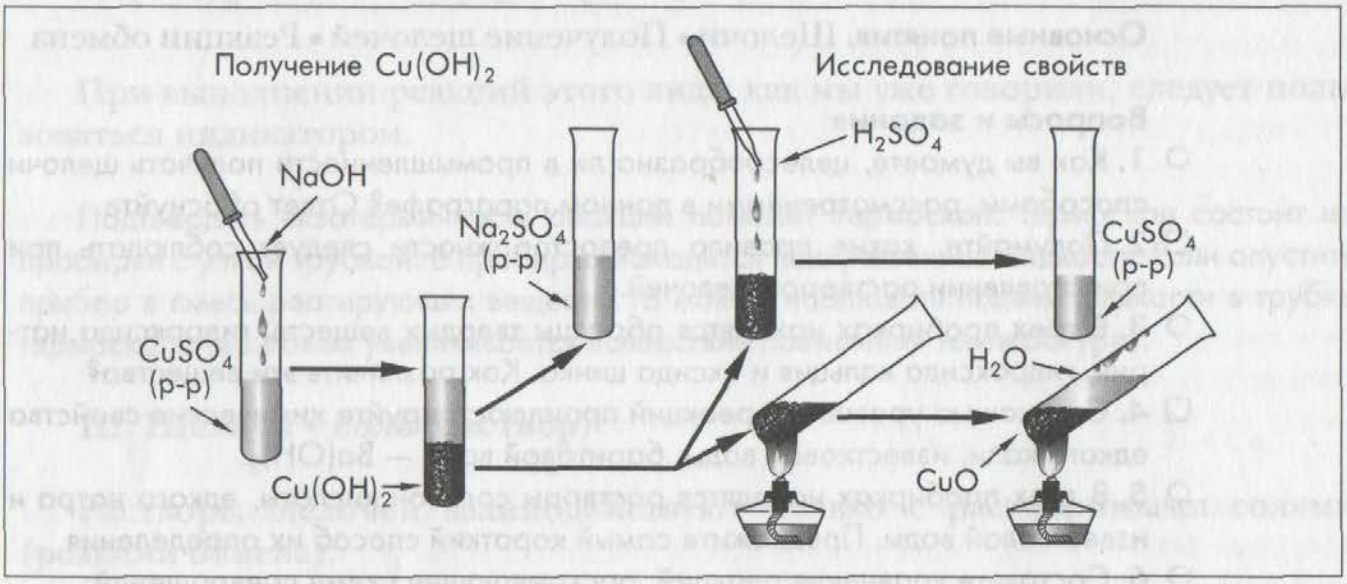
$$CuCl_2 + 2KOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

$$Cu(NO_3)_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaNO_3$$

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. Как это сделать практически? Последовательность опытов представлена на схеме 25.

Схема 25. **Схема выполнения опытов по получению гидроксида меди (II) и исследованию его свойств**



Опыт. Рассмотрите схему и постарайтесь устно описать порядок действий при выполнении лабораторного исследования.

Ход работы

1. Получите гидроксид меди.
2. Слейте раствор с осадка и разделите его на две части (с помощью стеклянной палочки перенесите часть его в другую пробирку).
3. К одной половине гидроксида меди прилейте раствор серной кислоты.
4. Вторую половину осадка нагрейте в пламени спиртовки.

Составим уравнения проведенных реакций:

1) $Cu(OH)_2\downarrow + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$

Признак реакции: растворение студенисто-голубого осадка, образование раствора голубого цвета.

2) $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$

Признак реакции: образование порошка черного цвета и воды.

Проделанные реакции отражают общие свойства нерастворимых оснований: их способность разлагаться при нагревании и взаимодействии с кислотами.

Основные понятия. Нерастворимые основания • Свойства нерастворимых оснований

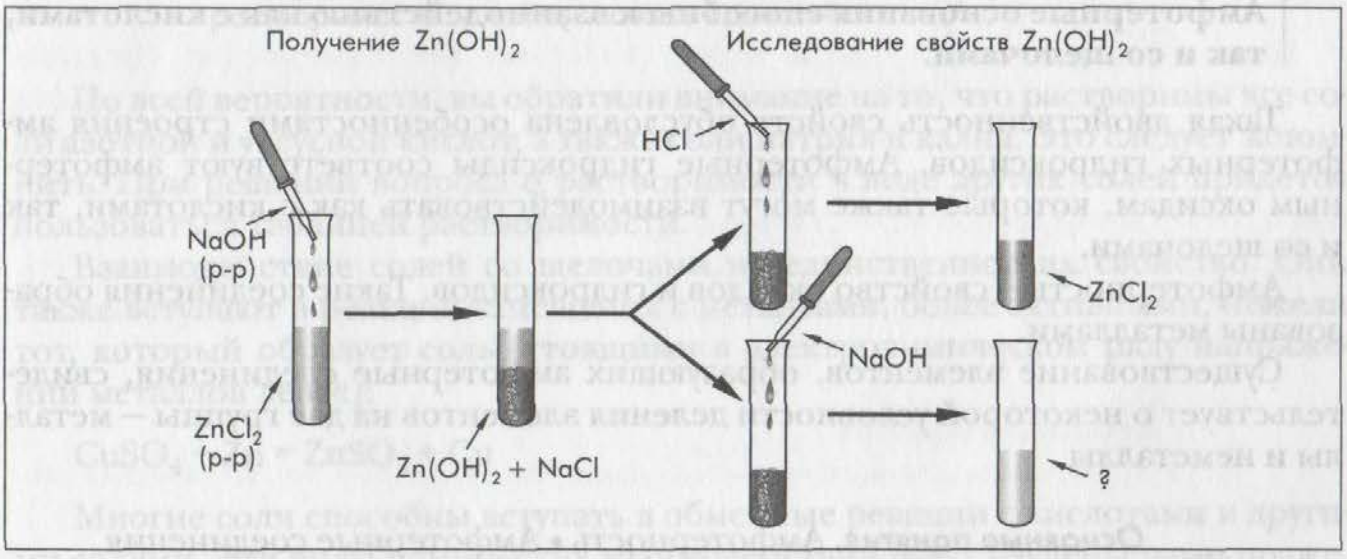
Вопросы и задания

- ❑ **1**. Из перечня формул малого химического тренажера (см. табл. 21, с. 123) выберите формулы тех веществ, которые вступают в реакцию: а) с KOH; б) с $Fe(OH)_3$, с $Ca(OH)_2$. Составьте соответствующие уравнения реакций.
- ❑ **2**. Пользуясь таблицей растворимости, составьте уравнения реакций получения в лаборатории следующих нерастворимых оснований: $Pb(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$.
- ❑ **3**. Составьте уравнения реакций, отражающие химические свойства гидроксида меди (II).

§ 43. Амфотерность

Опыт. Рассмотрите схему опытов получения и исследования свойств гидроксида цинка (схема 26). Какие действия вам придется выполнить по ходу лабораторных опытов? Какова их цель? Целесообразность проведения одного из опытов (какого?) должна вызывать у вас сомнения.

Схема 26. **Получение и исследование свойств гидроксида цинка**



Вам известно, что *нерастворимые* основания растворяются в кислотах, но со *щелочами не взаимодействуют*. Зачем же приливать к осадку гидроксида цинка раствор щелочи? И все же выполните все действия согласно схеме.

Обсудим результаты проведенного эксперимента:

а) при приливании щелочи к раствору соли цинка образовался беловатый студенистый осадок гидроксида цинка

$$ZnCl_2 + 2NaOH = 2NaCl + Zn(OH)_2\downarrow$$

б) при добавлении к нерастворимому основанию раствора соляной кислоты происходит полное растворение осадка

$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$$

в) при добавлении к основанию раствора щелочи также происходит растворение осадка. Почему? Как это объяснить?

Схема генетической связи, составленная нами, неполна. Помимо элементов металлов и неметаллов существуют также элементы, *образующие оксиды и гидроксиды*, обладающие *амфотерными* свойствами. Слово «амфотерность» происходит от греческого amphoteros, 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, трехвалентных алюминия, хрома и некоторых других металлов.

В нашем опыте гидроксид цинка, реагируя с раствором соляной кислоты, проявил основные свойства. А при взаимодействии со щелочью он оказался способным проявить кислотные свойства. В результате реакции образовалась соль цинкат натрия:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

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.

Амфотерность — свойство оксидов и гидроксидов. Такие соединения образованы металлами.

Существование элементов, образующих амфотерные соединения, свидетельствует о некоторой условности деления элементов на две группы — металлы и неметаллы.

Основные понятия. Амфотерность • Амфотерные соединения

Вопросы и задания

❑ **1.** Объясните причины образования от одного корня двух слов: амфотерность и амфибия.

○ **2.** Перечертите в тетрадь 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.

○ **3.** Сравните по свойствам основания: KOH, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$.

§ 44. Химические свойства солей

Изучая химические свойства классов неорганических соединений, мы познакомились с одним из общих свойств солей, а именно взаимодействием их растворов с растворами щелочей. Например:

$$\underset{\text{(р-р)}}{FeCl_3} + 3\underset{\text{(р-р)}}{NaOH} = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

$$\underset{\text{(р-р)}}{Pb(NO_3)_2} + 2\underset{\text{(р-р)}}{KOH} = Pb(OH)_2\downarrow + 2KNO_3$$

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 ее растворимости в воде.

Как вы уже знаете, 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 запомнить. При решении вопроса о растворимости в воде других солей придется пользоваться таблицей растворимости.

Взаимодействие солей со щелочами не единственное их свойство. Они также вступают в реакции замещения с металлами, более активными, нежели тот, который образует соль (стоящими в электрохимическом ряду напряжений металлов левее):

$$CuSO_4 + Zn = ZnSO_4 + Cu$$

Многие соли способны вступать в обменные реакции с кислотами и другими солями. Эти виды химических взаимодействий будут изучены нами позже.

Вопросы и задания

1. Составьте уравнения реакций, раскрывающие следующие превращения: $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4$.

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 (III), бромоводородная кислота?

3. Из веществ, формулы которых даны во II варианте малого химического тренажера (табл. 21, с. 123), 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).

§ 45. Классификация и генетическая связь неорганических соединений

? Какие значения слов «ген», «генетический» вам известны? Назовите известные вам основные классы неорганических соединений.



Йенс Берцелиус (1779–1848)

Знакомством с соединениями, обладающими амфотерными свойствами и выделяющимися в самостоятельные группы оксидов и гидроксидов, на данном этапе мы завершаем изучение классов неорганических соединений. Первую в химии классификацию элементов и их соединений дал великий шведский ученый Йенс Берцелиус. Хотя его представления были во многом ошибочны, они играли большую роль в последующем развитии классификации веществ.

Приведем в единую систему накопленные нами знания о классификации неорганических веществ (схема 27).

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 схемы 28.

В схеме отрезками пунктирных линий соединены общие формулы тех классов веществ, представители которых при определенных условиях способны вступать друг с другом в химические взаимодействия.

Вопросы и задания

❑ **1.** Составьте схемы генетической связи для следующих пар химических элементов:

а) Na и C; б) Mg и P; в) Cu и S.

Схема 27. **Классификация неорганических веществ**

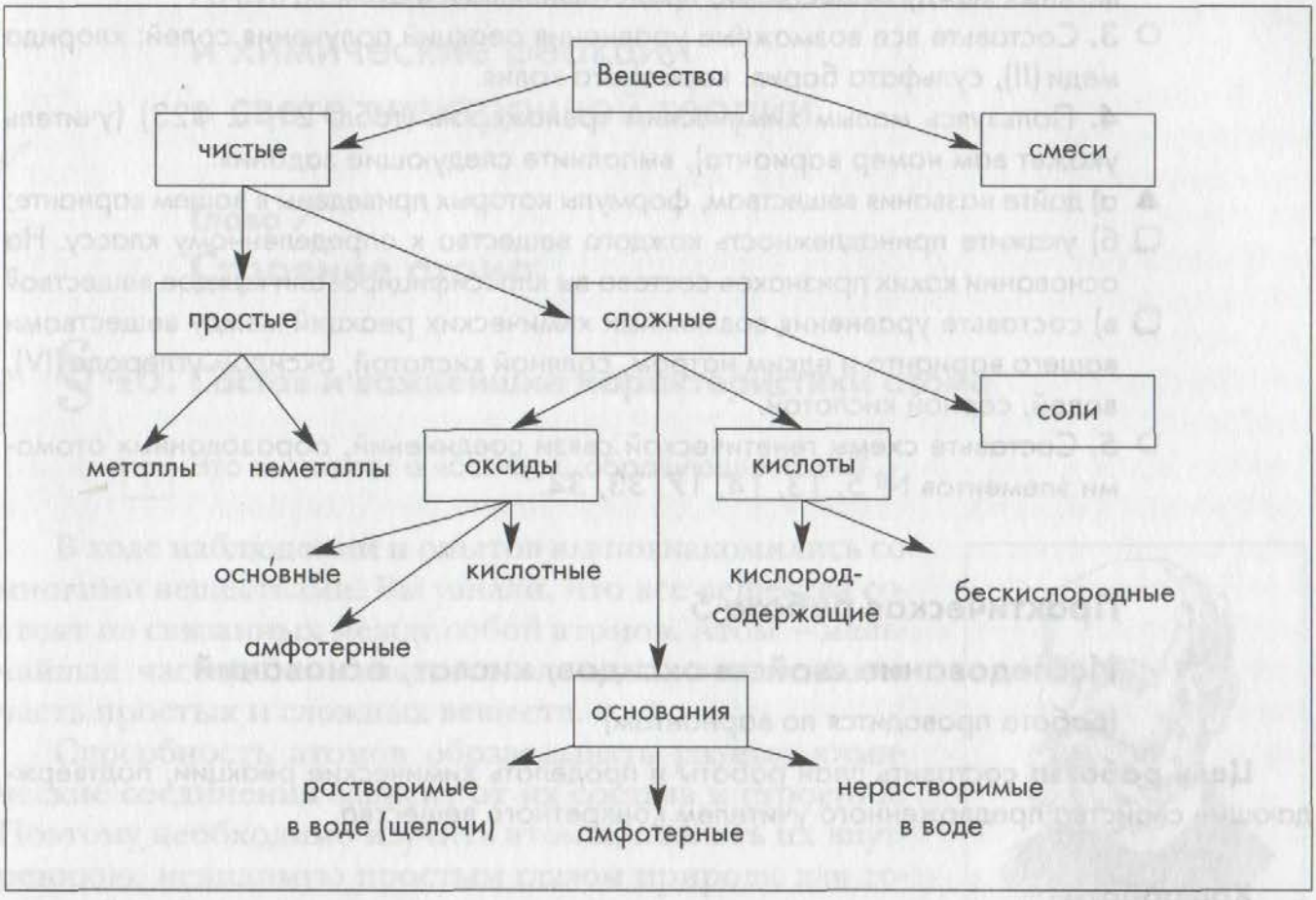
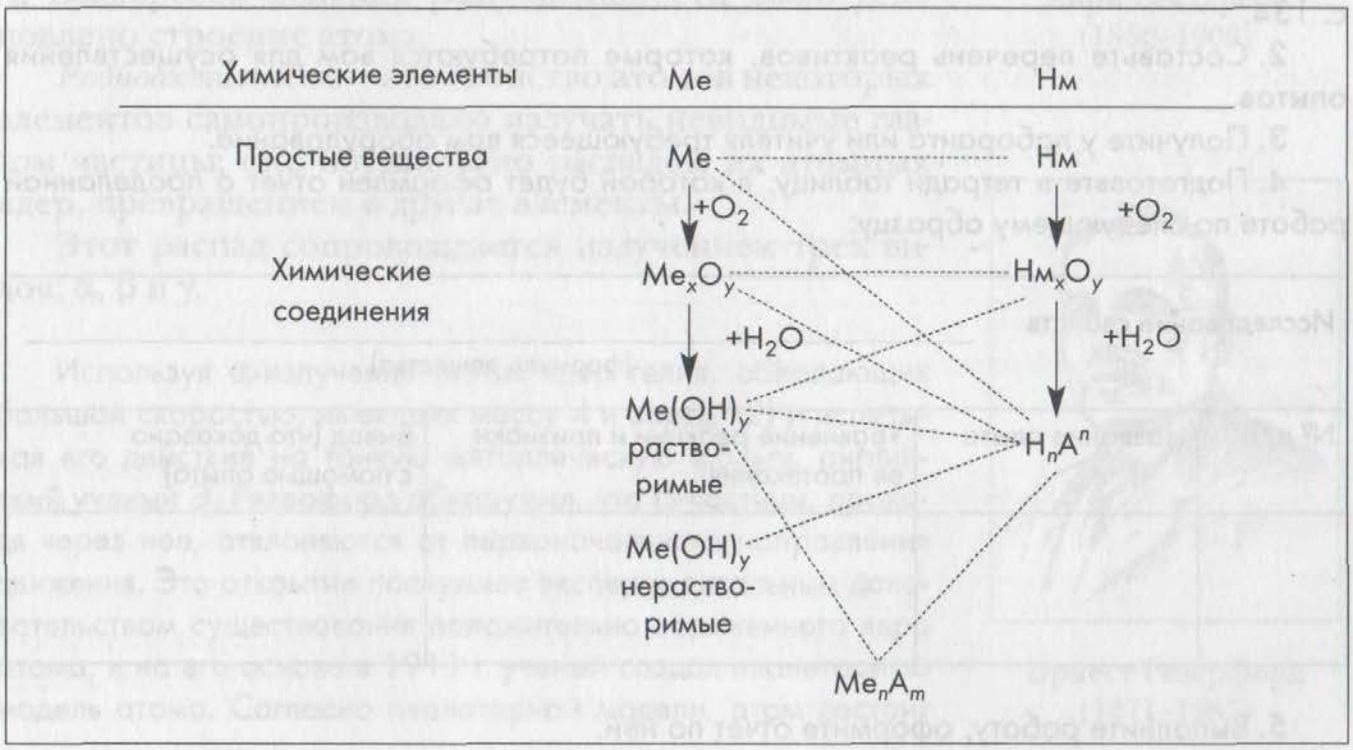


Схема 28. **Генетическая связь основных классов неорганических соединений**



❑ **2.** Пользуясь составленными схемами, напишите уравнения реакций, возможных между веществами, представленными в схемах.

○ **3.** Составьте все возможные уравнения реакций получения солей: хлорида меди (II), сульфата бария, карбоната калия.

4. Пользуясь малым химическим тренажером (табл. 21, с. 123) (учитель укажет вам номер варианта), выполните следующие задания:

▲ а) дайте названия веществам, формулы которых приведены в вашем варианте;

❑ б) укажите принадлежность каждого вещества к определенному 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.

○ **5.** Составьте схемы генетической связи соединений, образованных атомами элементов № 5, 13, 14, 17, 33, 34.

Практическая работа 5

Исследование свойств оксидов, кислот, оснований

(работа проводится по вариантам)

Цель работы: составить план работы и проделать химические реакции, подтверждающие свойства предложенного учителем конкретного вещества.

Ход работы

1. Составьте план проведения исследования свойств предложенного вам вещества. Представьте ваш план схематически, аналогично тому, как это сделано на схеме 25, с. 134.

2. Составьте перечень реактивов, которые потребуются вам для осуществления опытов.

3. Получите у лаборанта или учителя требующееся вам оборудование.

4. Подготовьте в тетради таблицу, в которой будет оформлен отчет о проделанной работе по следующему образцу:

Исследование свойств _____ (формула вещества)			
№ п/п	Название опыта	Уравнение реакции и признаки ее протекания	Вывод (что доказано с помощью опыта)

5. Выполните работу, оформите отчет по ней.

Раздел II
Химические элементы, вещества и химические реакции в свете электронной теории

Глава 7
Строение атома

§ 46. Состав и важнейшие характеристики атома

? Что вы знаете о частицах, образующих атом?

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, для того чтобы объяснить внешние изменения веществ.



Анри Беккерель (1852–1908)

Благодаря открытию в 1896 г. французским ученым А. Беккерелем явления радиоактивности было установлено строение атома.

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 трех видов: α, β и γ.



Эрнест Резерфорд (1871–1937)

Используя α-излучение (поток ядер гелия, обладающих большой скоростью, имеющих массу 4 и заряд +2) и испытывая его действие на тонкую металлическую фольгу, английский ученый Э. Резерфорд обнаружил, что α-частицы, проходя через нее, отклоняются от первоначального направления движения. Это открытие послужило экспериментальным доказательством существования положительно заряженного ядра атома, и на его основе в 1911 г. ученый создал планетарную модель атома. Согласно планетарной модели, атом состоит

из несущего положительный заряд ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Затем были открыты другие элементарные частицы — протон и нейтрон, а еще позднее было выявлено огромное число разнообразных микрочастиц.

В современной науке основными элементарными частицами атома признаны три их вида: электрон, протон, нейтрон. 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.

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 $1{,}673 \cdot 10^{-24}$ г, получаем простые целые числа – A_r (протона) ≈ 1, A_r (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 частицы ядра атома с массой, равной 1, и зарядом 0.

Электроны – это отрицательно заряженные частицы атома, расположенные вокруг ядра атома. Они образуют электронную оболочку атома.

Протоны обозначают символом ${}^{1}_{1}p$, нейтроны – ${}^{1}_{0}n$, электроны – $\bar{e}$. Изученное можно обобщить в виде таблицы (табл. 22).

***Таблица 22.* Основные микрочастицы, входящие в состав атома**

Характеристики частиц	Названия частиц		
	Протон	Нейтрон	Электрон
Символы	${}^{1}_{1}p$	${}^{1}_{0}n$	$\bar{e}$
Масса (m, а. е. м.)	1	1	Ничтожно мала
Заряд	+1	0	–1
	Входят в состав ядра атома		Образуют электронную оболочку атома

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 нем сосредоточена почти вся масса атома.

Составляющие атом частицы обусловливают его важнейшие характеристики. С некоторыми из них вы уже знакомы (валентность, масса и др.).

Заряд ядра — важнейшая характеристика атома и соответствующего ему химического элемента. Положительный заряд ядра создают его протоны: заряд ядра равен числу протонов в нем. *Порядковый 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, лежащей в основе его современного определения.

Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Другой характеристикой атома, зависимой от частиц 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: ${}^{12}_{6}\mathrm{C}$, ${}^{14}_{7}\mathrm{N}$. Атомной единицей массы (а. е. м.) выступает $^{1}/_{12}$ массы атома углерода ${}^{12}_{6}\mathrm{C}$. Масса протона — 1,007276, нейтрона — 1,008665, электрона — 0,000548 а. е. м. Относительная атомная масса элемента (A_r) складывается из суммы относительных масс протонов, нейтронов, электронов его атома.

Обычно при расчетах массы протона и нейтрона округляют до 1, а массой электрона пренебрегают. Отсюда

$$A_r(\mathrm{N}) = 7\,{}^{1}_{1}p \cdot 1 + 7\,{}^{1}_{0}n \cdot 1 = 14.$$

От электронов атома зависят его качественные характеристики — способность объединяться с другими атомами, химические свойства.

Основные понятия. Протон, нейтрон, электрон • Ядро атома, заряд атома • Порядковый номер • Химический элемент

Вопросы и задания

▲ **1.** Дайте характеристику основных видов внутриатомных частиц.

❑ **2.** Какую модель атома предложил Э. Резерфорд? Опишите ее.

▲ **3.** Какие частицы обусловливают массу атома? Определите массовое число элемента № 15 .

○ **4.** Установите и докажите зависимость порядкового номера элемента № 12 от определенных частиц атома и их числа.

§ 47. Изотопы. Химические элементы

? В каких единицах обозначены A_r элементов? Каков характер их изменений с увеличением порядкового номера? Какие можно сделать выводы?

Вы видите, что в периодической системе атомные массы элементов имеют дробные значения. С увеличением порядкового номера элемента атомная масса элементов увеличивается. Вместе с тем в этом закономерном линейном увеличении атомных масс химических элементов имеет место некоторое нарушение закономерности.

Проблема. В парах элементов аргон — калий, кобальт — никель, теллур — иод впереди стоящий элемент имеет бóльшую атомную массу, чем последующий. Возникают вопросы: 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 в последовательном увеличении атомных масс от элемента к элементу?

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 латинского iso — «одно», topos — «место», т. е. занимающие одно и то же место в периодической системе).**

Для того чтобы вы лучше это поняли, представим величины, характеризующие разные виды атомов элемента углерода, в виде таблицы 23. В качестве стандарта для определения относительной атомной массы принимается $^1/_{12}$ массы изотопа атома углерода $^{12}_{6}C$.

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 трех изотопов: $^{16}_{8}O$ (изотопное содержание 99,76 %), $^{17}_{8}O$ (0,04 %) и $^{18}_{8}O$ (0,20 %).

Относительная атомная масса химического элемента (A_r) равна среднему значению масс всех его природных изотопов с учетом их распространенности. Например, хлор имеет два изотопа: $^{35}_{17}Cl$ (75,5 %) и $^{37}_{17}Cl$ (24,5 %).

Таблица 23. **Изотопы углерода**

Изотопы (обозначения)	Порядковый номер (число протонов)	Число нейтронов	Массовое число A
$^{12}_{6}C$	6	6	12
$^{13}_{6}C$	6	7	13
$^{14}_{6}C$	6	8	14

Его относительная атомная масса:

$A_r(Cl) = (35 \cdot 0{,}7553) + (37 \cdot 0{,}2447) = 35{,}45.$

Эту же величину мы видим в периодической системе.

Явление изотопии позволяет объяснить причину некоторых отклонений атомных масс элементов в уже упоминавшихся ранее парах:

K – Ar, Co – Ni, Te – I.

Изотопное содержание калия $^{39}_{19}K$ (93 %) выше, чем более тяжелого изотопа $^{41}_{19}K$, а у аргона, наоборот, тяжелый изотоп $^{40}_{18}Ar$ 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 $^{16}_{8}O$, углерода — $^{12}_{6}C$, свинца — $^{208}_{89}Pb$ и др. Неустойчивые изотопы подвержены радиоактивному распаду. Их называют еще 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 распространенным изотопом элемента урана является уран-238 ($^{238}_{92}U$). Элементы с порядковым номером 93 и более — радиоактивные элементы, синтезированные искусственным путем в ядерных реакциях. Открытию и изучению радиоактивных элементов посвятили свою жизнь супруги



Мария Склодовская-Кюри
(1867–1934)

Мария Склодовская-Кюри и Пьер Кюри, Глен Сиборг, Г.Н. Флёров и многие другие ученые.

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 авиа- и машиностроении, в химии — для изучения механизмов реакций, в машиностроении — для измерения толщины металлических листов, труб и стержней. Радиоактивный изотоп углерода $^{14}_{6}C$ широко применяется в геологии, археологии, антропологии для датирования биологических образцов, имеющих возраст до 35 тыс. лет.

Основные понятия. Изотопы • Радиоизотопы

Вопросы и задания

▲ **1.** Дайте определение изотопам, приведите примеры.

❑ **2.** Почему заряд ядра атома является главной характеристикой элемента?

○ **3.** Выразите графически соотношение изотопов аргона. В чем их сходство и различие?

○ **4.** Поясните взаимосвязи между понятиями: «химический элемент», «изотопы», «массовое число».

○ **5.** Какие изотопы называют радиоизотопами? Приведите примеры и подготовьте сообщение о применении одного из них.

§ 48. Состояние электронов в атоме

? Что вам известно о свойствах электрона?
Что вам известно о методах исследования электронов?

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 определенную массу, размеры и т. д.), так и волны (не имеют траектории движения, определенного положения в пространстве и обладают другими волновыми свойствами). Последнее вы узнаете из курса физики.

Быстро движущийся электрон может находиться в любой точке пространства, окружающего ядро атома, и на разном удалении от него. Поэтому принято говорить о вероятности пребывания электрона в той или иной части внутриатомного пространства. Для характеристики состояния электронов в

атоме введено понятие «электронное облако», основную часть которого называют атомной орбиталью (АО). Наглядное, хотя и условное, представление об электронном облаке дает рисунок 44. Электрон движется вокруг ядра с огромной скоростью, при которой его отрицательный заряд как бы размазывается в пространстве. При этом образуется зарядовое *электронное облако* неравномерной плотности, не имеющее четких границ. Максимальная плотность отвечает наибольшей вероятности пребывания электрона в данной области атомного пространства.

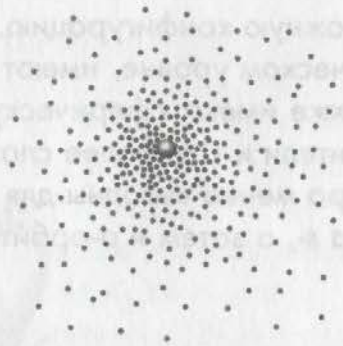


Рис. 44. Электронное облако атома водорода (1 нм = 10^{-9} м)

Пространство вокруг ядра атома, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется его орбиталью.

Орбиталь включает около 90 % электронного облака. Здесь содержится преобладающая часть заряда и массы электрона. На рисунке 44 орбиталь очерчена темной штриховкой. Электронное облако атома водорода, орбиталь его электрона имеют сферическую форму. В атомах, содержащих большое число электронов, их орбитали имеют более сложную форму.

Графически орбиталь изображают или в виде клеточки, или горизонтальной черточкой, а электрон — в виде стрелки. Например, орбиталь атома водорода и его электрон можно изобразить так: $\boxed{\downarrow}$ или $\ddagger$.

Для описания состояния и движения электронов в атоме важное значение имеют три основные (орбитальные) характеристики.

Первая орбитальная характеристика — главное квантовое число *n* — отражает энергию электрона, нахождение его на определенном энергетическом уровне и его удаленность от ядра. Чем больше размер и энергия электронного облака, чем меньше его плотность, тем дальше от ядра находится этот электрон, и наоборот. Близкие по перечисленным показателям электроны размещаются в атоме на одном энергетическом уровне. Число энергетических уровней в атоме: $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \ldots$. Например, у атома азота семь электронов. Они размещены на двух ($n = 1, 2$) энергетических уровнях: на первом — 2 $\bar{e}$, на втором — 5 $\bar{e}$. Число уровней, или электронных слоев, в атоме совпадает с номером периода, в котором находится соответствующий химический элемент.

Вторая орбитальная характеристика — орбитальное квантовое число *l* — уточняет энергетическое состояние электрона в атоме и определяет форму его электронного облака. Экспериментально установлено, что электроны одного уровня обладают близким, но все же разным запасом энергии. Энергетический уровень расщепляется на подуровни, их количество соответствует номеру уровня, но не превышает четырех. Первый энергетический уровень имеет один (*s*) подуровень, второй — два (*s* и *p*), третий — три (*s*, *p*, *d*) и т. д. (рис. 45). Электроны разных подуровней одного и того же уровня имеют разную форму электронного облака: сферическую, гантелеобразную и более

сложную конфигурацию. Так, орбитали электронов, расположенных на первом энергетическом уровне, имеют форму сферы, на втором — орбитали электронов *s*-подуровня также имеют сферическую форму, а орбитали электронов *p*-подуровня имеют форму гантели и т. д. Более сложные формы атомных орбиталей в атомах с большим зарядом ядра менее выгодны для пребывания электронов, а потому заполняются ими тогда, когда *s*-, а затем и *p*-орбитали электронного слоя будут уже заняты.

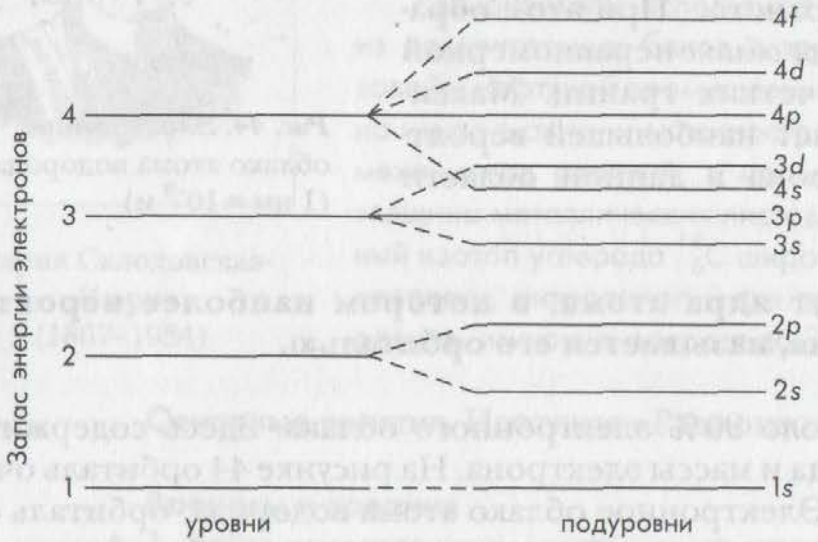


Рис. 45. Схема последовательного заполнения электронами энергетических уровней

Третья орбитальная характеристика — магнитное квантовое число — *m* — описывает положение электронного облака (орбитали) в пространстве. Пространственное состояние электронного облака зависит от его формы. Чем она сложнее, тем больше разных положений оно будет иметь в пространстве. Так, *s*-орбиталь имеет форму сферы, которая может занять лишь одно положение в пространстве, *p*-орбиталь — три, *d*-орбиталь — пять пространственных положений (рис. 46).

Энергетическая и пространственная характеристики электрона, его состояние и движение в атоме относительно его ядра позволяют дать второе определение орбитали.

Орбиталь — это совокупность положений электрона в атоме.

Четвертая орбитальная характеристика — спиновое квантовое число m_s — отражает вращение электрона вокруг собственной оси и называется ***спиновым вращением,*** или просто ***спином*** (от *англ.* spin — «веретено»). Спиновое вращение электрона возможно по часовой и против часовой стрелки.

На каждой орбитали может находиться не более двух электронов, так как спины у них должны быть противоположны (антипараллельны). Эти два электрона спариваются и называются ***спаренными.*** Такое их состояние в атоме энергетически выгодно. Условно спаренные электроны одной орбитали изображают $\boxed{\uparrow\downarrow}$ или $\uparrow\downarrow$. Если электрон один на орбитали, он является неспаренным.

Итак, вы познакомились с состоянием электрона в атоме. Возникает вопрос: есть ли в атоме одинаковые по состоянию электроны?

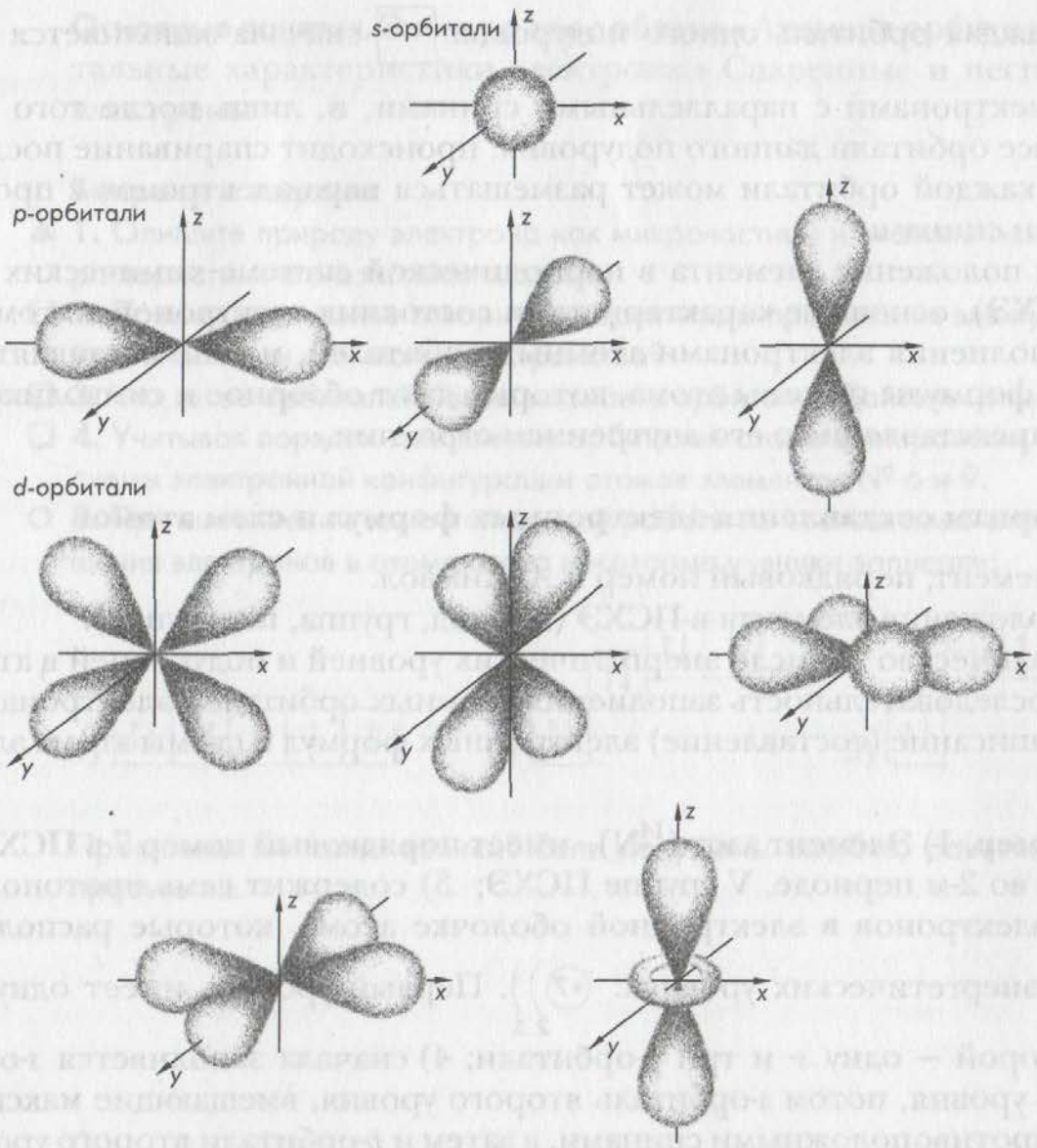


Рис. 46. Формы *s*-, *p*- и *d*-электронных орбиталей и их возможные положения в пространстве

Швейцарский ученый Вольфганг Паули установил, что в атоме нет абсолютно одинаковых электронов. Хотя бы одной из четырех характеристик своего состояния они отличаются друг от друга: либо энергией, либо формой электронного облака, либо положением его в пространстве, либо спиновым вращением.

С учетом характеристики состояния электрона определяются следующие **правила заполнения электронами орбиталей атома.**

1. Электроны в атоме стремятся занять энергетически выгодное положение, т. е. вначале занять энергетические уровни, расположенные ближе к ядру, и их орбитали более простой формы, которые отличаются меньшим запасом энергии, а уже затем заполнить более отдаленные от ядра и более сложные по форме атомные орбитали.

2. Каждая орбиталь одного подуровня ☐ сначала заполняется одиночными электронами с параллельными спинами, и, лишь после того как они займут все орбитали данного подуровня, происходит спаривание последних.

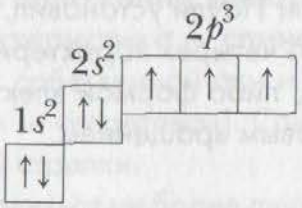
3. В каждой орбитали может размещаться пара электронов с противоположными спинами.

Зная положение элемента в периодической системе химических элементов (ПСХЭ), основные характеристики состояния электронов в атоме и правила заполнения электронами атомных орбиталей, можно составлять электронные формулы и схемы атома, которые дают обзорное и символико-графическое представление о его внутреннем строении.

Алгоритм составления электронных формул и схем атомов

1. Элемент, порядковый номер и A_r, символ.
2. Положение элемента в ПСХЭ (период, группа, подгруппа).
3. Количество $\bar{e}$, число энергетических уровней и подуровней в атоме.
4. Последовательность заполнения атомных орбиталей электронами.
5. Написание (составление) электронных формул и схемы атома элемента.

Пример. 1) Элемент азот ($^{14}_{7}N$), имеет порядковый номер 7 в ПСХЭ; 2) находится во 2-м периоде, V группе ПСХЭ; 3) содержит семь протонов в ядре и семь электронов в электронной оболочке атома, которые располагаются на двух энергетических уровнях: $\overset{+7}{)}\overset{2}{)}\overset{5}{|}$. Первый уровень имеет одну *s*-орбиталь, второй – одну *s*- и три *p*-орбитали; 4) сначала заполняется *s*-орбиталь первого уровня, потом *s*-орбиталь второго уровня, вмещающие максимально по $2\bar{e}$ с противоположными спинами, а затем и *p*-орбитали второго уровня, где располагаются $3\bar{e}$ и каждый $\bar{e}$ занимает отдельную *p*-орбиталь; 5) электронная формула атома азота: $1s^2 2s^2 2p^3$; электронная схема:



Химическое поведение атомов определяется прежде всего их внешними электронами.

Знание состояния электронов в атоме, графическое и символическое отражение электронных конфигураций их состояния позволяют объяснить многие явления химии.

Символико-графические изображения атомов в сжатой форме дают о них большую информацию.

Основные понятия. Электронное облако • Атомная орбиталь • Орбитальные характеристики электрона • Спаренные и неспаренные электроны

Вопросы и задания

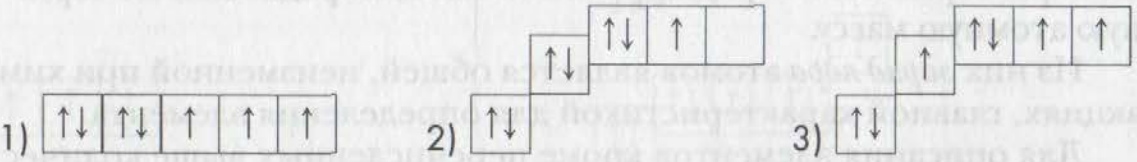
▲ **1.** Опишите природу электрона как микрочастицы и укажите основные характеристики его состояния в атоме.

❑ **2.** Почему правильнее говорить о вероятности пребывания электрона в той или иной части атомного пространства?

❑ **3.** Что такое орбиталь? Какие вы знаете орбитали? Дайте их описание.

❑ **4.** Учитывая порядок заполнения орбиталей атома электронами, составьте схемы электронной конфигурации атомов элементов № 6 и 9.

○ **5.** При выполнении самостоятельной работы по составлению схемы размещения электронов в атоме азота некоторые ученики записали:



Правильны ли такие записи? Если допущены ошибки, разъясните и исправьте их.

Глава 8

Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева

§ 49. Свойства химических элементов и их периодические изменения

? С какими свойствами — характеристиками элементов вы знакомы?
Почему простых веществ больше, чем элементов?
Влияют ли свойства элементов на свойства образованных ими веществ?

Для описания и систематизации химических элементов необходимо знать их характеристики: заряд ядра его атомов, порядковый номер 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 и качественные характеристики элемента. Таковой является электронное строение его атомов.

Особое значение имеют электроны, расположенные на внешнем электронном уровне, — валентные электроны. У металлических элементов их обычно 1–2, реже 3, у неметаллических — 4 и больше. У элементов больших периодов побочных подгрупп валентными являются электроны не только внешнего, но и предвнешнего слоя. От валентных электронов зависит способность атомов к отдаче и присоединению электронов, 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 определенный состав.**

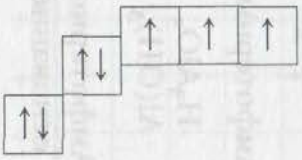
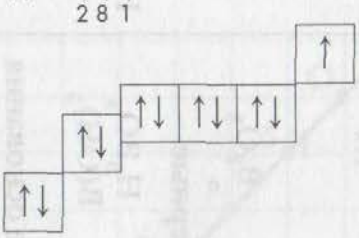
Простые и сложные вещества — это формы реального существования элементов в природе. Характер элементов влияет на свойства образованных ими веществ. Так, металлические элементы образуют простые вещества — металлы.

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, выражаемое общими формулами. Так, элементы с валентностью шесть (обычно они занимают главную подгруппу VI группы пе-

риодической 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 (схема 29).

Схема 29. **Характерные признаки типичного элемента**

а) **Элемент азот**	б) **Элемент натрий**
$^{14}_{7}N$)) 2 5  $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	$^{23}_{11}Na$))) 2 8 1  $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^1$
Простое вещество — газообразный неметалл — азот N_2	**Простое вещество** — металл натрий
Сложные вещества	**Сложные вещества**
а) NH_3 — аммиак ← ***водородные соединения*** → гидрид натрия NaH газообразное вещество — твердое вещество	
б) Кислотный характер ← ***высшие кислородные соединения*** → Основный характер N_2O_5, HNO_3 — Na_2O, $NaOH$	
Азот — элемент-неметалл	Натрий — элемент-металл

Задание. Пользуясь таблицей 24, выявите периодические изменения свойств элементов, а также форм и свойств их соединений с возрастанием порядкового номера с № 1 по № 20.

Таблица 24. **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	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	–	–	–
Характер свойств	Основный	Амфотерные		Кислотные				
Гидроксид	LiOH	H_2BeO_2 $Be(OH)_2$	H_3BO_3 $B(OH)_3$	H_2CO_3	HNO_3			
Характер свойств	Щелочь	Амфотерные основания		Кислоты				
Летучие водородные соединения	–	–	–	CH_4	NH_3	H_2O	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	ArO_4
Характер свойств	Основный	Основный	Амфотерный	Кислотные				
Гидроксид	NaOH	$Mg(OH)_2$	H_3AlO_3 $Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$	–
Характер свойств	Щелочь	Нераств. основание	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. 47). Отметим на горизонтальной линии заряд ядра (Z) и на вертикальной — число электронов на внешнем слое атомов элементов.

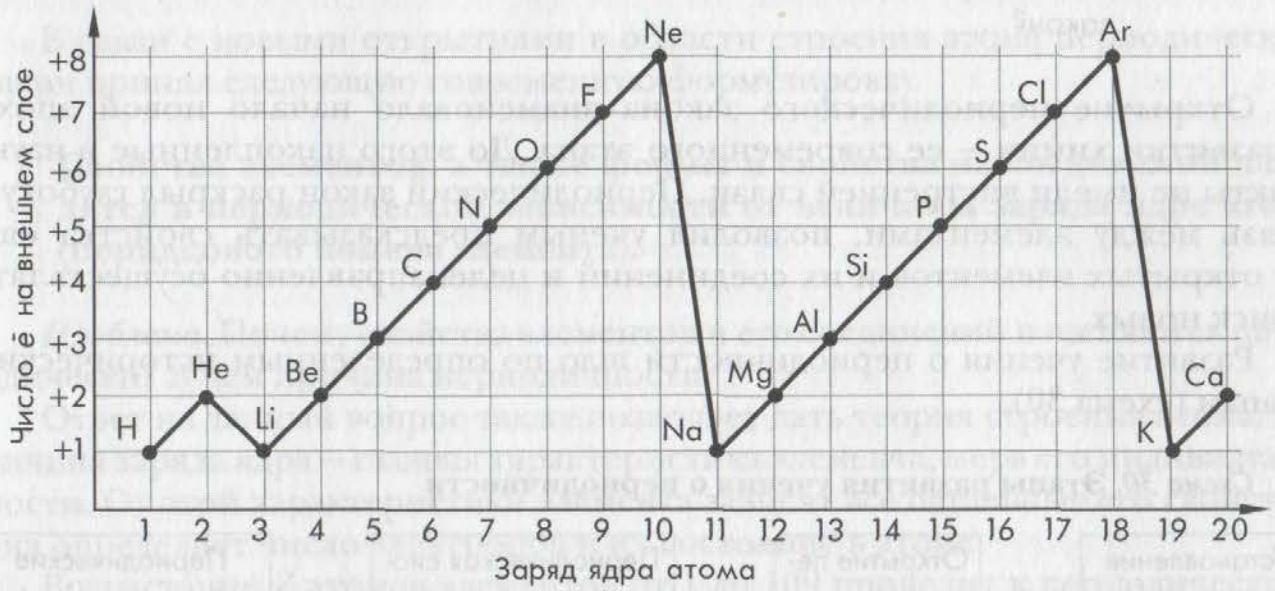


Рис. 47. Зависимость числа электронов внешнего слоя от заряда ядра атома элемента

Вывод: число электронов внешнего электронного слоя атомов элементов периодически изменяется при возрастании величины заряда ядра их атомов.

Основные понятия. Порядковый номер • Электронное строение атомов • Химическое соединение • Формулы соединений • Свойства химических элементов и их периодические изменения

Вопросы и задания

▲ **1.** Опишите важнейшие характеристики атомов элементов.

❑ **2.** Дайте обобщенную характеристику одного из элементов: № 8, 12 и 16 в виде графической схемы.

❑ **3.** Дайте сравнительную характеристику металлического и неметаллического элементов на примере калия и хлора.

○ **4.** Установите зависимость между изменением внешнего электронного слоя атомов элементов и характером этих элементов. Подтвердите ее примерами.

○ **5.** Почему заряд ядра атомов элемента считают главной характеристикой? Дайте развернутую аргументацию.

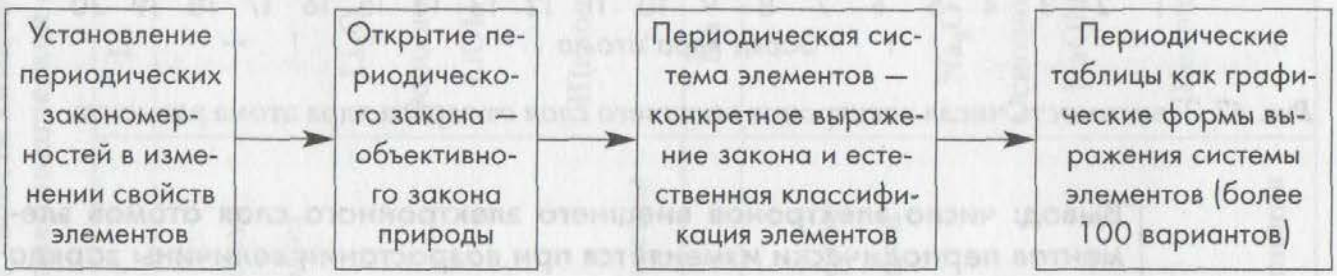
§ 50. Современная трактовка периодического закона

? Какие объективные исторические предпосылки способствовали открытию периодического закона?
Дайте характеристику доменделеевских классификаций химических элементов. Объясните ход мысли Д.И. Менделеева при классификации элементов.
Какие характеристики элементов связывает между собой периодический закон?

Открытие периодического закона знаменовало начало новой эпохи в развитии химии – ее современного этапа. До этого накопленные в науке факты не имели внутренней связи. Периодический закон раскрыл глубокую связь между элементами, позволил ученым предсказывать свойства еще не открытых элементов и их соединений и целенаправленно осуществлять поиск новых.

Развитие учения о периодичности шло по определенным историческим этапам (схема 30).

***Схема 30.* Этапы развития учения о периодичности**



Д.И. Менделеев не сомневался в достоверности открытого закона, твердо 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 ученым 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.). Следу-

ющим 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, совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе Д.И. Менделеева.

Ученик Резерфорда, английский ученый-физик Г. Мозли, установил в 1913 г., что длина волны рентгеновского излучения у каждого элемента своя. Она увеличивается с возрастанием атомной массы. Мозли связал частоту 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 и можете самостоятельно объяснить, почему элемент калий занимает место после аргона, никель после кобальта, иод после теллура.

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).

Проблема. Почему свойства элементов и его соединений изменяются периодически? В чем 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 элементов от 1 до 109 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.

Теория строения атома способствовала развитию периодического закона и периодической системы химических элементов, определению их современного содержания. Она дала импульс к изучению внутреннего строения веществ.

Основные понятия. Заряд ядра • Формулировка периодического закона • Физический смысл периодического закона • Причина периодичности свойств элементов

Вопросы и задания

✱ **1.** В чем сущность закона Мозли и какое он имеет значение для объяснения явления периодичности?

❑ **2.** В чем причина периодического изменения свойств элементов и их соединений? Ответ подтвердите примерами.

○ **3.** Дайте современную трактовку периодического закона. Почему свойства элементов находятся в зависимости от заряда ядра атома элемента?

§ 51. Периодическая система в свете теории строения атома

? Что вам известно о значении периодической системы?

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 определенное место в определенном ее периоде и определенной группе.

Рассмотрим периодическую систему с позиций теории строения атома.

Атомы элементов одного периода имеют одинаковое число энергетических уровней, равных 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 обусловливает 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 происходит по схеме:

основные → амфотерные → кислотные.

Каждый период (кроме первого) начинается металлическим элементом (щелочным металлом) и оканчивается инертным газом.

Задание 1. Обратите внимание на число элементов в каждом периоде. Установите взаимосвязь между числом элементов в периоде и закономерностью заполнения электронами внешних и предвнешних энергетических уровней их атомов. Полученные данные обобщить в виде таблицы 25.

***Таблица 25.* Структура периодов в периодической системе элементов**

Периоды	Число электронных слоев	Первые элементы периода	Число элементов в периоде и их внешние электронные структуры	Конечные элементы периода
1	1	H	2 (1*s*)	He
2	2	Li	8(2*s*2*p*)	Ne
3	3	Na	8 (3*s*3*p*)	Ar
4	4	K	18 (4*s*3*d*4*p*)	Kr
5	5	Rb	18 (5*s*4*d*5*p*)	Xe
6	6	Cs	32 (6*s*4*f*5*d*6*p*)	Rn
7	7	Fr	Незаконченный (7*s*5*f*6*d*7*p*)	–

Периоды по количеству элементов в них делятся на *малые* и *большие*. Малые периоды (с первого по третий) Д.И. Менделеев называл еще типическими, поскольку в них наиболее отчетливо прослеживаются типичные изменения свойств элементов. Большие периоды (с четвертого по седьмой) содержат большее число элементов – 18, 32 (табл. 25). В них медленнее изменяются металлические свойства элементов.

Причина состоит в иной последовательности заполнения электронных слоев их атомов по сравнению с атомами элементов малых периодов. Помимо *s*- и *p*-орбиталей, в атомах элементов больших периодов (четвертого и пятого) заполняются 5*d*-орбитали, что прибавляет в эти периоды 10 *d*-элементов, а в шестом и седьмом периодах добавляются еще 14 *f*-элементов.

Число электронов на внешнем слое (1–2) остается неизменным. Металлические свойства элементов при этом убывают медленнее, чем в случае заполнения электронами наружного слоя.

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 слоев, но разное число валентных электронов. Период начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом.

В периодической системе выделены также вертикальные ряды элементов — группы.

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 слоев и электронными структурами атомов.

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. 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.

Вместо понятий «главная подгруппа» и «побочная подгруппа» используют также обозначения А и В. Например, для I группы пишут: «IA-группа» или «IB-группа».

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 слоев и радиусов их атомов.

Элементы одной группы, но разных подгрупп имеют разные электронные структуры атомов, а следовательно, и разные свойства. Например, в седьмой группе две подгруппы: галогенов и марганца. На внешнем слое атомов галогенов — семь электронов, а у элементов подгруппы марганца — два, причем 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 восьмая группа, включающая в себя триады *d*-элементов и инертные *p*-элементы (главная подгруппа). Совокупность *f*-элементов, у которых идет достройка *f*-подуровней, выделена в семейство лантана и актиния (они размещены в рядах, находящихся в нижней части современной периодической системы).

Основные понятия. Большие и малые периоды • Группы и подгруппы элементов

Вопросы и задания

▲ **1.** Что такое период, какие периоды вы знаете?

❑ **2.** Объясните заполняемость элементами четвертого и пятого периодов и изменения их свойств с позиций строения их атомов.

❑ **3.** На примере третьего и шестого периодов найдите сходства и различия малых и больших периодов и укажите их причины.

❑ **4.** Что такое группа? На основе каких признаков элементы объединяются в единую группу?

❑ **5.** Дайте определение подгруппе элементов и укажите признаки, по которым элементы попадают в подгруппу.

○ **6.** Как изменяются свойства элементов в главной подгруппе и каковы причины этих изменений? Ответ поясните.

✱ **7.** Установите сходство и различие малых и больших периодов. Большие периоды делятся на два ряда: четный и нечетный. В нечетном сосредоточены металлические элементы. Каковы особенности изменения их свойств? Укажите причины.

§ 52. Характеристика химического элемента и его свойств на основе положения в периодической системе Д.И. Менделеева и теории строения атома

Развитие теории строения атома и периодического закона позволили выявить ряд новых характеристик химических элементов и периодичность их изменения, 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 ее, 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 эВ = $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ 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 ее имеют металлы восьмой группы (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 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 — это способность атомов данного элемента оттягивать на себя электроны от атомов элемента-партнера.

Электроотрицательность измеряется полусуммой численных значений энергии ионизации и сродства к электрону атома данного элемента. Для удобства расчетов 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 (табл. 26).

Таблица 26. **Относительная электроотрицательность элементов**

Э	Li	Na	Mg	Ca	Al	Si	H	C	S	N	O	Cl	F
ОЭО	1	0,93	1,2	1,0	1,5	1,8	2,1	2,5	2,6	3,0	3,5	2,8	4,0

Проблема. Можно ли описать свойства элемента, зная его место в периодической системе?

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 приемы 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 фосфора. Его порядковый номер $Z = 15$. Следовательно, заряд ядра его атомов +15, число электронов также равно 15. Фосфор расположен в третьем периоде и пятой группе главной подгруппы элементов. У его атомов пять валентных электронов в наружном слое. Его высший оксид имеет форму P_2O_5 и кислотный характер, газообразное водородное соединение его — PH_3. P — неметаллический p-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), т. е. надо

учитывать периодическую изменяемость свойств элементов в периодах и подгруппах.

Составим алгоритм описания свойств элемента на основе его места в периодической системе.

Алгоритм составления плана-характеристики элемента

1. Анализ положения элемента в периодической системе (порядковый номер, период, ряд, группа, подгруппа).
2. Заряд ядра атома, количество частиц (^1_1p, ^1_0n, $\bar{e}$), относительная атомная масса (A_r).
3. Электронная структура атомов 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:

а) давать сравнительную характеристику любого элемента, зная его место в периодической системе;

б) прогнозировать и объяснять на этой основе строение атомов и химические свойства элементов.

Основные понятия. Энергия ионизации • Сродство к электрону • Относительная электроотрицательность • Характеристика химического элемента по положению в периодической системе • Прогнозирование и объяснение свойств элементов

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.** Объясните, у какого из элементов второй группы — магния или кальция — сильнее проявляются свойства металла и почему.

❑ **5.** Какими свойствами должен обладать элемент с $Z = 34$? Дайте их описание.

✱ **6.** Установите взаимосвязь между понятиями «энергия ионизации», «сродство к электрону» и «электроотрицательность».

✱ **7.** Элемент шестого периода образует с кислородом оксид ЭО, который гидратируется водой с образованием щелочи. Газообразных водородных соединений не имеет. Что это за элемент и в какой группе и подгруппе периодической системы он находится?

Глава 9

Строение вещества

§ 53. Валентное состояние и химические связи атомов элементов

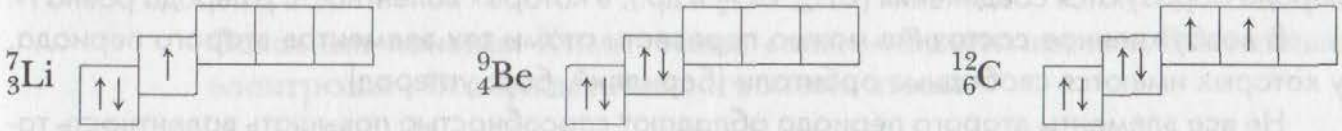
? Чем можно объяснить, что небольшое число химических элементов дает такое множество веществ?

Периодическую систему Д.И. Менделеева заполняют 109 элементов. Они образуют порядка 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. Соединение атомов осуществляется с помощью валентных электронов.

Валентностью называется способность атомов элементов образовывать химические связи.
Валентными называются электроны, принимающие участие 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 или способные распариться и разместиться на свободных орбиталях внешнего (предвнешнего) электронного слоя. У атомов инертных элементов все электроны спарены. Они химически инертны. У атомов металлов и неметаллов в валентных электронных слоях имеются неспаренные электроны, а в ряде случаев и свободные орбитали. Такие атомы реакционноспособны, т. е. способны образовывать химические связи.

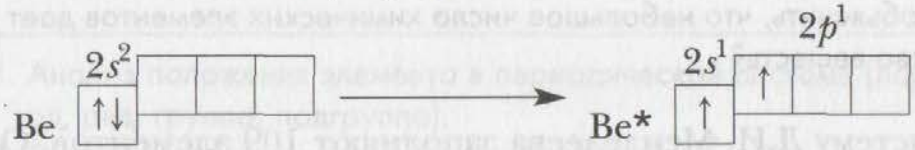
Запишем схемы электронных структур атомов элементов второго периода: лития, бериллия, углерода:



Валентные возможности атомов элементов, т. е. их способность к образованию химических связей, определяются прежде всего числом неспаренных электронов. Таковых у атома лития один, у атомов бериллия неспаренных электронов нет, у углерода их два.

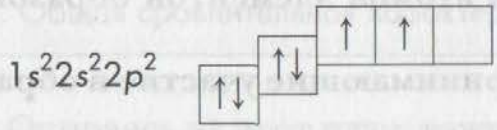
Задание 1. Запишите известные вам соединения бериллия и углерода. Как объяснить проявление только валентности II атомами бериллия? Почему углерод проявляет в соединениях валентность не только равную II, но и равную IV?

Обратимся к строению атомов этих элементов. Это элементы второго периода. Их атомы имеют два энергетических уровня. На внешнем валентном уровне имеется одна *s*-орбиталь и три *p*-орбитали. У атома бериллия заполнена лишь *s*-орбиталь, но три *p*-орбитали свободны. При определенной затрате энергии *s*-электроны могут быть распарены, один электрон *s*-орбитали переместится на ближайшую *p*-орбиталь:

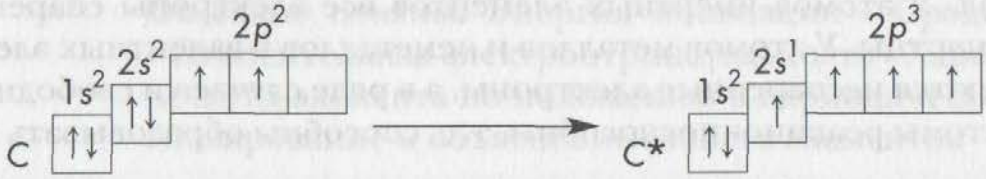


а атом перейдет в возбужденное состояние. При этом появляются два неспаренных электрона, способных образовывать химические связи с другими атомами, например с кислородом – BeO (валентность Be равна II).

Обратимся к электронной структуре атома углерода:



На внешнем электронном слое атома углерода имеется два неспаренных *p*-электрона, которые определяют валентность углерода, равную II (CO). За счет каких ресурсов атомы углерода проявляют валентность, равную IV? На внешнем слое атома углерода имеется свободная *p*-орбиталь. При определенной затрате энергии спаренные валентные электроны 2*p*-подуровня могут распариться:



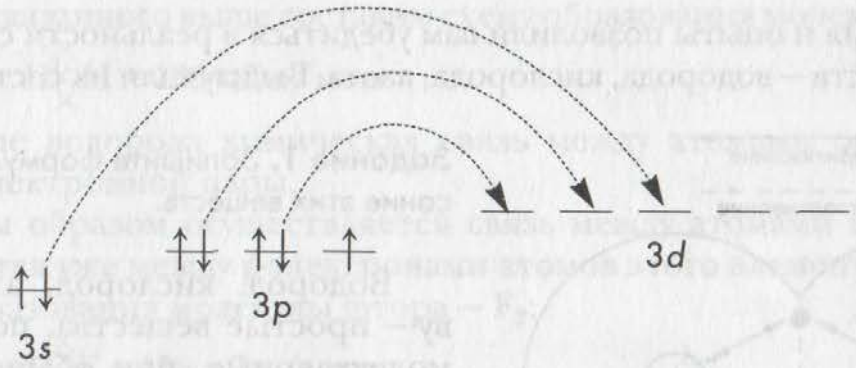
Возникает возбужденное состояние атома, при котором все четыре электрона внешнего слоя оказываются неспаренными. За счет четырех электронов возбужденного атома углерода образуются соединения (CH_4, CO_2 и др.), в которых валентность углерода равна IV.

В возбужденное состояние можно перевести атомы тех элементов второго периода, у которых имеются свободные орбитали (бериллий, бор, углерод).

Не все элементы второго периода обладают способностью повышать валентность таким способом. Например, у атомов азота, кислорода, фтора нет свободных орбиталей, все их *s*- и *p*-орбитали заняты электронами, а *d*-подуровня у атомов элементов второго периода нет.

Задание 2. Запишите схемы электронных структур атомов кислорода, серы, составьте формулы их типичных соединений, указав в них валентности этих элементов. Определите валентные возможности атомов элементов второго и четвертого периодов. Запишите схемы электронного строения атомов хлора.

На внешнем электронном слое атомов хлора — семь электронов, из них шесть электронов спаренных и один неспаренный. Этим объясняется проявление в соединении HCl валентности, равной I. Вместе с тем хлор имеет и такие кислородные соединения (Cl_2O_7, $HClO_4$), где его валентность равна VII, что связано с наличием *d*-подуровня с незаполненными орбиталями: $...3s^2 3p^5 3d^0$.



Валентность атомов проявляется в образовании химической связи.

Химическая связь — это сила, соединяющая два или несколько взаимодействующих атомов в молекулы или другие частицы.

Причиной образования химической связи является стремление атомов металлов и неметаллов путем взаимодействия с другими атомами достичь более устойчивой электронной структуры, подобной структуре инертных элементов.

При образовании химической связи существенно перестраиваются электронные структуры связывающих атомов, а следовательно, меняются их многие свойства в соединениях.

Химические связи между атомами возникают в ходе химических реакций. Они весьма разнообразны.

Основные понятия. Химические связи • Валентность • Валентные электроны • Возбужденное состояние атома

Вопросы и задания

❑ **1.** Что такое валентность элементов и как можно увеличить валентные возможности их атомов? Приведите примеры.

○ **2.** Составьте схемы электронного строения атомов кислорода и серы. Определите валентность этих элементов в соединениях H_2S, SO_2, SO_3, Na_2SO_3, $CaSO_4$ и объясните ее проявление.

○ **3.** Дайте определение химической связи. Между какими атомами и при каких условиях может она образоваться?

§ 54. Химическая связь атомов при образовании молекул простых веществ

? Сформулируйте свои предположения по образованию химической связи между атомами в простых веществах — водороде, кислороде.

Наблюдения и опыты позволили вам убедиться в реальности существования простых веществ — водорода, кислорода, азота. Вы изучили их состав и свойства.



Рис. 48. Взаимодействие двух атомов водорода

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.

Рассмотрим процесс образования молекул водорода.

Задание 2. Дайте характеристику состава и строения атома водорода, состояния его единственного *s*-электрона. Запишите его электронную схему и формулу.

Два атома водорода при их сближении и взаимодействии друг с другом могут образовать двухатомную молекулу, но не всегда.

Немецкие ученые Гейтлер и Лондон доказали, что химическая связь между двумя атомами водорода (или атомами других элементов) возможна в том случае, если их электроны имеют противоположные спины; в противном случае преобладают силы отталкивания (рис. 48).

При взаимодействии атомов водорода, электроны которых имеют антипараллельные спины, они взаимно притягиваются, их электронные облака перекрываются. В месте взаимного перекрывания плотность двухэлектронного облака увеличивается, расстояние между ядрами атомов уменьшается, энергия системы, состоящей из двух атомов водорода, также уменьшается (энергия выделяется), между атомами возникает химическая связь. Область повышенной двухэлектронной плотности связывает два атома водорода в молекулу H_2 (рис. 49).

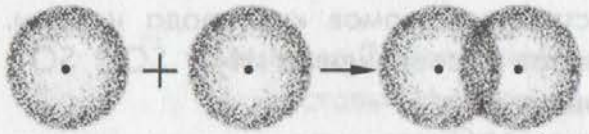


Рис. 49. Образование молекулы водорода H_2

Условно уплотненную часть двухэлектронного облака называют общей электронной парой и обозначают ее ⦚.

Итак, химическая связь между атомами водорода осуществляется обобществленной парой электронов. Каждый из атомов отдает на образование связи по одному своему *s*-электрону.

С учетом сказанного выше составим схему образования молекулы водорода:

$H\cdot + \cdot H \rightarrow H{:}H + 436$ кДж/моль

В молекуле водорода химическая связь между атомами осуществляется с помощью электронной пары.

Подобным образом осуществляется связь между атомами фтора, но она устанавливается уже между *p*-электронами атомов этого элемента.

Схема образования молекулы фтора – F_2:

$:\ddot{F}\cdot + \cdot\ddot{F}: \rightarrow F{:}F + 158$ кДж/моль

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.

С помощью общих электронных пар объединяются атомы в двухатомной молекуле азота N_2.

Связь между атомами здесь тройная:

$:\dot{N}\cdot + \cdot\dot{N}: \rightarrow N{:}N + 943$ кДж/моль

Увеличение числа электронных пар, связывающих атомы в молекулу, увеличивает прочность молекул:

F–F	O=O	N≡N	
158	493	943	(кДж/моль)

Химическая связь между атомами, осуществляемая общими электронными парами, называется ковалентной.

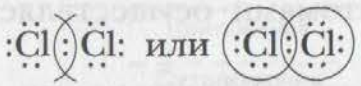
Остановимся на происхождении термина «ковалентная связь». (Приставка *ко-* означает «совместное участие». В данном случае — участие двух атомов в реализации своей валентности.) С помощью ковалентной связи между атомами неметаллов образуются молекулы простых веществ, а также и многих сложных веществ.

С помощью ковалентной связи могут объединяться в двухатомные молекулы также атомы металлических элементов. Такие молекулы существуют в парáх металла. Так, при нагревании кусочки твердого металла лития превраща-

ются в пар, в котором находятся двухатомные молекулы Li_2. Их образование можно представить следующей схемой:

$$Li^{\cdot} + .Li \rightarrow Li\overset{\times}{(}:)\overset{\times}{Li} + 108\ кДж/моль$$

Американский физикохимик Дж. Льюис ввел 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:



Общие электронные пары, осуществляющие химическую связь, обозначают также черточками:

$$Cl-Cl \qquad O=O \qquad N\equiv N$$

Основные понятия. Общая электронная пара • Ковалентная связь

Вопросы и задания

▲ **1.** Какая химическая связь называется ковалентной? Почему она так названа?

❑ **2.** Изобразите схему образования молекулы водорода и кислорода и объясните механизм образования химической связи.

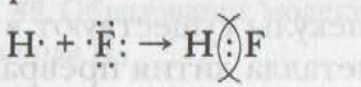
❑ **3.** При каких условиях атомы одного элемента могут соединяться друг с другом, образуя молекулы простых веществ?

✱ **4.** Сравните химические связи между атомами в молекулах фтора, кислорода и азота. В чем сходство и различие в образовании молекул этих веществ?

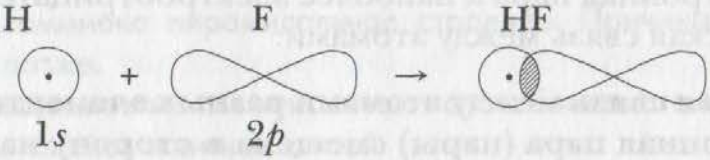
§ 55. Виды ковалентной связи и ее свойства

Ковалентная связь устанавливается между атомами не только одного элемента, но и разных элементов с близкими значениями их электроотрицательности и близкими химическими свойствами. Примером таких соединений 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:

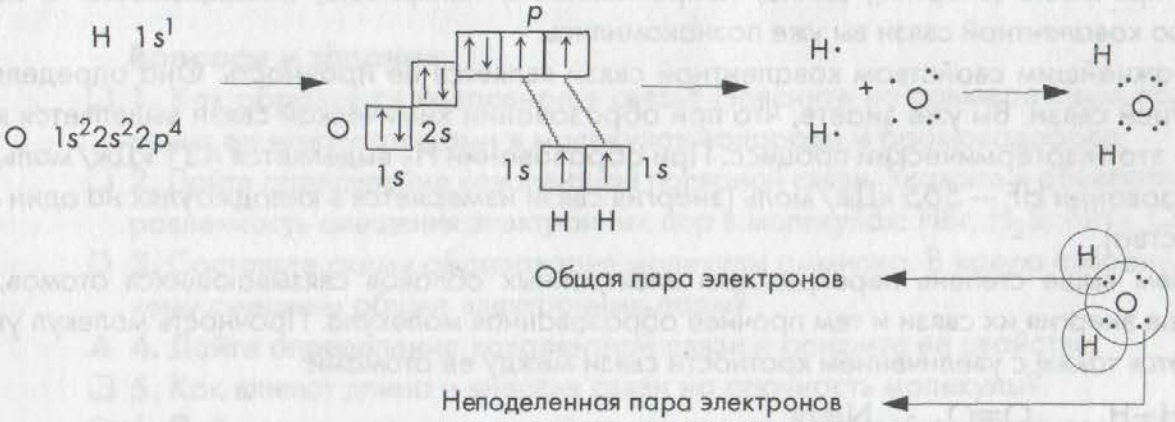


В данном случае перекрываются сферическая *s*-электронная орбиталь атома водорода и гантелеобразная *p*-орбиталь атома фтора. Эта химическая связь также ковалентная. Она осуществляется общей электронной парой, для образования которой каждый из этих атомов поставляет по одному электрону. Связывающая их электронная пара принадлежит обоим атомам:



С помощью ковалентной связи образуются молекулы многих сложных веществ, состоящие из нескольких атомов, например, молекулы воды, аммиака и др.

Задание. Поясните схему образования молекулы воды, учитывая условия образования ковалентной связи.



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 хлорида водорода она смещена к атому хлора H :$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$:

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 еще называют диполями (имеющими два полюса):

$$HCl \rightarrow \overset{+}{H}-\overset{-}{Cl} \rightarrow \ominus\!\!\!

Направленность химических связей в молекуле определяет ее пространственную форму, или «геометрию» молекул. У молекулы воды угловая форма.

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. Трехатомные молекулы могут иметь линейную (CO_2) или угловую (H_2O) форму. У четырехатомных молекул аммиака пирамидальное строение. Причины разной геометрии молекул вы узнаете позже.

Насыщаемостью связи называют способность атомов образовывать строго определенное число ковалентных связей.

Зная важнейшие характеристики химической связи и геометрию молекул, можно предсказать многие свойства вещества.

Основные понятия. Ковалентная (полярная и неполярная) связь • Прочность, длина, направленность и насыщаемость ковалентной связи

Вопросы и задания

❑ **1.** Как образуется ковалентная связь? Поясните на примере схем образования ее между атомами в молекулах водорода и бромоводорода.

❑ **2.** Дайте определение ковалентной полярной связи. Укажите и объясните направленность смещения электронных пар в молекулах: HBr, H_2S, NH_3, CH_4.

○ **3.** Составьте схему образования молекулы аммиака. В какую сторону и почему смещены общие электронные пары?

▲ **4.** Дайте определение ковалентной связи и опишите ее свойства.

❑ **5.** Как влияют длина и энергия связи на прочность молекулы?

○ **6.** Дайте характеристику свойств ковалентных связей в молекуле сероводорода и фосфина (PH_3).

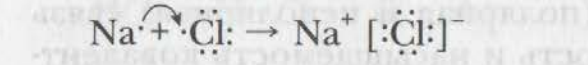
§ 56. Ионная связь и ее свойства

? Вы познакомились с образованием ковалентной связи между атомами в простых и сложных молекулярных веществах. Можете ли вы привести примеры соединений 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). Составляющие ее элементы – натрий и хлор находятся в третьем периоде периодической системы. Их относительная электроотрицательность (ОЭО) соответственно равна у Na – 1,1, у Cl – 2,8. На внешнем электронном слое у атома

натрия находится один неспаренный *s*-электрон, у атома хлора из семи внешних электронов один *p*-электрон неспаренный. За счет неспаренных электронов между атомами натрия и хлора может образоваться химическая связь. Из-за большой разницы электроотрицательности способ ее образования будет иной: за счет 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^-. Положительно заряженные ионы называют *катионами*, а отрицательно заряженные ионы – *анионами*. Между ними возникают силы электростатического притяжения. За счет этих сил разноименно 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 калия, фторид лития и другие галогениды щелочных металлов $Me^+Г^-$ (здесь Г – галоген). С помощью ионной связи образуются и более сложные ионные соединения: щелочи, соли, у которых сложный анион (OH^-, NO_3^-, SO_4^{2-} и т. д).

При обычных условиях большинство ионных соединений находится в твердом состоянии. При определенных 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 бы-

вают 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 ее *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 ее объясняется тем, что вокруг заряженной частицы — иона создается сферическое электромагнитное поле.

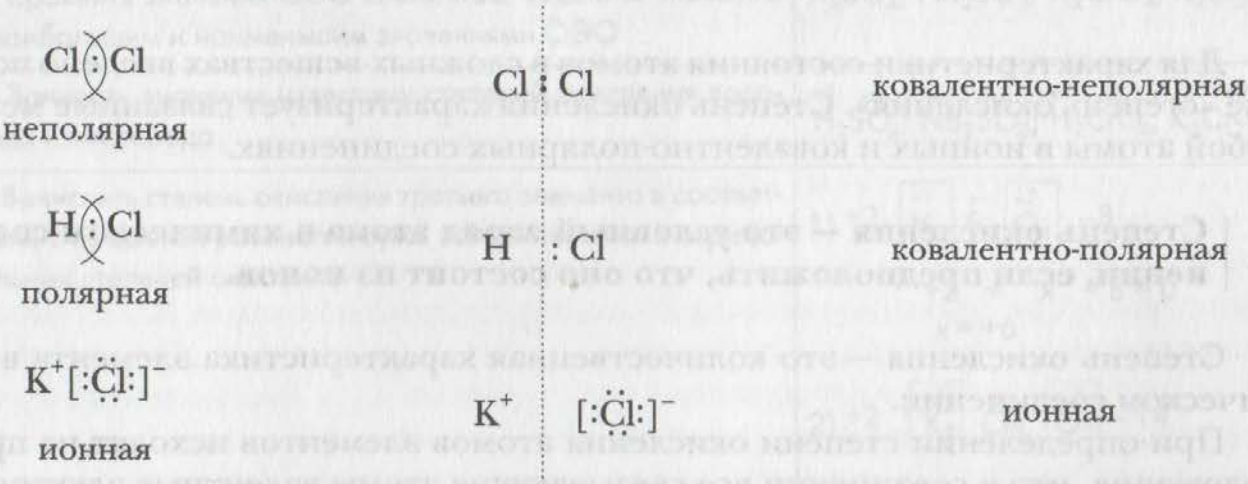
Притяжение противоположно заряженных ионов в сферическом поле происходит во всех направлениях, поэтому ионная связь является *ненаправленной.*

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 относительной электроотрицательности (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:



Чисто ионной связи практически не существует. Отсюда деление химической связи на типы — ковалентная и ионная — также условно.

Основные понятия. Ионы • Ионная связь и ее свойства • Условность типов химической связи

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 ее типа.

✱ **4.** В чем сходство и различие химической связи у соединений HF и NaF? Результаты сравнения изложите в форме таблицы.

❑ **5.** Каково различие в образовании связи между атомами в молекулах H_2 и H_2O?

✱ **6.** Какое значение имеют электронное строение атомов и их ОЭО для определения характера связи между взаимодействующими атомами? Ответ аргументируйте.

✱ **7.** Учитывая место элемента в периодической системе и численное значение ОЭО, определите тип связи в следующих соединениях: молекулярный бром, бромид водорода, бромид калия (обращайтесь к табл. 26, с. 163).

§ 57. Степень окисления

? 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 смещенных от одного атома к другому, с обозначением соответствующего заряда (+) или (–).

В отличие от обозначения зарядов ионов (Cl^-, S^{2-}, K^+, Ca^{2+}), которое ставят вверху справа символа элемента, степень окисления также обозначают цифрой со знаками (+) или (–), но ее ставят над символом элемента, причем знак (+) или (–) ставят перед цифрой.

Например: $\overset{+1\ -1}{HCl}$, $\overset{-3+1}{NH_3}$, $\overset{-4+1}{CH_4}$.

Степень окисления иногда называют также *окислительным числом элемента.*

Вычисление степени окисления элементов в соединении требует учета валентных электронов и направления их смещения при связывании атомов. Так, в хлориде водорода (HCl) один электрон водорода смещен в сторону хлора. Водород имеет в соединении степень окисления, равную +1, а хлор –1, т. е. $\overset{+1\ -1}{HCl}$. 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 три электрона от трех 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 трех элементов)

Действие	Примеры
1. Сравнить значения ОЭО элементов, выделить элементы с наибольшим и наименьшим значениями ОЭО	H_2SO_4; Na_2SO_3; H_2CrO_4; $K_2Cr_2O_7$
2. Записать значения известных степеней окисления водорода и кислорода	$\overset{+1\ -2}{H_2SO_4}$; $\overset{+1\ -2}{Na_2SO_3}$; $\overset{+1\ -2}{H_2CrO_4}$; $\overset{+1\ -2}{K_2Cr_2O_7}$
3. Вычислить степень окисления третьего элемента в соответствии с правилом равенства сумм положительных и отрицательных степеней окисления	1) $+2\ \{\overset{+1}{H_2}\ S\ \overset{-2}{O_4}\} -8$ $+2 + x - 8 = 0$ $x = +6$ 2) $+2\ \{\overset{+1}{K_2}\ Cr_2\ \overset{-2}{O_7}\} -14$ $+2 + 2x - 14 = 0$ $x = +6$

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 второй группе, следовательно, его высшая степень окисления равна +2, у элемента пятой 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:

$\overset{+2}{Mn}O$, $\overset{+3}{Mn_2}O_3$, $\overset{+4}{Mn}O_2$, $K_2\overset{+6}{Mn}O_4$, $K\overset{+7}{Mn}O_4$

Степень окисления тесно связана с относительной электроотрицательностью – ОЭО 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 степенью окисления является –2, но в соединении с более электроотрицательным элементом фтором он имеет положительную степень окисления $\overset{+2\ -1}{O}F_2$.

В свободных состояниях ($\overset{0}{O}$) и в простых веществах ($\overset{0}{O_2}$) степень окисления элементов равна нулю, так как их валентные электроны не смещены.

При составлении формул сложных веществ следует пользоваться следующими правилами:

1. Степень окисления атомов в простом веществе равна 0 ($\overset{0}{H_2}$, $\overset{0}{N_2}$, $\overset{0}{O_2}$ 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 оттянутых 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 O=O, валентность кислорода в данном веществе равна II, а степень окисления равна нулю. Молекула азота образована с помощью трех ковалентных связей N≡N, следовательно, азот здесь трехвалентный.

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 ($\overset{+1}{H}-\overset{-1}{O}-\overset{-1}{O}-\overset{+1}{H}$) 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:

$\overset{0}{\underset{III}{N}}\equiv\overset{0}{\underset{III}{N}}$, $\overset{-3+1}{\underset{III\ I}{NH_3}}$

Степень окисления характеризует состояние атомов элементов только в сложном веществе, причем 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 числа и знака 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.** Каковы значения степени окисления и валентности элементов в веществах, формулы которых: H_2O_2, Na_2O_2, FeS_2? Объясните их смысл.

§ 58. Кристаллическое состояние веществ

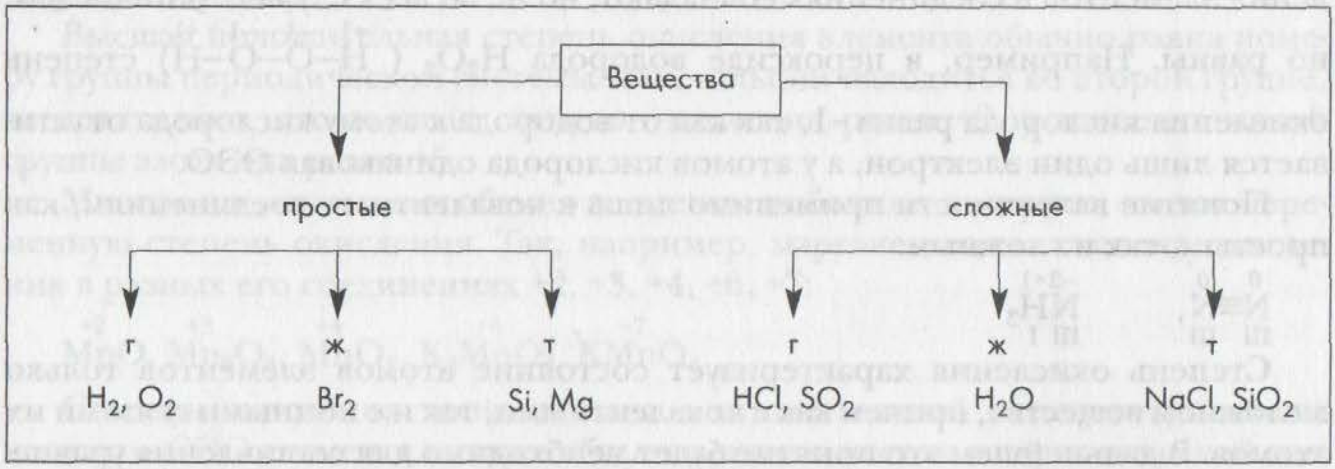
? Что вы знаете о кристаллическом состоянии веществ? С какими кристаллическими веществами вы встречаетесь в быту?

Из курсов физики и химии вы познакомились с разным агрегатным состоянием веществ (схема 31) – газообразным (г), жидким (ж), твердым (т), переходами их из одного состояния в другое.

Задание 1. Приведите примеры газообразных, жидких и твердых веществ. Приведите примеры твердых веществ с ковалентной и ионной связями. Приведите примеры переходов веществ из одного состояния в другое.

В твердом 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.

Схема 31. **Агрегатные состояния веществ (при н. у.)**



Кристаллами называют твердые 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. 19, 20).

Внутреннее строение кристаллов характеризует их кристаллическая решетка (рис. 50).

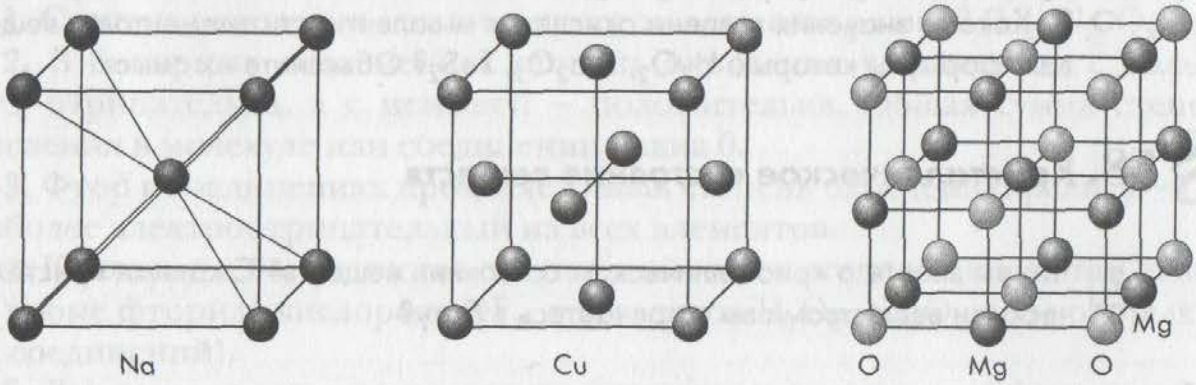


Рис. 50. Кристаллические решетки натрия, меди и оксида магния MgO

Кристаллическая решетка — это модель кристалла, его внутренний каркас.

Пересекающиеся прямые линии обозначают ***грани кристалла,*** а точки их пересечения — центры частиц, которые называются ***узлами кристаллической решетки.*** В узлах расположены атомы, молекулы или ионы, стянутые в кристалл разными силами (связями).

Силы притяжения частиц в кристалле характеризуют энергию кристаллической решетки в кДж/моль, ее прочность. Любая кристаллическая решетка построена из повто-

ряющихся одинаковых структурных единиц, индивидуальных для каждого кристалла. Таковые называются ***элементарными ячейками.***

В кристалле хлорида натрия каждый ион окружен шестью ионами противоположного знака (рис. 51)

Элементарная ячейка — это предел делимости кристалла, наименьший его объем, при котором он сохраняет форму и свойства.

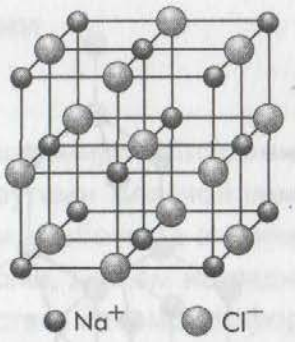


Рис. 51. Модель кристаллической решетки хлорида натрия NaCl

Остановимся на характеристике основных типов кристаллических решеток и установим зависимость от них свойств веществ.

1. Молекулярные кристаллические решетки — это решетки, в узлах которых расположены молекулы, связанные между собой слабыми силами межмолекулярного взаимодействия.

Задание 2. Приведите примеры молекулярных твердых веществ. С помощью какой химической связи образованы молекулы этих веществ? На примере льда (H_2O), кристаллического иода сделайте вывод о свойствах веществ с молекулярной кристаллической решеткой.

Примером веществ с молекулярной кристаллической решеткой может служить кристаллический оксид углерода (IV) CO_2 — «сухой лед». Рассмотрим модель его кристаллической решетки (рис. 52). В ее узлах находятся молекулы.

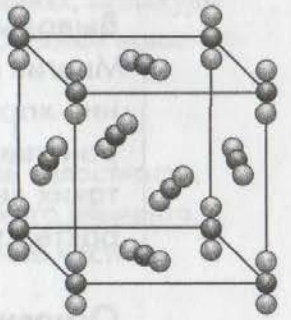


Рис. 52. Модель кристаллической решетки оксида углерода (IV) CO_2 («сухого льда»)

Многие вещества в твердом состоянии имеют молекулярную кристаллическую решетку, особенно органические. Атомы в их молекулах связаны прочными ковалентными связями. Молекулы же в кристаллах стянуты слабыми межмолекулярными силами, которые легко разорвать. Поэтому кристаллы с молекулярной решеткой обладают малой твердостью, легкоплавки, летучи. Молекулярные вещества легко переходят из одного агрегатного состояния в другое. Примером может служить возгонка иода.

2. Атомные кристаллические решетки — решетки, в которых расположены атомы, стянутые в кристалле прочными ковалентными связями. Атомных кристаллов сравнительно немного. Примерами таких твердых веществ служат простые вещества — алмаз, кремний; сложные вещества — карбид кальция, сульфид цинка, диоксид кремния и др. Так, например, кристалл алмаза (рис. 53) 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.

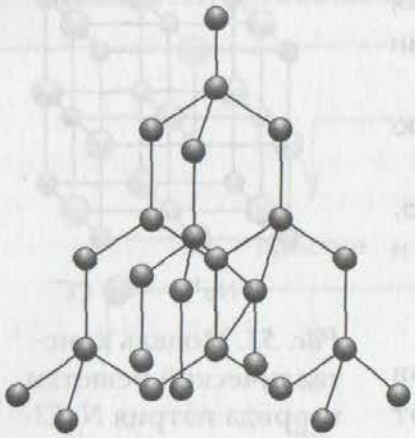


Рис. 53. Модель кристаллической решетки алмаза

Благодаря высокой прочности ковалентной связи атомные кристаллы имеют высокую прочность, они тугоплавки. Температура плавления алмаза +3500 °С. Алмаз – наиболее твердое вещество.

3. Ионные кристаллические решетки – это решетки, в узлах которых расположены ионы с противоположными зарядами. Связь между ионами осуществляется за счет электростатических сил притяжения. Типичный представитель веществ с такой решеткой – поваренная соль (рис. 51). Ионные кристаллические решетки характерны для многих соединений с ионной связью. Это соли, щелочи.

Энергия кристаллических решеток ионных соединений – высокая (для NaCl она равна 778 кДж/моль, для CaF_2 – 2283 кДж/моль). Ионные кристаллы отличаются высокой твердостью и температурой плавления, малой летучестью. По свойствам они сходны с атомными кристаллами.

4. Металлические кристаллические решетки присущи простым веществам – металлам. Подробно они рассматриваются в 9 классе.

Выводы

Многие простые и сложные вещества имеют кристаллическую структуру. Для них характерны закономерное расположение частиц в трехмерном пространстве и строгая правильная геометрическая форма кристаллов. 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 • Элементарная ячейка кристалла • Кристаллическая решетка • Типы кристаллических решеток

Вопросы и задания

▲ **1.** Что такое кристалл и кристаллическая решетка? Каковы ее основные характеристики?

❑ **2.** Опишите элементарные ячейки кристаллов фторида кальция, оксида кремния (IV) и льда.

❑ **3.** Назовите основные типы кристаллических решеток и дайте их краткую характеристику.

✱ **4.** На примере твердых оксидов углерода (IV) и кремния (IV) установите зависимость их некоторых свойств от кристаллической структуры.

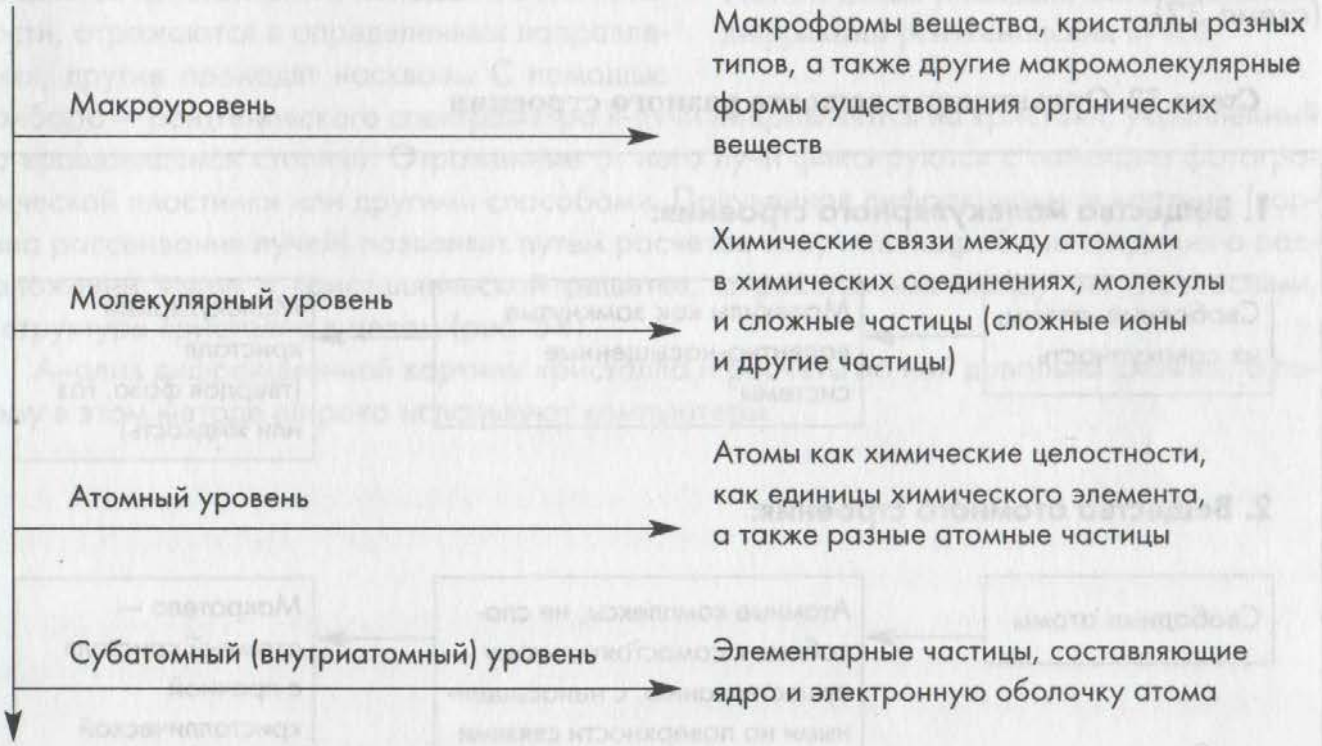
Химическая организация веществ и ее уровни

(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 ее 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 значима 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 придается 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 решетка. 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 вещества, а при конденсации их в твердую 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 (схема 32).

Схема 32. **Организация веществ разного строения**

1. Вещества молекулярного строения:

Свободные атомы, их совокупность → Молекулы как замкнутые валентно-насыщенные системы → Молекулярный кристалл (твердая фаза, газ или жидкость)

2. Вещества атомного строения:

Свободные атомы → Атомные комплексы, не способные к самостоятельному существованию, с ненасыщенными на поверхности связями → Макротело — атомный кристалл с прочной кристаллической решеткой

3. Вещества ионного строения:

Простые ионы (катионы и анионы) → Одиночные ионные пары, ассоциаты ионов → Макротело — ионный кристалл

Для твердых 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 твердые вещества, у которых составляющие их частицы недостаточно упорядочены. Такие твердые вещества называются ***аморфными***. Примером их служат стекло и многие известные вам полимеры.

Методы исследования структуры кристаллов — предмет науки ***кристаллографии***. Наиболее распространенным 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 определенных направлениях, другие проходят насквозь. С помощью прибора — рентгеновского спектрометра *R*-лучи направляются на кристалл, укрепленный на вращающемся столике. Отраженные от него лучи фиксируются с помощью фотографической пластинки или другими способами. Полученная дифракционная картина (картина рассеивания лучей) позволяет путем расчетов получить подробные сведения о расположении узлов в кристаллической решетке, о расстояниях между ее плоскостями, о структуре кристалла в целом (рис. 54).

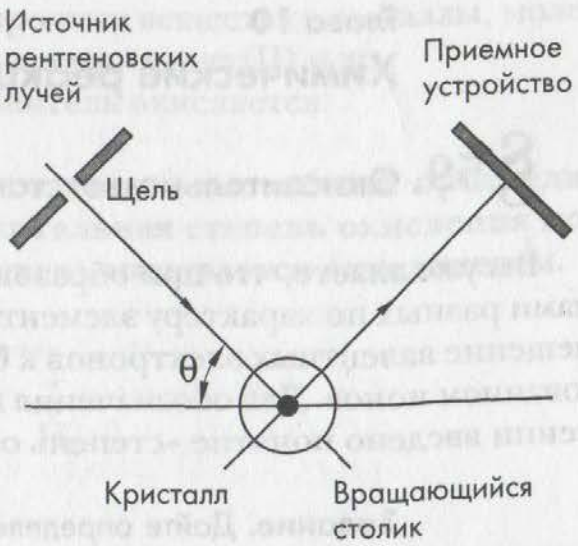


Рис. 54. Схема установки для наблюдения дифракции рентгеновских лучей

Анализ дифракционной картины кристалла и расчеты по ней довольно сложны, а потому в этом методе широко используют компьютеры.

Глава 10

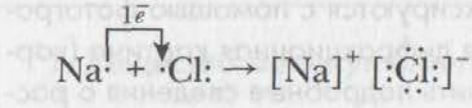
Химические реакции в свете электронной теории

§ 59. Окислительно-восстановительные реакции

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:



$$Na^{\cdot} + {\cdot}\ddot{Cl}: \rightarrow [Na]^{+}\,[:\ddot{Cl}:]^{-}$$

Этот процесс образования ионной связи можно представить в виде двух процессов:

а) $Na - 1\bar{e} \rightarrow Na^{+}$ — процесс окисления;

б) $Cl + 1\bar{e} \rightarrow Cl^{-}$ — процесс восстановления.

Окислением называется процесс отдачи электронов, сопровождающийся повышением положительной степени окисления и уменьшением отрицательной.

Восстановлением называется процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением положительной и увеличением отрицательной степени окисления атомов.

Эти два процесса взаимосвязаны, так как электроны от атома, отдающего электроны, переходят к атому, присоединяющему электроны. В обоих случаях это приводит к образованию устойчивых электронных структур.

В химические реакции вступают не изолированные атомы, а реальные вещества, находящиеся в определенном агрегатном состоянии:

$$2\overset{0}{\underset{т}{Na}} + \overset{0}{\underset{г}{Cl_2}} \rightarrow 2\overset{+}{\underset{т}{Na}}\overset{-}{Cl} + Q$$

Вещество, в состав которого входит элемент, способный отдавать электроны и увеличивать положительную 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 входит элемент, способный присоединять электроны (при этом его положительная степень окисления понижается, отрицательная увеличивается), называется окислителем.



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 элементов, называются окислительно-восстановительными.

Изменение степени окисления 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, 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 окислительно-восстановительных реакций 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.** На что указывает степень окисления? Как она изменяется при окислении и восстановлении элементов?

○ **3.** Определите, окисляется или восстанавливается сера при переходах:

а) $H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3$

б) $SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow K \rightarrow SO_3$

Какой вывод можно сделать на основе выполнения задания?

○ **4.** Определите, какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным:

а) $Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

б) $MgO + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$

в) $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$

г) $FeCl_3 + KI \rightarrow I_2 + FeCl_2 + KCl$

Составьте схему реакции (г), указав окислитель и восстановитель, окислительный и восстановительный процессы.

§ 60. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

? Что называется химическим уравнением, каковы его смысл и значение? Какую роль в изучении химии играют схемы окислительно-восстановительных реакций?

Химическое уравнение является моделью реальной химической реакции. Химическая реакция и ее уравнение отражают закон сохранения массы веществ.

Задание 1. Сформулируйте закон сохранения масс. Дайте определение и раскройте смысл и значение коэффициентов.

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 умений их составлять.

В основе их составления лежит обычное молекулярное уравнение. При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций следует опираться на изученные ранее закономерности их протекания, умения отличать окислительно-восстановительные реакции от других реакций.

Задание 2. Определите, окисляется или восстанавливается азот в ходе превращений:

$N_2 \rightarrow NH_3$ $\qquad\qquad$ $N_2 \rightarrow NO$

Пример оформления задания:

а) $\overset{0}{N_2} \rightarrow \overset{-3+1}{NH_3}$

$\overset{0}{N} + 3\bar{e} \rightarrow \overset{-3}{N}$

(восстановление)

б) $\overset{0}{N_2} \rightarrow \overset{+2}{NO}$

$\overset{0}{N} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{N}$

(окисление)

В определении процессов окисления и восстановления и числа смещаемых электронов можно опереться на следующий ряд изменения степеней окисления:

Окисление ($-n\bar{e}$, т. е. отдача $\bar{e}$)

–4, –3, –2, –1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7, +8 ↑↓

Восстановление ($+n\bar{e}$, присоединение $\bar{e}$)

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций надо учитывать неразрывность окисления и восстановления и сохранение при этом числа электронов, т. е. опираться на следующее правило.

Число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем.

Составление уравнения окислительно-восстановительной реакции и расстановка в нем коэффициентов – достаточно сложные действия.

Расставлять коэффициенты в уравнениях сложных окислительно-восстановительных реакций путем 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, отражающем суть метода. Для подбора коэффициентов методом электронного баланса составляют *электронное уравнение*.

Первый способ:

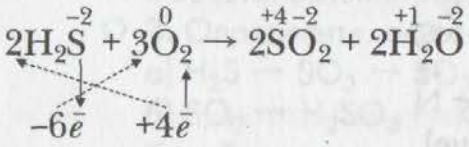
$\overset{+1\ -2}{H_2S} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+4\ -2}{SO_2} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$

$\overset{-2}{S} - 6\bar{e} \rightarrow \overset{+4}{S}$	4	2
$\overset{0}{O_2} + 4\bar{e} \rightarrow 2\overset{-2}{O}$	6	3

$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$

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 окислительно-восстановительных реакций любым из способов применения метода электронного баланса с учетом всех последовательных операций этого действия их можно свернуть в более обобщенные действия.

Алгоритм расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций

Действие	Пример
1. Определить тип реакции по изменению степени окисления атомов элементов	$\overset{-3+1}{NH_3} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+2-2}{NO} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$ окислительно-восстановительная реакция
2. Уравнять число электронов между окислителем и восстановителем	$\overset{-3}{4NH_3} + \overset{0}{5O_2} \rightarrow \overset{+2-2}{NO} + \overset{-2}{H_2O}$ $-5\bar{e}$ $+4\bar{e}$
3. Уравнять число атомов всех элементов	$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$
4. Проверить уравнение реакции	

Основные понятия. Окислительно-восстановительные реакции • Метод электронного баланса • Схема окислительно-восстановительной реакции

Вопросы и задания

▲ **1.** Сформулируйте правило сохранения числа электронов в ОВР и укажите его значение для составления уравнений этих реакций.

❑ **2.** Расставьте коэффициенты в приведенном уравнении реакции методом электронного баланса, используя два приема их составления:
$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$

○ **3.** Используя алгоритмическое предписание, расставьте коэффициенты в следующем уравнении:
$H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$

✱ **4.** Выразите всю совокупность знаний, требуемых для истолкования сущности окислительно-восстановительных реакций, наглядной схемой.

Все они относятся к известным вам типам реакций, которые определяются по следующим признакам: а) по числу и составу реагирующих веществ и продуктов реакций: реакций 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)?

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$

Для систематизации реакций с учетом знаний об окислительно-восстановительных реакциях 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 окислительно-восстановительным реакциям.

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. 27).

Таблица 27. **Классификация химических реакций на основе электронной теории**

Типы реакций	Реакции, протекающие с изменением степени окисления (окислительно-восстановительные)	Реакции, протекающие без изменения степени окисления элементов
Соединения	$Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2 + Q$	$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + Q$
Разложения	$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2 - Q$	$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O - Q$
Замещения	$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow + Q$	—
Обмена	—	$CuCl_2 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$
Другие типы реакций	Сложные окислительно-восстановительные реакции: $2\overset{+3\ -1}{FeCl_3} + 2\overset{-1}{KI} \rightarrow 2\overset{+2\ -1}{FeCl_2} + \overset{0}{I_2} + 2\overset{+1\ -1}{KCl} - Q$; $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$	Аллотропные превращения: $3O_2 \overset{\lessgtr}{\rightarrow} 2O_3 - Q$

Основные понятия. Окислительно-восстановительные реакции • Классификация реакций

§ 61. 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 — окислительно-восстановительными реакциями, которые происходят вокруг нас постоянно. Это и горение разных веществ, и ржавление металлических изделий, и процессы, идущие в нашем организме. Окислительно-восстановительных реакций великое множество, но их общий отличительный признак — изменение степеней окисления участвующих в реакции веществ. Среди многих изученных реакций 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 влечет 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 своем более прочные и энергетически более выгодные, чем исходные. Отсюда еще 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) $Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2$ и $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$

б) $HgO \rightarrow Hg + O_2$ и $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$

в) $Ca + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2$ и $CaO + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$

Вопросы и задания

❑ **1.** Какие процессы происходят с взаимодействующими веществами в ходе химической реакции? Раскройте это на примере конкретной реакции и дайте объяснение.

❑ **2.** В чем сущность химических реакций с позиций электронных представлений? В каком направлении обычно протекают реакции?

❑ **3.** Какие классификации химических реакций вам известны, какие признаки лежат в их основе? Приведите примеры реакций выделенных типов и их уравнений.

❑ **4.** Определите типы реакций по их схемам:

1) $Mg + I_2 \rightarrow MgI_2$
2) $MgO + HBr \rightarrow MgBr_2 + H_2O$
3) $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
4) $FeCl_3 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + NaCl$
5) $KI + CuCl_2 \rightarrow I_2 + CuCl + HCl$

❑ **5.** Какие из перечисленных выше реакций относятся к окислительно-восстановительным? Объясните сущность и названия этих реакций в свете электронной теории.

✱ **6.** 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.

§ 62. Как выглядит водород (получение в лаборатории)

? Вспомните и назовите как можно больше веществ, содержащих в своем составе водород. Какие из этих веществ можно использовать в качестве источника для его получения? Почему?



Генри Кавендиш (1731–1810)

Химический элемент водород относится к числу наиболее распространенных 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».

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.

В современных лабораториях для получения водорода пользуются разными приборами. Самый знаменитый из них — аппарат Киппа (рис. 55). Происхождение его названия связано с голландской фирмой, выпускавшей эти аппараты.

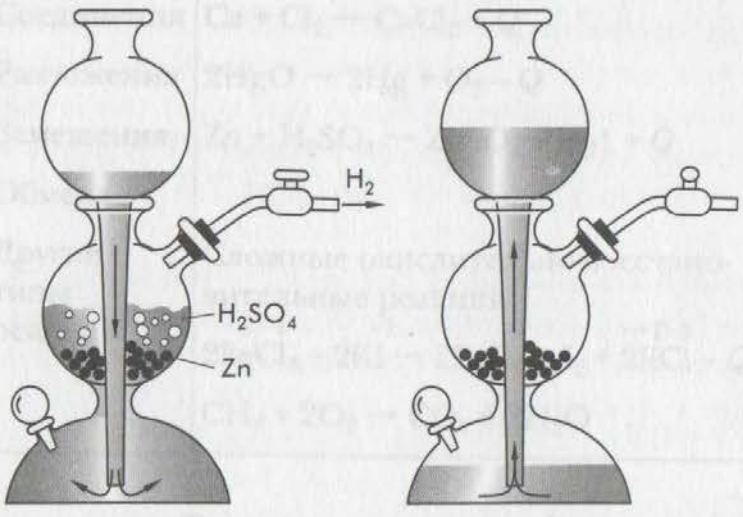
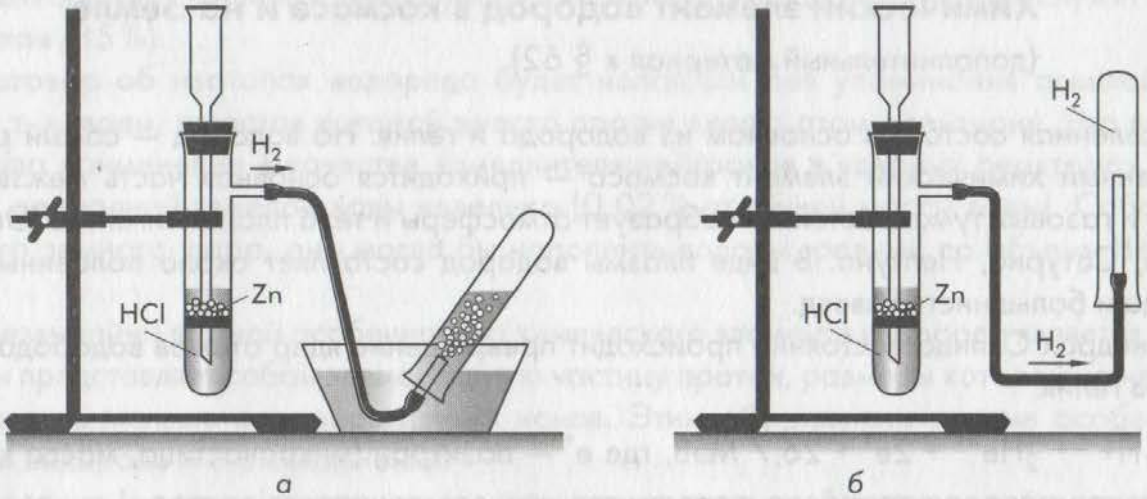


Рис. 55. Аппарат Киппа

Исходными веществами являются металл и раствор кислоты. Обычно берут цинк и раствор серной кислоты:

$$\overset{0}{Zn} + \overset{+1}{H_2}SO_4 = \overset{+2}{Zn}SO_4 + \overset{0}{H_2}\uparrow$$

Водород можно собирать методами вытеснения воды и воздуха (рис. 56, *а* и *б* соответственно).



а *б*

Рис. 56. 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 объемов водорода и одного объема кислорода, получившая название *гремучий газ*. Поскольку в сосуде прибора (см. рис. 55, 56) воздух может оказаться не полностью вытесненным (содержать разные примеси), водород перед работой с ним всегда проверяют на чистоту.

Способ получения более чистого водорода был предложен А.Л. Лавуазье, пропускавшим пары воды через раскаленный на жаровне ружейный ствол:

$$4H_2O + 3Fe \overset{t}{=} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

Задание. Попробуйте сконструировать прибор, в котором можно получить водород по способу Лавуазье.

Наиболее чистый водород получают с помощью хорошо известной вам реакции:

$$2H_2O \overset{\text{эл. ток}}{=} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

К сожалению, это очень дорогой способ получения газов. Почему?

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.** Напишите уравнения изученных химических реакций, в результате которых получается водород.

▲ **3.** Расскажите об устройстве и принципе действия аппарата Киппа.

○ **4.** Можно ли считать процесс получения водорода и кислорода путем разложения воды электрическим током безупречным с экологической точки зрения?

Химический элемент водород в космосе и на Земле

(дополнительный материал к § 62)

Вселенная состоит в основном из водорода и гелия. На водород — самый распространенный химический элемент космоса — приходится основная часть межзвездной 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 звезд.

В недрах Солнца постоянно происходит превращение ядер атомов водорода в ядра атомов гелия:

$4{}^{1}_{1}H+ \rightarrow {}^{4}_{2}He^{2+} + 2e^{+} + 26{,}7$ МэВ, где e^{+} — позитрон (микрочастица, масса которой равна массе электрона, но с положительным электрическим зарядом).

Процесс протекает в несколько стадий и идет лишь при таких температурах и давлениях, которые существуют в недрах звезд. 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 распространенность в земной коре атомов всех образующих ее химических элементов, то на долю водорода придется около 17% от их общего числа. Правда, в земных условиях водород встречается преимущественно в связанном состоянии. Он составляет 11,19% (по массе) самого распространенного на Земле вещества — воды; входит в состав 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, непременным результатом работы которых является изменение химического состава окружающей среды.

Вы уже знаете, что химический элемент № 1 образован атомами трех изотопов. Самым распространенным среди них является легкий водород ${}^{1}_{1}H$ — ***протий***. На 6800 атомов протия в природе приходится 1 атом тяжелого водорода D, или ${}^{2}_{1}H$ — ***дейтерия***. ***Тритий*** (T, или ${}^{3}_{1}H$) — сверхтяжелый водород; встречается еще 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, входя-

щих в его состав. Основным вместилищем сверхтяжелого водорода-трития служит Мировой океан (85 %).

Разговор об изотопах водорода будет неполным без упоминания тяжелой 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 тяжелой воды невелико (0,02 % от общей массы воды). Собранная со всего земного шара, она могла бы наполнить водоем, равный по объему Черному морю.

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.

Сведения о водороде как химическом элементе вы найдете в левой части таблицы 28 (с. 199).

§ 63. Водород — простое вещество

? Охарактеризуйте свойства элемента водорода. Каким образом на свойствах элемента сказывается изотопный состав?
Определите относительную плотность водорода по кислороду, воздуху, гелию. Что вы знаете о сосудах Дьюара?

Водород — самый легкий из всех газов (рис. 57). 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 1. Рассмотрите рисунок 58. Объясните, почему подкрашенная жидкость вытекает из колбы.

Способность водорода к диффузии возрастает при повышении температуры и давления, что усложняет работу с водородом.

Температуры плавления и кипения водорода (схема 33) очень низки, поэтому получение (и хранение) жидкого водорода связано с множеством трудностей.

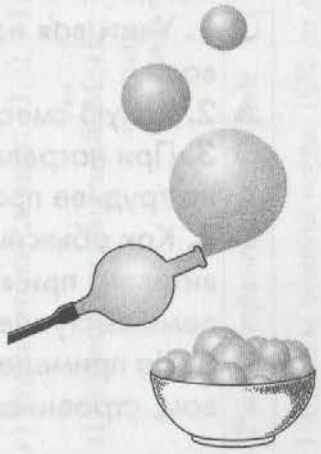


Рис. 57. Мыльные пузыри наполнены водородом

Впервые жидкий водород (20 $см^3$) был получен блестящим экспериментатором, профессором химии Лондонского университета Джеймсом Дьюаром 10 мая 1898 г. Через год последовал новый триумф: был получен твердый водород. В одной из своих работ Дьюар пи-

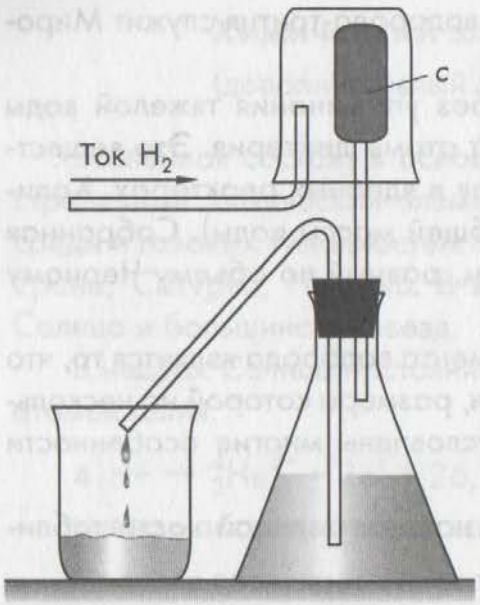


Рис. 58. Молекулы водорода легко проникают через стенки керамического стакана (*с*)

сал: «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 твердого водорода сосуд с жидким водородом был помещен в сосуд с жидким воздухом, а пары водорода были откачаны насосом. Когда давление достаточно снизилось, жидкий водород превратился в прозрачную массу.

Жидкий и твердый водород получают в земных условиях с огромным трудом, для других планет это вполне обычные состояния этого вещества. Например, ученые располагают сведениями о том, что под атмосферой главного гиганта Солнечной системы планеты Юпитер находится океан жидкого водорода глубиной много тысяч километров, а под ним — оболочка, состоящая из твердого водорода.

Систематизируем знания о замечательном элементе, «рождающем воду», и его простом веществе — молекулярном водороде.

Задание 2. Ознакомьтесь с содержанием схемы 33. Какова главная идея ее составления? Как бы вы усовершенствовали содержание схемы и план характеристики элемента простого вещества водорода? Воспроизведите схему в своей тетради по памяти.

Основные понятия. Газообразный водород • Жидкий водород • Твердый водород

Вопросы и задания

❑ **1.** Учитывая изотопный состав водорода, составьте формулу его оксида — воды.

▲ **2.** Какую смесь водорода и кислорода называют гремучей?

○ **3.** При нагревании водород энергично реагирует с кислородом. Значительно труднее протекает взаимодействие с селеном и теллуром. Почему?

○ **4.** Как объяснить то, что водород, являющийся преимущественно восстановителем, при взаимодействии со щелочными и щелочно-земельными металлами выступает в качестве окислителя?

○ **5.** На примере вещества водорода раскройте взаимосвязь между его составом, строением и свойствами.

Схема 33. Водород (гидрогениум — рождающий воду)

Химический элемент: H

Положение в периодической системе — 1-й период, I группа, главная подгруппа

Состав атомов изотопов

ИЗОТОПЫ ВОДОРОДА

	$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$ (D)	$^{3}_{1}H$ (T)
Ядро	$^{1}_{1}p-1$	$^{1}_{1}p-1$	$^{1}_{1}p-1$
		$^{1}_{0}n-1$	$^{1}_{0}n-2$
	$\bar{e}$ −1	$\bar{e}$ −1	$\bar{e}$ −1
	$A_r = 1$	$A_r = 2$	$A_r = 3$

Строение электронной оболочки атомов — $1s^1$

$A_r(H) = 1{,}008$

Свойства

а) валентность = I
б) неметалл
в) ОЭО = 2,1
г) степени окисления: −1, 0, +1
д) формы соединений: $\overset{+n}{Me}\overset{-1}{H_n}$ (гидриды металлов); $\overset{0}{H_2}$; $\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

Распространение в природе

1% массы земной коры, 16% от общего числа атомов земной коры. Входит в состав многочисленных соединений

Простое вещество: H_2 (легкий водород)

Состав — 2 атома водорода в молекуле

Строение — $H^{\cdot} + {\cdot}H \rightarrow H:H$ Ковалентная неполярная связь

Свойства

А. Физические

н. у. Газ без цвета, запаха, легкий, в воде малорастворим, теплопроводен (в 7 раз больше, чем воздух)

Молекулярная кристаллическая решетка

Б. Химические

1. $2\overset{0}{H_2} + \overset{0}{O_2} = 2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} + Q$
2. $\overset{0}{H_2} + \overset{0}{S} = \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S}$
3. $\overset{0}{H_2} + \overset{+2}{Cu}\overset{-2}{O} = \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} + \overset{0}{Cu}$

$H_2 - 2\bar{e} = 2\overset{+1}{H}$ — водород — восстановитель

4. $\overset{0}{H_2} + 2\overset{0}{Na} = 2\overset{+1}{Na}\overset{-1}{H}$ (гидрид натрия)

$H_2 + 2\bar{e} = 2\overset{-1}{H}$ (гидрид-ион) — водород — окислитель

Выводы

Свойства водорода обусловлены составом и строением. Все химические реакции водорода — ОВР. Водород обычно выступает в качестве восстановителя, лишь при взаимодействии с активными металлами он выполняет функцию окислителя

Практическая работа 6

Получение водорода и исследование его свойств

Цель работы: получить водород, научиться проверять его на чистоту, доказать наличие восстановительных свойств.

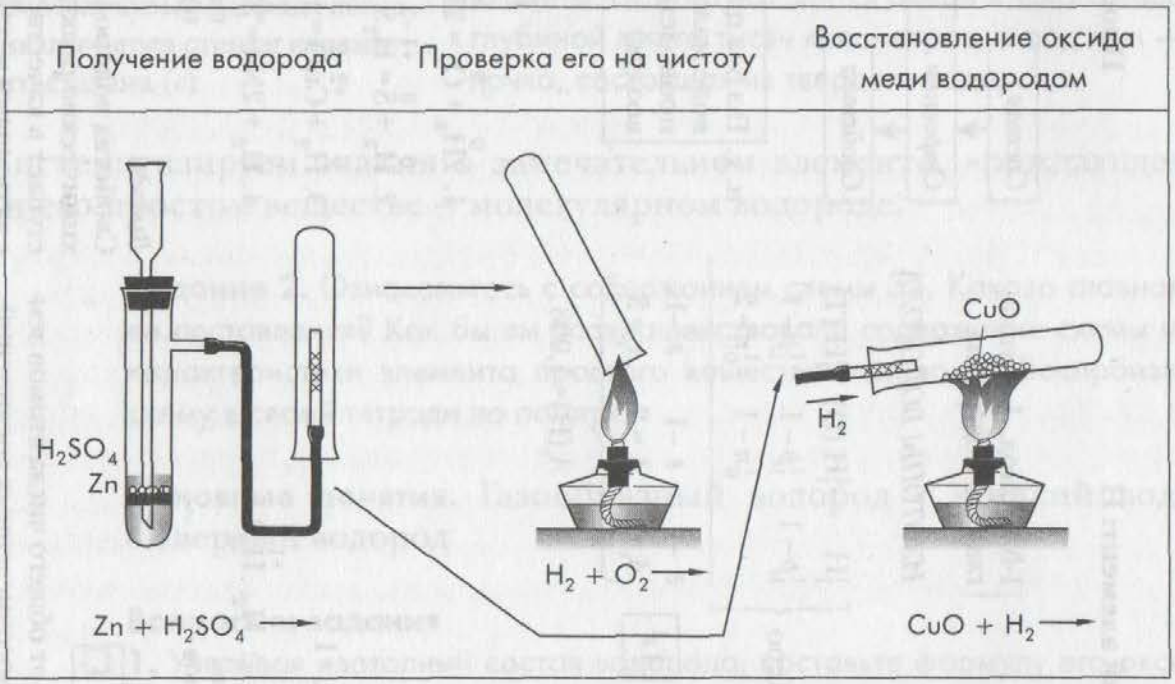
Перед выполнением работы необходимо вспомнить следующее.

1. Водород — горючий газ. Смесь его с кислородом, содержащая по объему 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 ее к пламени спиртовки (см. схему проведения работы).

Схема проведения практической работы.



Последовательность выполнения практической работы.

1. Рассмотрите схему, определите последовательность своих действий, приготовьте все необходимое.

2. Рассчитайте относительную плотность водорода по воздуху и объясните, почему его собирают в опрокинутую вверх дном пробирку.

3. Оформите в тетради таблицу — отчет о практической работе, заполните графы 1–3.

№ п/п	Название опыта	Рисунок	Уравнение реакции и признаки ее 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 H_2O; г) Cu и H_2SO_4; д) K и H_2O? Составьте уравнения возможных реакций.

Применение водорода

(дополнительный материал к § 63)

Герой одного из романов Жюля 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 полет на воздушном шаре, заполненном газообразным водородом, совершил в 1783 г. французский ученый Жан Шарль. После этого легкий (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 легок, но и горюч. Его мгновенная воспламеняемость от случайных и трудноустранимых 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 ученые всесторонне изучают.

15 апреля 1988 г. самолет ТУ-155 совершил первый экспериментальный полет, в котором в качестве топлива служил жидкий водород. Его применение сопряжено с многочисленными сложностями: водород имеет очень низкую температуру кипения (–253 °С), для сохранения его в жидком состоянии необходима высокоэффективная теплоизоляция и система поддержания повышенного давления (вспомните о высокой способности газа к диффузии). Объем топлива, требуемого для полета, 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 ученые 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 $^2/_3$ 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), оснащенные 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 ученых искать другие подходы к его использованию. Оказалось, 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 удается в виде соединений (гидридов) в особой установке, размещаемой в экспериментальных автомобилях.

§ 64. Вода — оксид водорода. Пероксид водорода

? Молекулярная масса воды — всего 18 а.е.м. Существует немало веществ со значительно более тяжелыми 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 распространенное 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 ее синтеза и разложения, отдельными химическими свойствами. Обобщим и расширим эти знания.

I. 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 распространенные 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 тяжелая 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 тяжелой воды $t_{кип}$ = 101,43 °C, $t_{пл}$ = 3,82 °C, плотность равна 1,104 г/см^3. На живые организмы даже небольшие количества тяжелой воды действуют угнетающе.

По химическим свойствам тяжелая вода близка к обычной. В составе вод Земли содержится и сверхтяжелая вода, имеющая в своем 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 г/моль и 34 г/моль, а молярная масса воды — 18 г/моль.

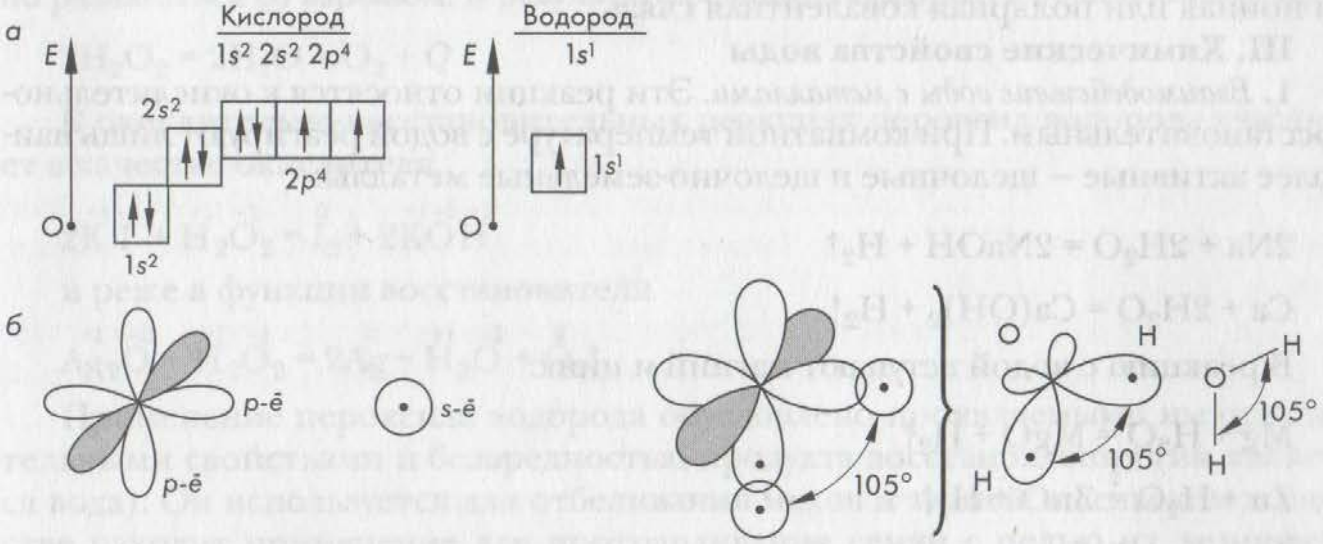
Как объяснить, что более легкие молекулы воды образуют жидкость, в то время как более тяжелые молекулы сероводорода при н. у. существуют в газообразном состоянии?

По всей видимости, ответ следует искать в строении вещества. Вы уже знакомы с образованием и строением молекулы воды.

II. Строение воды

Задание. Используя знания об электронном строении молекул воды, дайте свое толкование его схематической записи (схема 34).

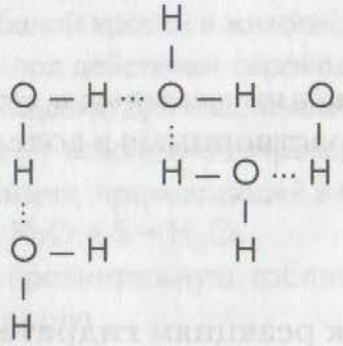
Схема 34. **Строение электронных оболочек атомов кислорода и водорода (*а*). Образование связей в молекулах воды (*б*)**



Таким образом, 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 (объединенными) посредством водородных связей. В единый комплекс объединяется по 5–7 молекул воды. Такое объединение ведет к укрупнению частиц вещества, что и обусловливает физические свойства воды: $t_{пл} = 0$ °C, $t_{кип} = 100$ °C (при атмосферном давлении), $\rho = 0{,}9982$ г/см^3 при 20 °C, т. е. самую высокую теплоемкость среди жидкостей (4,184 кДж/моль).

Итак, молекула воды полярна. Этим объясняется ее универсальная способность к растворению всех веществ, имеющих полярное строение. Еще во времена алхимии было сформулировано «золотое» правило растворения: *подобное растворяется в подобном.* Вода блестяще подтверждает это правило: в ней растворяются оксиды, кислоты, соли, щелочи — вещества, для которых характерна ионная или полярная ковалентная связь.

III. 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 щелочно-земельные металлы:

$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$

$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$

В реакцию с водой вступают магний и цинк:

$Mg + H_2O \overset{t}{=} MgO + H_2\uparrow$

$Zn + H_2O \overset{t}{=} ZnO + H_2\uparrow$

Алюминий будет взаимодействовать только после удаления с его поверхности оксидной пленки:

$2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2\uparrow$

Железо вступает в реакцию с водой только при температуре красного каления, образуя оксид металла:

$3Fe + 4H_2O \overset{t}{=} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$

2. *Вода взаимодействует с растворимыми кислотными оксидами* с образованием соответствующих кислот:

а) $3H_2O + P_2O_5 = 2H_3PO_4$

б) $H_2O + SO_2 = H_2SO_3$

3. *При взаимодействии воды с оксидами щелочных и щелочно-земельных металлов* образуются растворимые или малорастворимые в воде гидроксиды-основания:

а) $Na_2O + H_2O = 2NaOH$

б) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$

Реакции с оксидами относятся к реакциям **гидратации**.

Пероксид водорода

Помимо воды существует еще одно кислородное соединение водорода. Это пероксид (или перекись) водорода, открытый в 1818 г. французским химиком Л.Ж. Тенаром. Состав вещества выражается формулой H_2O_2. Структурная формула выглядит следующим образом:

$$\overset{+1}{H}-\overset{-1}{O}-\overset{-1}{O}-\overset{+1}{H}$$

В лаборатории обычно используют 3%- и 30%-е (последний называется пергидролем) растворы пероксида водорода.

Пероксид водорода — очень непрочное химическое соединение. Оно способно разлагаться со взрывом. В результате реакции образуются вода и кислород:

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2 + Q$$

В окислительно-восстановительных реакциях пероксид водорода участвует в качестве окислителя

$$\overset{+1\ -1}{2KI} + \overset{+1\ -1}{H_2O_2} = \overset{0}{I_2} + \overset{+1\ -2\ +1}{2KOH}$$

и реже в функции *восстановителя*

$$\overset{+1\ -2}{Ag_2O} + \overset{+1\ -1}{H_2O_2} = \overset{0}{2Ag} + \overset{+1\ -2}{H_2O} + \overset{0}{O_2}\uparrow$$

Применение пероксида водорода обусловлено проявляемыми им окислительными свойствами и безвредностью продукта восстановления (им является вода). 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 • Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

Вопросы и задания

❑ **1.** Как можно ускорить реакцию разложения пероксида водорода? Как называются вещества, ускоряющие протекание реакций?

○ **2.** В качестве белой краски в живописи издавна использовались свинцовые белила, которые под действием сероводорода воздуха превращаются в сульфид свинца черного цвета. Для восстановления первоначального цвета (но не химического состава!) используют пероксид водорода. Поставьте коэффициенты в уравнение реакции, происходящей в процессе реставрации картин:
$PbS + H_2O_2 = PbO + S + H_2O$.

❑ **3.** Составьте сравнительную таблицу: состав и свойства кислородных соединений водорода.

Глава 12

Галогены

§ 65. Положение галогенов в периодической системе химических элементов и строение их атомов

? Назовите элементы, образующие семейство галогенов. Дайте характеристику семейству галогенов.

Галогены (от греч. *халъс* — «соль» и *геннао* — «рождаю»; 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 распространенные минералы, в состав которых входят галогены: CaF_2 — флюорит (плавиковый шпат), NaCl — галит (каменная соль), $KCl \cdot NaCl$ — сильвинит, $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ — 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.

Используя полученные знания, заполните таблицу 28.

***Таблица 28.* Положение галогенов в периодической системе**

Химический знак элемента	Порядковый номер	Номер периода	Строение атома

На внешнем энергетическом уровне у всех атомов галогенов по семь электронов (табл. 29). Этим объясняется общность их свойств. Атомы галогенов легко присоединяют по одному электрону, проявляя в соединениях степень окисления –1. Однако галогены, за исключением фтора, могут проявлять и положительные степени окисления: +1, +3, +5, +7. Разнообразие значений степеней окисления объясняется электронным строением атомов.

Свойства атомов элементов определяют внешние электроны. Вспомните, какую электронную структуру имеют галогены.

Из электронного строения атома фтора следует, что фтор может принять только один электрон на 2*p*-подуровень. Поэтому он одновалентен и его степень окисления всегда –1.

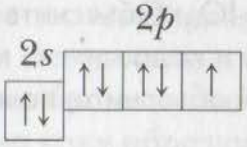
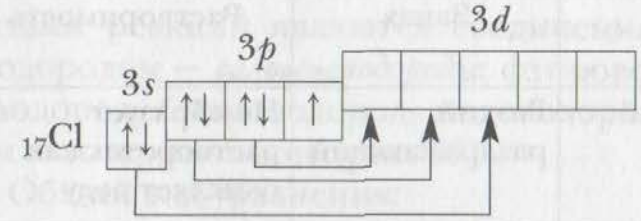


Таблица 29. **Галогены. Электронное строение их атомов**

Химический знак	Порядковый номер	Электронная формула
F	9	$2s^2 2p^5$
Cl	17	$3s^2 3p^5$
Br	35	$4s^2 4p^5$
I	53	$5s^2 5p^5$
At	85	$6s^2 6p^5$

Схема строения атома хлора:



В обычном состоянии хлор имеет один электрон и может принять на 3*p*-подуровень один электрон, проявляя степень окисления –1. Так как у атома хлора имеется еще пять орбиталей 3*d*-подуровня, то в возбужденном состоянии атома возможен перескок электронов с *s*- и *p*-подуровней на *d*-подуровень, тогда количество неспаренных электронов увеличивается: 1, 3, 5, 7 (см. схему). Возможные степени окисления хлора: +1, +3, +5, +7.

Задание. Подумайте, почему у атомов фтора не происходит расспаривания электронов. Фтор — самый электроотрицательный элемент, так как обладает наименьшим атомным радиусом и сильнее притягивает к себе электрон.

Основные понятия. Электронное строение атомов галогенов • Степени окисления

Вопросы и задания

▲ **1.** В чем сходство и различия в строении атомов галогенов?

❑ **2.** Начертите схемы распределения электронов в атомах галогенов по энер-

гетическим уровням. Объясните, какой галоген наиболее электроотрицателен? Почему?

❑ **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 иода.

❑ **4.** Составьте формулы галогенидов натрия и магния и объясните, почему эти вещества имеют одинаковый количественный состав.

§ 66. Галогены — простые вещества

? Запишите формулы молекул галогенов. Определите вид химической связи в молекулах галогенов. Составьте электронные схемы молекул галогенов.

В свободном состоянии молекулы галогенов состоят из двух атомов. С некоторыми их физическими свойствами вы уже знакомы. Ваши знания дополнит таблица 30.

***Таблица 30.* Физические свойства галогенов**

Химическая формула	Агрегатное состояние (н. у.)	Цвет	Запах	Растворимость
F_2	Газ	Бледно-зеленый	Резкий раздражающий	Не образует раствор, так как окисляет воду
Cl_2	Газ	Желто-зеленый	Резкий неприятный	Ограниченная
Br_2	Жидкость	Красно-бурый	Резкий удушающий, пары токсичны	Ограниченная, хорошо растворяется в органических растворителях
I_2	Твердый, кристаллический	Темно-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 отек легких, 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 легочные 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.* Их высокая окислительная активность обусловлена строением атомов. Они легко присоединяют один электрон, превращаясь в ион: $Г + \bar{e} = Г^-$.

Окислительная способность галогенов увеличивается с уменьшением атомных радиусов. Наиболее сильно неметаллические свойства выражены у фтора. Он является самым электроотрицательным элементом.

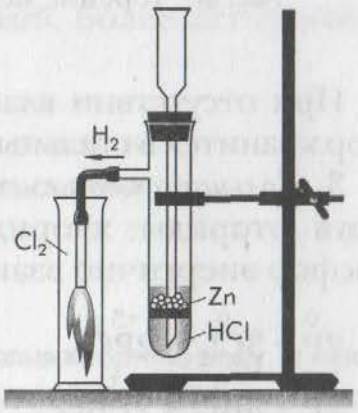


Рис. 59. Горение водорода в атмосфере хлора

1. *Все галогены взаимодействуют с водородом.* Продуктами реакций являются соединения галогенов с водородом — *галогеноводороды*: фтороводород, хлороводород, бромоводород, иодоводород. Все реакции экзотермические (рис. 59).

Общий вид уравнения:

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Г_2} = 2\overset{+}{H}\overset{-}{Г} + Q$$

Проблема. Как будет изменяться прочность галогеноводородов в ряду HF — HCl — HBr — HI?

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. 60, 61). Металлы в этом случае проявляют высшую степень окисления:

$$\underset{\text{восстановитель}}{\overset{0}{Cu}} + \underset{\text{окислитель}}{\overset{0}{Cl_2}} = \underset{\text{хлорид меди(II)}}{\overset{+2}{Cu}\overset{-}{Cl_2}}$$

$$\underset{\text{восстановитель}}{2\overset{0}{Fe}} + \underset{\text{окислитель}}{3\overset{0}{Cl_2}} = \underset{\text{хлорид железа(III)}}{2\overset{+3}{Fe}\overset{-}{Cl_3}}$$

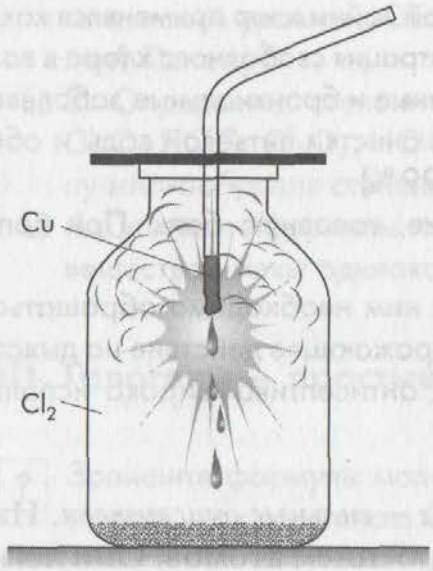


Рис. 60. Горение меди в хлоре

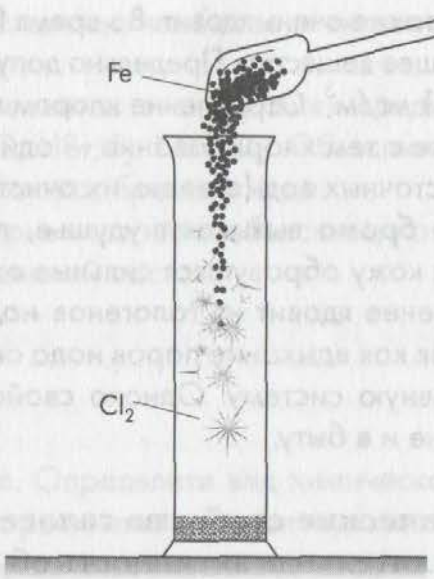


Рис. 61. Горение железа в хлоре

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 сера и фосфор энергично взаимодействуют предварительно нагретые:

$$2\overset{0}{P} + 3\overset{0}{Cl_2} = 2\overset{+3\ -}{PCl_3}$$

$$2\overset{0}{P} + 3\overset{0}{Br_2} = 2\overset{+3\ -}{PBr_3}$$

4. *Галогены взаимодействуют со сложными веществами* (водой, сероводородом). Причем 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:

$$2\overset{0}{F_2} + 2\overset{-2}{H_2O} = 4\overset{-}{HF} + \overset{0}{[O]}$$

Хлор реагирует с водой спокойно: сначала образуются две кислоты: хлороводородная — HCl и хлорноватистая — HClO:

$$\overset{0}{Cl_2} + H_2O = \overset{-}{HCl} + \overset{+}{HClO}$$

Затем происходит разложение хлорноватистой кислоты:

$$\overset{+\ -2}{HClO} = \overset{-}{HCl} + \overset{0}{[O]}$$

Суммарное уравнение:

$$\overset{0}{Cl_2} + \overset{-2}{H_2O} = 2\overset{-}{HCl} + \overset{0}{[O]}$$

Образование атомарного кислорода объясняет окислительные действия хлорной воды (раствор хлора в воде). Хлорная вода обладает дезинфицирующими и отбеливающими свойствами.



Опыт. В пробирку со свежеприготовленной хлорной водой опустите синюю лакмусовую бумажку и предварительно окрашенную фиолетовыми чернилами хлопчатобумажную тряпочку. Наблюдайте, что произойдет. Сделайте вывод.

С развитием промышленности, с ростом городов и неизбежным в связи с этим загрязнением водоемов 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:

$$2\overset{-}{K}\overset{-}{Br} + \overset{0}{Cl_2} = 2\overset{-}{K}\overset{-}{Cl} + \overset{0}{Br_2}$$

$$2\overset{-}{K}\overset{-}{I} + \overset{0}{Cl_2} = 2\overset{-}{K}\overset{-}{Cl} + \overset{0}{I_2}$$

$$2\overset{-}{K}\overset{-}{I} + \overset{0}{Br_2} = 2\overset{-}{K}\overset{-}{Br} + \overset{0}{I_2}$$



Опыт. 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. Изменение свойств галогенов в группе • Галогены — окислители

Вопросы и задания

▲ **1.** Напишите химические формулы веществ: фтора, фтороводорода, фторида калия. Определите: а) вид химической связи; б) тип кристаллической решетки; в) физические свойства.

❑ **2.** Чем объясняется высокая химическая активность фтора?

❑ **3.** Почему можно получить хлорную воду, но нельзя получить фторную воду? Дайте объяснение.

○ **4.** Каким образом в растворе иодида калия можно обнаружить присутствие свободного иода?

○ **5.** В двух пробирках находятся растворы брома и иода в воде. Какими двумя способами можно определить, где какой раствор?

○ **6.** 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 объем выделившегося хлора при вступлении в реакцию 3 моль оксида марганца (IV).

○ **7.** Для отбеливания тканей и бумаги К. Бертолле впервые в 1788 г. применил «жавелевую воду», которая образуется при пропускании хлора через холодный раствор щелочи. Составьте уравнение этой реакции. За основу возьмите реакцию хлора с водой.

○ **8.** $Ca(ClO)_2$ — гипохлорид кальция — входит в состав хлорной извести, используемой в качестве дезинфицирующего средства. Эту соль получают взаимодействием хлора с гидроксидом кальция. Запишите уравнение химической реакции.

✱ **9.** Составьте схему применения хлора.

§ 67. Хлороводород, соляная кислота и их свойства

Хлороводород

? Запишите молекулярную и электронную формулы хлороводорода.
Определите степень окисления хлора в этом соединении.
Определите вид химической связи в молекуле хлороводорода.

Среди галогеноводородов особое значение имеет хлороводород.

Получение хлороводорода. В лаборатории хлороводород можно получить нагреванием хлорида натрия с концентрированной серной кислотой:

$$2NaCl\ (тв.) + H_2SO_4\ (конц.) \overset{t}{=} Na_2SO_4 + 2HCl$$

Реакция хорошо идет 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. 62)!

1. Чтобы предупредить попадание хлороводорода в воздух, пробирку с водой необходимо прикрыть ватой, слегка смоченной водой.

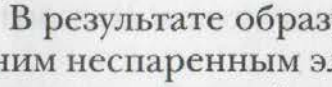
2. Вследствие большой растворимости хлороводорода газоотводная трубка не должна быть погружена в воду. Иначе вода может втянуться в пробирку,

где находится концентрированная серная кислота.

В промышленности хлороводород получают синтетическим путем, прямым соединением хлора с водородом:

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} = 2\overset{+}{H}\overset{-}{Cl}$$

Интересен механизм взаимодействия хлора с водородом. Под действием яркого света происходит разрыв ковалентной неполярной связи в молекуле хлора:



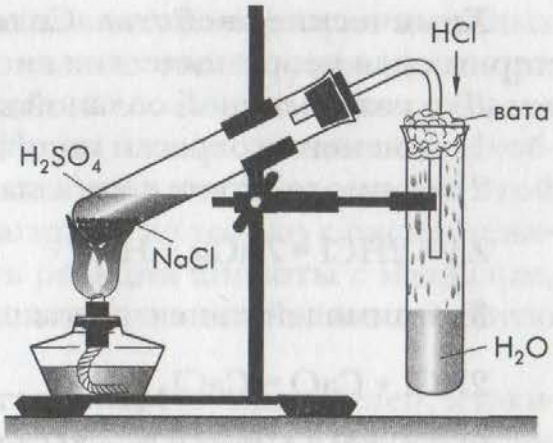
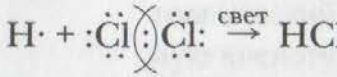


Рис. 62. Получение хлороводорода в лаборатории

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. Семенов. По цепному механизму происходят реакции горения, взрывы.

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. 63).

Раствор хлороводорода в воде называют соляной кислотой. Основное применение хлороводорода – получение соляной кислоты.

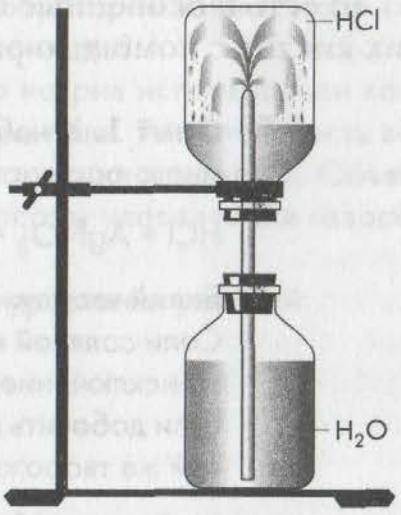


Рис. 63. Растворение хлороводорода в воде

Соляная кислота и ее соли

Физические свойства соляной кислоты. Концентрированная соляная кислота – бесцветный раствор, дымит во влажном воздухе, с резким запахом хлороводорода. Можно получить 40%-й раствор соляной кислоты.

Химические свойства. Соляная кислота имеет ряд общих свойств, характерных для неорганических кислот.

Для разбавленной соляной кислоты характерны:

1) изменение окраски индикаторов (лакмуса, метилоранжа);

2) взаимодействие с металлами, стоящими в ряду активности до водорода:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

3) взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:

$$2HCl + CaO = CaCl_2 + H_2O$$

$$6HCl + Al_2O_3 = 2AlCl_3 + 3H_2O$$

4) взаимодействие с основаниями:

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

5) взаимодействие с солями:

$$2HCl + CaCO_3 = H_2CO_3 + CaCl_2$$

$$H_2O \qquad CO_2\uparrow$$

6) есть и особенные свойства соляной кислоты: ее можно отличить от других кислот с помощью раствора нитрата серебра.

Опыт 1. К небольшому объему соляной кислоты в пробирке прилейте немного раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$

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:

$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3$$

Нитрат серебра (или азотнокислое серебро) служит реактивом на соляную кислоту и ее соли. Эта реакция называется ***качественной реакцией.*** С помощью этой качественной реакции распознают соляную кислоту и ее соли.

Опыт 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 ее расходуют при травлении стали, при покрытии стальных изделий слоем защитного металла (лужение, никелирование, хромирование). Перед этими процессами необходимо удалить пленку 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. Цепные реакции • Свойства хлороводорода • Качественная реакция на соляную кислоту и ее соли • Ингибитор

Вопросы и задания

❑ **1.** Почему для получения хлороводорода в лаборатории используют кристаллический хлорид натрия (поваренная соль) и концентрированную серную кислоту?

▲ **2.** Почему при получении соляной кислоты в лаборатории важно, чтобы конец газоотводной трубки не касался поверхности воды?

❑ **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.** Осуществите ряды превращений и запишите уравнения реакций:

а) $Cl_2 \xrightarrow{свет} HCl \rightarrow MgCl_2 \rightarrow AgCl$

б) $HBr \rightarrow KBr \rightarrow Br_2 \rightarrow AlBr_3$

в) $CaF_2 \rightarrow HF \rightarrow NaF$

○ **5.** С какими из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: Zn, $Cu(OH)_2$, Al_2O_3, H_2O, NaOH, Ag? Напишите уравнения осуществимых реакций.

❑ **6.** Определите объем образовавшегося хлороводорода при взрыве смеси, состоящей из 4 мл хлора и достаточного количества водорода.

❑ **7.** Какой объем газа (н. у.) выделится при взаимодействии 1,12 г железа с соляной кислотой?

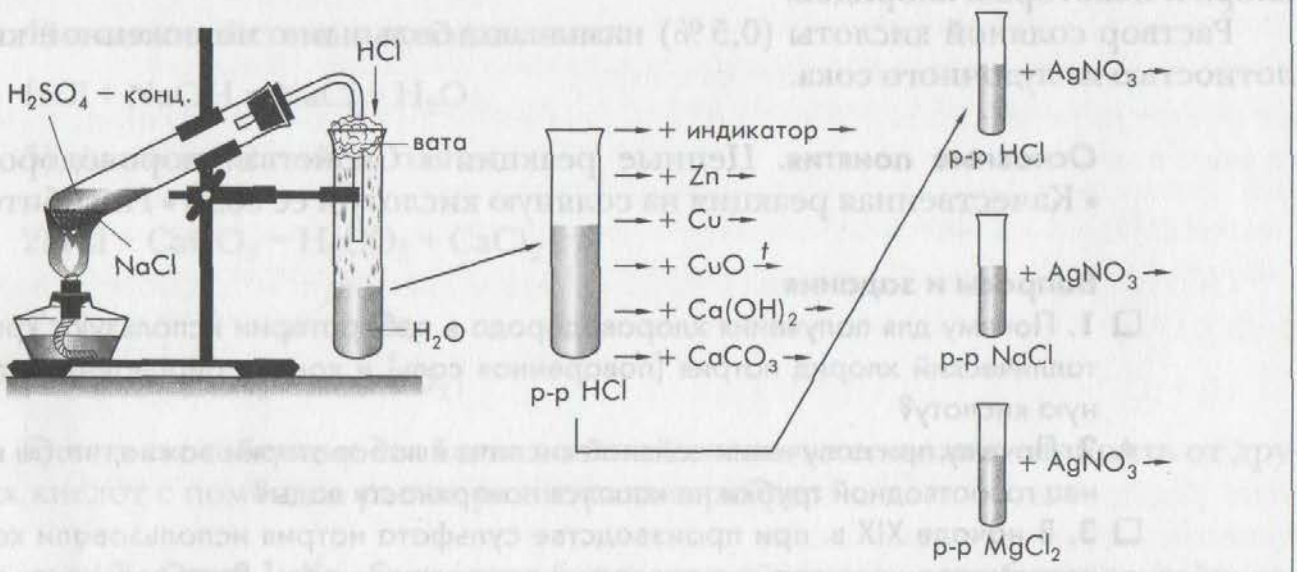
Практическая работа 7

Получение соляной кислоты и опыты с ней. Решение экспериментальных задач по теме «Галогены»

Цель работы: получить соляную кислоту, изучить ее свойства, научиться отличать соляную кислоту и ее 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 ее солей



Внимание!
H_2SO_4 — концентрированная.
Следите, чтобы серную кислоту не перебросило в пробирку-приемник с водой, а также чтобы конец газоотводной трубки находился примерно на расстоянии 0,5–1 см от поверхности воды

Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в азотной кислоте

Последовательность выполнения практической 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 путем, что выданное вещество — бромид, хлорид, иодид.

4. В тетради выполните таблицу-отчет о практической работе. 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 тяжелые 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) ведет 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:

$$CO_2 + H_2O + NaCl \xrightarrow{\text{фермент}} HCl\ (\text{желудок}) + NaHCO_3\ (\text{кровь})$$

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 ее гормонов. Снижение содержания иода в щитовидной железе приводит к тяжелому заболеванию — эндемическому зобу, которое сопровождается нарушением обмена веществ. Для предотвращения заболевания следует употреблять иодированную поваренную соль.

Основные понятия. Микроэлементы • Биологические функции галогенов

Оглавление

Предисловие 3

Введение

§ 1. Предмет и задачи химии 5

Когда и как возникла химическая наука (дополнительный материал к § 1) 7

Практическая работа 1. Приемы обращения с лабораторным оборудованием 10

§ 2. О понятиях и теориях химии 14

Раздел I

Вещества и химические явления с позиций атомно-молекулярного учения

Глава 1

Химические элементы и вещества в свете атомно-молекулярного учения 17

§ 3. Понятие «вещество» в физике и химии. Физические и химические явления 17

§ 4. Описание физических свойств веществ 20

§ 5. Атомы. Молекулы. Химические элементы 23

§ 6. Формы существования химических элементов. Простые и сложные вещества 26

§ 7. Состав веществ. Закон постоянства состава. Химические формулы 29

Некоторые сведения о молекулярном и немолекулярном строении веществ (дополнительный материал к § 6, 7) 31

§ 8. Атомно-молекулярное учение в химии 34

§ 9. Масса атома. Атомная единица массы. Относительная атомная масса элемента 36

§ 10. Относительная молекулярная масса веществ. Массовые доли элементов в соединениях 38

§ 11. Что показывают химический знак и химическая формула 41

§ 12. Система химических элементов Д.И. Менделеева 42

Классификации химических элементов и открытие периодического закона (дополнительный материал к § 12) 45

§ 13. Валентность химических элементов 49
§ 14. Определение валентности элементов по формулам их соединений. Составление формул по валентности 53
§ 15. Количество вещества. Моль — единица количества вещества 55
§ 16. Молярная масса 57

Глава 2
Химические реакции. Законы сохранения массы и энергии 60
§ 17. Сущность химических реакций и признаки их протекания. Тепловой эффект химической реакции 60
§ 18. Законы сохранения массы и энергии 62
§ 19. Составление уравнений химических реакций 65
§ 20. Расчеты по уравнениям химических реакций 67
§ 21. Типы химических реакций 69

Глава 3
Методы химии 72
§ 22. Методы химии 72
§ 23. Анализ и синтез веществ — экспериментальные методы химии 73
Химия — точная наука (дополнительный материал к § 23) 75
§ 24. Химический язык как средство и метод познания химии 76

Глава 4
Вещества в окружающей нас природе и в технике 79
§ 25. Чистые вещества и смеси 79
Природные смеси — источник получения чистых веществ (дополнительный материал к § 25) 83
Практическая работа 2. Очистка веществ 84
§ 26. Растворы. Растворимость веществ 85
Практическая работа 3. Растворимость веществ 88
§ 27. Способы выражения концентрации растворов 89
Практическая работа 4. Приготовление растворов заданной концентрации 91

Получение веществ с заданными свойствами. Химическая технология. Техносфера (дополнительный материал к главе 4) 92

Глава 5

Понятие о газах. Воздух. Кислород. Горение 94

§ 28. Законы Гей-Люссака и Авогадро 94
§ 29. Некоторые простейшие расчеты на основании закона Авогадро 96
§ 30. Воздух – смесь газов 99
§ 31. Расчет относительной плотности газов 101
§ 32. Кислород – химический элемент и простое вещество 102
История открытия кислорода (дополнительный материал к § 32) 104
§ 33. Получение кислорода в лаборатории. Катализаторы 106
§ 34. Химические свойства и применение кислорода 108
Процессы горения и медленного окисления (дополнительный материал к § 34) 111

Глава 6

Основные классы неорганических соединений 113

§ 35. Оксиды 113
§ 36. Основания – гидроксиды основных оксидов 117
§ 37. Кислоты 119
§ 38. Соли: состав и номенклатура 122
§ 39. Химические свойства оксидов 124
§ 40. Химические свойства кислот 128
§ 41. Щелочи, их свойства и способы получения 131
§ 42. Нерастворимые основания, их получение и свойства 133
§ 43. Амфотерность 135
§ 44. Химические свойства солей 137
§ 45. Классификация и генетическая связь неорганических соединений 138
Практическая работа 5. Исследование свойств оксидов, кислот, оснований 140

Раздел II

Химические элементы, вещества и химические реакции в свете электронной теории

Глава 7

Строение атома 141

§ 46. Состав и важнейшие характеристики атома 141
§ 47. Изотопы. Химические элементы 144
§ 48. Состояние электронов в атоме 146

Глава 8

Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева 152

§ 49. Свойства химических элементов и их периодические изменения 152
§ 50. Современная трактовка периодического закона 156
§ 51. Периодическая система в свете теории строения атома 158
§ 52. Характеристика химического элемента и его свойств на основе положения в периодической системе Д.И. Менделеева и теории строения атома 161

Глава 9

Строение вещества 165

§ 53. Валентное состояние и химические связи атомов элементов 165
§ 54. Химическая связь атомов при образовании молекул простых веществ 168
§ 55. Виды ковалентной связи и ее свойства 170
§ 56. Ионная связь и ее свойства 173
§ 57. Степень окисления 176
§ 58. Кристаллическое состояние веществ 179
Химическая организация веществ и ее уровни (дополнительный материал к главе 9) 183

Глава 10

Химические реакции в свете электронной теории 186

§ 59. Окислительно-восстановительные реакции 186

§ 60. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций 188
§ 61. Сущность и классификация химических реакций в свете электронной теории 191

Глава 11

Водород — рождающий воду и энергию 194
§ 62. Как выглядит водород (получение в лаборатории) 194
Химический элемент водород в космосе и на Земле (дополнительный материал к § 62) 196
§ 63. Водород — простое вещество 197
Практическая работа 6. Получение водорода и исследование его свойств 200
Применение водорода (дополнительный материал к § 63) 201
§ 64. Вода — оксид водорода. Пероксид водорода 202

Глава 12

Галогены 206
§ 65. Положение галогенов в периодической системе химических элементов и строение их атомов 206
§ 66. Галогены — простые вещества 208
§ 67. Хлороводород, соляная кислота и их свойства 212
Практическая работа 7. Получение соляной кислоты и опыты с ней. Решение экспериментальных задач по теме «Галогены» 216
Биологическая роль галогенов (дополнительный материал к главе 12) 217