

Г. Е. РУДЗИТИС Ф. Г. ФЕЛЬДМАН

# ХИМИЯ

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

8 КЛАСС

УЧЕБНИК  
ДЛЯ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ УЧРЕЖДЕНИЙ  
С ПРИЛОЖЕНИЕМ НА ЭЛЕКТРОННОМ НОСИТЕЛЕ

*Рекомендовано Министерством образования и науки  
Российской Федерации*

15-е издание

Москва «Просвещение» 2011

УДК 373.167.1:546

ББК 24.1я72

Р83

Учебник получил положительные заключения Российской академии наук и Российской академии образования (письмо Министерства образования и науки РФ № 03-2533 от 24.11.2006 г.)



Материал, изучаемый при повторении (иногда в старших классах)



Дополнительный материал



Вопросы и упражнения



Задачи

**Рудзитис Г. Е.**

P83      Химия. Неорганическая химия. 8 класс : учеб. для общеобразоват. учреждений с прил. на электрон. носителе / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — 15-е изд. — М. : Просвещение, 2011. — 176 с. : ил. — ISBN 978-5-09-025532-5.

УДК 373.167.1:546  
ББК 24.1я72

Учебное издание

**Рудзитис Гунтис Екабович**  
**Фельдман Фриц Генрихович**

**ХИМИЯ**

**Неорганическая химия**  
**8 класс**

Учебник для общеобразовательных учреждений  
с приложением на электронном носителе

**ЦЕНТР ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ**

Руководитель Центра *В. И. Езудин*. Зам. руководителя Центра *Е. К. Липкина*

Редактор *Л. Н. Кузнецова*. Художник *О. И. Шмелев*. Художественный редактор *Е. А. Михайлова*  
Оформление *О. Г. Ивановой*. Технический редактор и верстальщик *Н. В. Лукина*

Корректоры *Н. А. Юсупова, М. А. Терентьева*

Налоговая льгота — Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93—953000. Изд. лиц. Серия ИД № 05824 от 12.09.01. Подписано в печать 16.05.11. Формат 70 × 90<sup>1</sup>/16. Бумага офсетная. Гарнитура Петербург. Печать офсетная. Уч.-изд. л. 11.24 + 0,46 форзац. Доп. тираж 40 000 экз. Заказ № 2039.

Открытое акционерное общество «Издательство «Просвещение».  
127521, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

Отпечатано в полном соответствии с качеством предоставленных издательством материалов в ОАО «Тверской ордена Трудового Красного Знамени полиграфкомбинат детской литературы им. 50-летия СССР». 170040, г. Тверь, проспект 50 лет Октября, 46.



**ISBN 978-5-09-025532-5**

© Издательство «Просвещение», 1998, 2007  
© Издательство «Просвещение», с изменениями, 2008  
© Художественное оформление.  
Издательство «Просвещение», 2008  
Все права защищены

# Как пользоваться учебником

В этом учебном году вы начнете изучать новый для вас учебный предмет — химию.

Химия — интересная и сложная наука. Для овладения ею необходимо не только усвоить изучаемый материал, но и научиться применять полученные знания.

А знания по химии вам пригодятся буквально на каждом шагу: для объяснения многих природных явлений, а также производственных процессов.

Химию надо изучать последовательно и с большим вниманием. Прежде всего вы должны хорошо усвоить основные законы и важнейшие химические понятия, которые составят фундамент ваших знаний по химии.

Усвоение и запоминание учебного материала более эффективно, если придерживаться определенной системы при его изучении.

Так, изучение различных веществ можно проводить по единому плану:

1. Название, химическое строение, общая характеристика вещества. К какому классу веществ оно относится?

2. Нахождение в природе.

3. Способы получения: в лаборатории, промышленности.

4. Физические свойства.

5. Химические свойства.

6. Применение.

В учебнике помещены указания, следуя которым вы научитесь применять химическую символику, составлять химические формулы и уравнения реакций, научитесь решать задачи по химии, проводить химический эксперимент. А это важно, так как химия — экспериментальная наука.

Запомните: книги по химии, в том числе и учебник, надо самостоятельно читать с карандашом в руке и делать записи в рабочей тетради. Эта тетрадь должна быть постоянным спутником в вашей работе с учебником. В нее вы можете вписать химические формулы и уравнения реакций, составить краткую схему-конспект к изучаемому материалу.

В схему следует вписывать основные понятия, определения и соответствующие примеры. Приводимые в учебнике схемы и таблицы могут послужить вам многократно, а именно при: проверке составленной вами схемы; изучении и усвоении нового материала; повторении и обобщении изученного материала. Если с течением времени вы кое-что забыли, то, взглянув на соответствующую схему или таблицу, вы вспомните самое основное, существенное даже без чтения текста.

В схемах и таблицах цветными стрелками обозначен материал, подлежащий усвоению, а черными — необходимый для дальнейшей систематизации и углубления знаний.

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...рекомендуемая авторами система изучения всех разделов курса химии с использованием различных схем, таблиц, рисунков и других наглядных материалов, а также система вопросов, упражнений и задач значительно облегчат вашу самостоятельную учебную работу и позволят успешно подготовиться к зачетам и экзаменам.

Путеводителем по учебнику могут служить специальные знаки (как знаки дорожного движения). Внимательно рассмотрите на обороте титула, что обозначает каждый знак.

Чтобы облегчить вам повторение, в тексте учебника указаны страницы, которые вы должны внимательно прочитать. Иногда в тексте учебника указанные страницы относятся не к пройденному, а к учебному материалу, который вы будете более подробно изучать в дальнейшем. Такие ссылки даются в тех случаях, когда изучаемые закономерности, явления или другой фактический материал в дальнейшем курсе рассматриваются более подробно. Это дает вам возможность заглянуть вперед и получить более полные и обобщенные знания. Такой подход вам особенно будет полезен при подготовке к выпускному экзамену или к вступительному экзамену в высшее учебное заведение.

Чтобы убедиться в качестве своих знаний, старайтесь ответить на все вопросы, выполнить упражнения и решить задачи, которые даны в конце каждого раздела.

Для совершенствования знаний по химии читайте и другие книги, которые вам может порекомендовать учитель.

Дорогие друзья! Приступая к изучению химии, вы должны знать, что все сведения по химии, полученные на уроках, нужны не только для сдачи экзаменов. Они пригодятся вам в трудовой деятельности, в вашей повседневной жизни. Сейчас весь мир осознает, что выживание человечества во многом будет зависеть от состояния окружающей среды. К существующему экологическому состоянию природы, иногда весьма тревожному, отчасти привело и незнание людьми основных закономерностей химии, ее практических достижений. Поэтому знание химии необходимо для человека любой профессии, так как долг каждого из нас — способствовать развитию и сохранению цивилизации на нашей планете.

### § 1. Предмет химии. Вещества и их свойства

В младших классах вы изучали природоведение, приступили к изучению физики и биологии, познакомились с понятиями «физическое тело» и «вещество».

Чтобы выяснить, чем отличаются понятия «физическое тело» и «вещество», вспомните из курсов природоведения и ботаники сведения о составе физических тел, например гранита и зерна. Кусок гранита, зерно — это физические тела, но они неоднородны. На уроках ботаники вы выяснили, что в состав зерна входят крахмал, белок, растительные жиры, а гранит состоит из кварца, слюды и полевого шпата. Кварц, слюда, полевой шпат, крахмал, белок, растительные жиры — это вещества. Одни и те же предметы часто изготавливают из разных веществ. Так, например, для изготовления труб одной и той же формы используют медь, стекло. И наоборот, для изготовления разных предметов, например разной посуды, используют одно и то же вещество — стекло (рис. 1).

Следовательно, физические тела состоят из веществ.

Веществ очень много. Известно около пятнадцати миллионов веществ, и все они характеризуются определенными свойствами.

**Свойствами вещества называют признаки, по которым вещества отличаются друг от друга или сходны между собой.**

Из курса физики вам известно, что каждое вещество обладает определенными физическими свойствами (схема 1).

Схема 1



Рис. 1. Различные предметы, изготовленные из стекла

# ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...первоначальное значение термина «химия» еще не выяснено. Некоторые ученые считают, что этот термин заимствован из Древнего Египта, где «кхем» или «кхамэ» означало «черный», «чернозем». Поэтому есть основание считать, что химия — это «искусство Древнего Египта». Позже арабские ученые называли эту науку алхимией.

*Одна из задач химии — изучение веществ, их свойств и прогнозирование использования веществ в промышленности, сельском хозяйстве, медицине.* Например, всем известное вещество алюминий можно охарактеризовать так. Алюминий — металл серебристо-белого цвета. Сравнительно легкий ( $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$ ), плавится при температуре  $600^\circ\text{C}$ . Алюминий очень пластичен. По электрической проводимости уступает лишь золоту, серебру и меди. Из-за легкости алюминий в виде сплавов широко используется в самолето- и ракетостроении. Его также используют для изготовления электрических проводов и предметов быта.

*Другая задача химии — получение различных веществ, необходимых в экономике страны,* например различных пластмасс, минеральных удобрений (суперфосфата, аммиачной селитры и др.), лекарств (аспирина, стрептоцида и др.) и т. д. Эти вещества получают путем различных химических превращений.

Что же такое химия? Химии можно дать такое определение:

**Химия — наука о веществах, их свойствах, превращениях веществ и явлениях, сопровождающих эти превращения.**

Велика роль химии в научно-техническом прогрессе.

Химия проникает во все области хозяйства страны. Химия обеспечивает переработку полезных ископаемых в ценные продукты: металлы, их сплавы, топливо.

Из курсов природоведения и биологии вам известно, что продуктивность сельскохозяйственного производства во многом зависит от того, как химическая промышленность обеспечивает его минеральными удобрениями и средствами защиты растений от вредителей. Не менее важна роль химии в производстве строительных материалов, синтетических тканей, пластмасс, красок, моющих средств, медикаментов.

Изучая курс химии, вы убедитесь, что только разумное использование знаний по химии будет способствовать увеличению богатства страны. Несумелое, неконтролируемое использование химических веществ и их превращений часто приводит к загрязнению окружающей среды, что отрицательно влияет на жизнь растений, животных и человека.

Ответьте на вопросы 1—5 (с. 13).

## § 2. Чистые вещества и смеси

1. Почему вещества выделяют из смесей?
2. Какие способы разделения смесей вам известны? В каких случаях их применяют?
3. Какие смеси разделяют фильтрованием?
4. Как приготовить фильтр и провести фильтрование (вспомните из курса природоведения)?

В природе вещества встречаются преимущественно в виде смесей (схема 2).

**Однородными (гомогенными)** называют такие смеси, в любой точке объема которых состав одинаковый, т. е. это системы, не имеющие границы раздела фаз.

Даже с помощью микроскопа нельзя обнаружить частицы веществ, входящих в эту смесь.

**Неоднородными (гетерогенными)** называют такие смеси, состав которых в разных точках объема неодинаков. В них даже невооруженным глазом или при помощи микроскопа можно заметить частицы веществ, составляющих смесь.

Схема 2

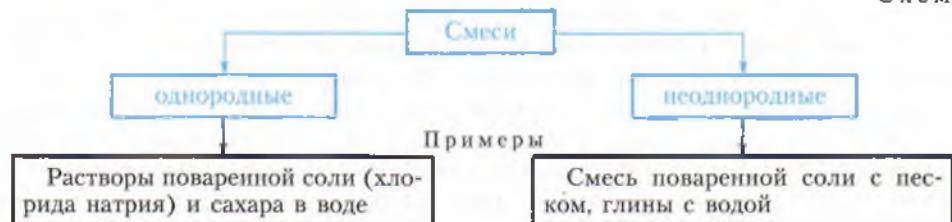


Схема 3



Для химических лабораторий и промышленности часто требуются чистые вещества.

**Чистыми называют вещества, которые обладают постоянными физическими свойствами**, например дистиллированная вода.

Существуют различные способы разделения смесей. Ознакомимся более подробно с этими способами (схема 3).

**Задание.** При чтении текста о разделении смесей в тетради составьте схему основных способов разделения неоднородных и однородных смесей. К каждому способу напишите примеры. Сопоставьте составленную вами схему со схемой 3.

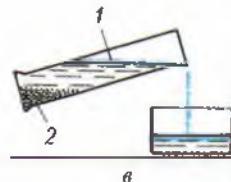
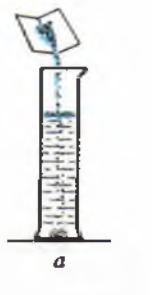
## Выделение веществ из неоднородной (гетерогенной) смеси

### 1. Отстаивание

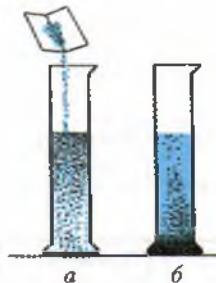
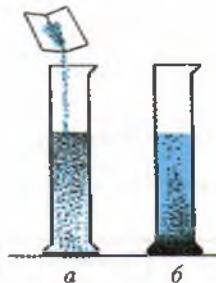
а) Выделение веществ из неоднородной (гетерогенной) смеси, образованной нерастворимыми в воде веществами с различной плотностью. Например, железные опилки от древесных можно отделить, если эту смесь взболтать с водой и дать отстояться. Железные опилки опускаются на дно сосуда, а древесные всплывают, и их вместе с водой можно слить (рис. 2, а, б, в).

б) Некоторые вещества осаждаются в воде с различной скоростью. Если взболтать с водой глину с примесью песка, то песок оседает значительно быстрее (рис. 3, а, б). Этот способ используется в керамическом производстве для отделения песка от глины (производство красных кирпичей, глиняной посуды и др.).

в) Разделение смеси малорастворимых друг в друге жидкостей с различной плотностью. Смеси бензина с водой, нефти с водой, растительного



**Рис. 2.** Отделение железных опилок (1) от древесных (2): а — всыпание смеси железных и древесных опилок в воду; б — разделение смеси в воде; в — слияние воды с всплывшими древесными опилками в сосуд



**Рис. 3.** Различные скорости осаждения веществ в воде: а — при всыпании смеси песка с глиной в воду; б — при отстаивании этой смеси в воде

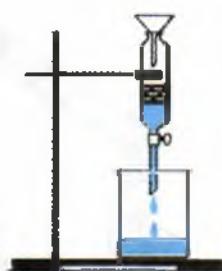


Рис. 4. Делительная воронка

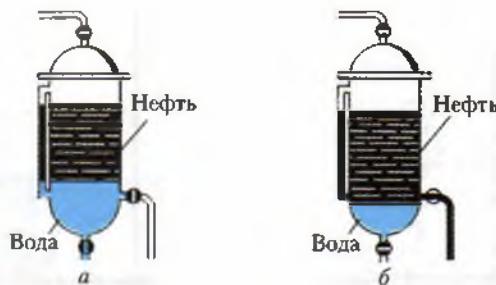


Рис. 5. Очистка нефти: *а* — сливание воды; *б* — сливание нефти

масла с водой быстро расслаиваются, поэтому их можно разделить с помощью делительной воронки или колонки (рис. 4 и 5). Иногда жидкости с различной плотностью отделяют центрифугированием, например сливки от молока.

## 2. Фильтрование

*Выделение веществ из неоднородной смеси, образованной растворимыми и нерастворимыми в воде веществами.* Для выделения поваренной соли смесь ее с песком взвешивают в воде. Поваренная соль растворяется, а песок оседает.

Чтобы ускорить отделение нерастворимых частиц из раствора, смесь фильтруют (рис. 6). Песок остается на фильтровальной бумаге, а прозрачный раствор поваренной соли проходит через фильтр. (Как выделить растворенную поваренную соль из воды, см. п. 4.)

## 3. Действие магнитом

*Выделение из неоднородной смеси веществ, способных к намагничиванию.* Если имеется, например, смесь порошков железа и серы, то их можно разделить при помощи магнита.

## Выделение веществ из однородной (гомогенной) смеси

### 4. Выпаривание. Кристаллизация

Чтобы растворенное вещество, например поваренную соль, выделить из раствора, последний выпаривают (рис. 7). Вода испаряется, а в фарфоровой чашке остается поваренная соль. Иногда применяют упаривание, т. е. частичное испарение воды. В результате образуется более концентрированный раствор, при охлаждении которого растворенное вещество выделяется в виде кристаллов.



Рис. 6. Фильтрование



Рис. 7. Выпаривание

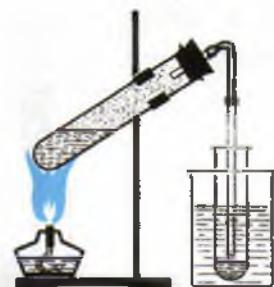


Рис. 8. Дистилляция

### 5. Дистилляция

Этот способ разделения смесей основан на различии в температурах кипения растворимых друг в друге компонентов.

*Дистилляция (перегонка) — прием разделения однородных смесей путем испарения летучих жидкостей с последующей конденсацией их паров.* Например, получение дистиллированной воды. Для этого воду с растворенными в ней веществами кипятят в одном сосуде (рис. 8). Образующиеся водяные пары конденсируются при охлаждении в другом сосуде в виде дистиллированной воды.

### 6. Хроматография

Этот способ основан на различном поглощении разделяемых веществ поверхностью другого вещества.

С сущностью этого способа можно ознакомиться на следующем опыте.

Если полоску из фильтровальной бумаги подвесить над сосудом с красными чернилами и погрузить в них лишь конец полоски, то можно заметить, что раствор будет впитываться бумагой и подниматься по ней. Однако граница подъема краски будет отставать от границы подъема воды. Таким образом происходит разделение двух веществ: воды и красящего вещества, придающего раствору красный цвет. В химических лабораториях и на производстве вместо фильтровальной бумаги применяют уголь, известняк и др. Этот метод разделения и очистки веществ весьма перспективный и широко применяется в экономике страны.

Хроматографию осуществляют с помощью специальных приборов — хроматографов, основные части которого — хроматографическая колонка и детектор. Сигнал детектора регистрируется самописцем.

Ответьте на вопросы 6—9 (с. 13).

## § 3. Физические и химические явления.

### Химические реакции

Вспомните из курсов природоведения, географии и физики, какие изменения могут происходить с веществами. К каким явлениям относятся эти изменения веществ?

С веществами происходят различные изменения, например: вода испаряется, стекло плавится, топливо сгорает, металлы ржавеют и т. д. На схеме 4 показано, что эти изменения веществ можно отнести к *физическими* или к *химическим явлениям*.

**Признаки химических реакций.** При химических реакциях исходные вещества превращаются в другие вещества, обладающие другими свойствами. Об этом можно судить по внешним признакам химических реакций: 1) *выделение теплоты* (иногда света); 2) *изменение окраски*; 3) *появление запаха*; 4) *образование осадка*; 5) *выделение газа*.

Многие из указанных признаков химических реакций вам известны из курсов природоведения и ботаники. Так, например, химическая реакция — горение веществ — сопровождается выделением теплоты и света. Вам также известна химическая реакция мрамора с соляной кислотой, в результате которой выделяется углекислый газ. Если выделяющийся углекислый газ пропустить через известковую воду, то образуется осадок. Такой же осадок образуется, если выдыхать воздух через трубочку, опущенную в сосуд с известковой водой.

Схема 4



## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...алхимия просуществовала с VII по XII в. Алхимики пытались создать так называемый философский камень, с помощью которого они надеялись любой металл превратить в золото. Эти многовековые попытки, естественно, оканчивались безуспешно. Но в этих поисках алхимики обнаружили многие до тех пор неизвестные вещества и изучили некоторые их свойства.

**Условия возникновения и течения химических реакций.** Всем известно, что полено дров труднее поджечь, чем тонкую лучинку. Еще труднее загорается кусок угля, угольная же пыль воспламеняется легко и интенсивно сгорает, иногда со взрывом. *Чем это можно объяснить?* Оказывается, что для начала многих химических реакций необходимо привести в тесное соприкосновение реагирующие вещества. Это достигается их *измельчением и перемешиванием*, что значительно увеличивает площадь соприкосновения реагирующих веществ. Наиболее тонкое дробление веществ происходит при их растворении. Поэтому многие реакции проводят в растворах.

Измельчение и перемешивание веществ — это только одно из условий возникновения химической реакции. Так, при соприкосновении древесных опилок с воздухом при обычной температуре опилки не загораются. Для того чтобы началась химическая реакция, во многих случаях необходимо *нагревание веществ до определенной температуры*.

Следует различать понятия «условия возникновения» и «условия течения химических реакций». Так, например, чтобы началось горение, нагревание нужно только вначале, а затем реакция протекает с выделением теплоты и света, и дальнейшее нагревание не требуется. Иначе протекает реакция разложения воды. В этом случае приток электрической энергии необходим не только для начала реакции, но и для дальнейшего ее протекания.

**Значение физических и химических явлений.** Из курса природоведения вам известно, какое значение имеют физические явления, которые происходят вокруг нас. Например, испарение воды, конденсация водяных паров и выпадение дождя составляют круговорот воды в природе. В промышленном производстве металлам, пластмассам и другим материалам придают определенную форму (при штамповке, прокате) и в результате получают разнообразные предметы.

Большое значение имеют химические реакции. Они используются для получения металлов (железа, алюминия, меди, цинка, свинца, олова и др.), а также пластмасс, минеральных удобрений, медикаментов и т. д. Во многих случаях химические реакции служат источником получения энергии различных видов. При сгорании топлива выделяется теплота, которую используют в быту и в промышленности.

Сложные биохимические процессы, протекающие в организмах растений, животных и человека, также связаны с различными химическими превращениями.

Ответьте на вопросы 10—13.

?

1. Что изучает химия? Каковы ее важнейшие задачи и значение? Назовите, какие продукты химической промышленности вы используете в повседневной жизни.

2. Чем отличаются понятия «вещество» и «тело»? Приведите примеры.

3. Из следующего перечня выпишите отдельно названия веществ и предметов: железо, микрометр, медь, капрон, ртуть, напильник, нож, сахар.

4. Какими сходными и отличительными свойствами обладают следующие вещества: а) поваренная соль и сахар; б) уксусная кислота и вода?

5. На основе жизненного опыта и используя дополнительную литературу, заполните приведенную ниже таблицу и сравните свойства меди и серы.

Характерные свойства	Медь	Сера
Электрическая проводимость		
Теплопроводность		
Металлический блеск		
Цвет		
Плотность		
Температура плавления		
Ковкость		

6. Охарактеризуйте важнейшие способы разделения смесей и получения чистых веществ.

7. Даны смеси: а) спирта и воды; б) речного песка и сахара; в) медных и железных опилок; г) воды и бензина. Как разделить эти смеси? Поясните, на каких свойствах компонентов смеси основано их разделение.

## § 4. Молекулы и атомы

Повторите по учебнику физики раздел «Первоначальные сведения о строении вещества». Какими опытами можно доказать, что существуют молекулы и атомы?

**Возникновение представлений об атомах и молекулах.** Древнегреческий философ Демокрит 2500 лет назад предположил, что все тела состоят из мельчайших, невидимых, неделимых, вечно движущихся частиц — атомов. В переводе «атом» означает «неделимый».

8. Можно ли фильтрованием выделить из раствора поваренную соль? Почему?

9. Дано смесь поваренной соли с песком и водой. Как из нее выделить поваренную соль и песок? Какие свойства веществ, составляющих смесь, при этом учитываются?

10. Составьте в тетради таблицу и заполните ее примерами на основе вашего жизненного опыта.

Примеры явлений	Значение этих физических и химических явлений в жизни и в деятельности человека
1. Физических 1) ..... 2) ..... и т. д.	
2. Химических 1) ..... 2) ..... и т. д.	

11. Какое из перечисленных явлений не является физическим?

- 1) замерзание воды
- 2) плавление алюминия
- 3) горение бензина
- 4) испарение воды

12. Каковы условия возникновения и течения химических реакций? Поясните на конкретных примерах.

13. Какое из перечисленных явлений не является химическим?

- 1) ржавление железа
- 2) подгорание пищи
- 3) горение бензина
- 4) испарение воды



Михаил  
Васильевич  
Ломоносов  
(1711—1765)

Знаменитый отечественный ученый, один из основоположников атомно-молекулярного учения. Внес большой вклад в развитие многих областей знаний. «Соединяя необыкновенную силу воли с необыкновенною силою понятия, Ломоносов обнял все отрасли просвещения. ...Историк, ритор, механик, химик, минералог, художник и стихотворец — он все испытал, все проник...» (А. С. Пушкин).

Учение о молекулах и атомах в основном было разработано в середине XVIII в. великим русским ученым Михаилом Васильевичем Ломоносовым. Он утверждал, что тела в природе состоят из корпускул (молекул), в состав которых входят элементы (атомы). Многообразие веществ ученый прозорливо объяснял соединением разных атомов в молекулах и различным расположением атомов в них. Удивительно верной и смелой для того времени оказалась мысль М. В. Ломоносова о том, что некоторые корпускулы (молекулы) могут состоять из одинаковых элементов (атомов). Учение об атомах получило дальнейшее развитие в трудах известного английского ученого Джона Дальтона.

Некоторые представления об атомах и молекулах, высказанные М. В. Ломоносовым за полвека до Дж. Дальтона, оказались более достоверными, научными. Например, английский ученый отрицал возможность существования молекул, образованных одинаковыми атомами. Учение о молекулах и атомах окончательно было признано только в 1860 г. на Всемирном съезде химиков в Карлсруэ.

*Можно ли опытным путем доказать, что молекулы состоят из атомов?*

То, что атомы действительно существуют, подтверждают многие химические реакции. Так, например, при пропускании постоянного электрического тока через воду (рис. 9)\* в одной из трубок 1 прибора собирается газ, в котором тлеющая лучинка ярко вспыхивает. Это кислород. В другой трубке 2 собирается вдвое больше газа, который загорается от зажженной лучинки. Это водород. Процесс разложения воды сложный, а в упрощенном виде его можно представить так. Мельчайшая частица воды — молекула воды — образована двумя атомами водорода и одним атомом кислорода. При пропускании постоянного электрического тока через воду молекулы воды распадаются и образуются химически неделимые частицы — атомы кислорода и водорода. Затем атомы соединяются по два и из двух молекул воды образуются одна двухатомная молекула кислорода и две двухатомные молекулы водорода (рис. 10).

\* Для электрической проводимости в воду добавляют немного щелочи или кислоты.

**Молекулы и атомы.** Из курса физики вам уже известно, что многие вещества состоят из молекул.

**Молекулы** — это мельчайшие частицы многих веществ, состав и химические свойства которых такие же, как у данного вещества.

Молекулы при химических реакциях распадаются, т. е. они являются химически делимыми частицами. Молекулы состоят из атомов.

**Атомы** — это мельчайшие химически неделимые частицы вещества.

В этом определении следует подчеркнуть слова «химически неделимые», так как известны явления, при которых атомы распадаются и выделяется атомная энергия. Эти явления сопровождаются превращениями атомов и изучаются в курсе ядерной физики.

**Вещества молекулярного и немолекулярного строения.** Вещества, которые в твердом и газообразном состоянии состоят из молекул, относятся к веществам молекулярного строения.

Типичным представителем таких веществ является вода. Строение кристаллов воды схематически показано на рисунке 11. Однако известны вещества, состоящие не из молекул, а из атомов или других частиц, о которых более подробно вы узнаете позднее (с. 146). Такие вещества относят к веществам немолекулярного строения.

Отдельные частицы (молекулы, атомы) веществ в твердом (кристаллическом) состоянии располагаются в определенной последовательности,

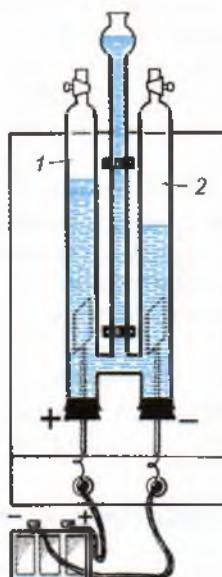


Рис. 9. Аппарат для разложения воды



Рис. 10. Схема распада молекул воды и образования молекул кислорода и водорода

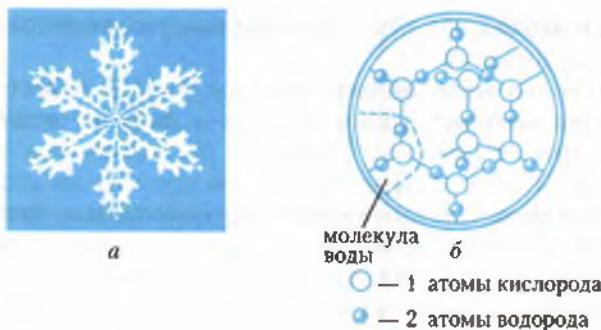


Рис. 11. Кристалл льда: а — снежинка; б — кристаллическая структура воды:



Рис. 12. Кристалл сульфида железа:  
1 — атомы серы;  
2 — атомы железа

образуя структуру, напоминающую решетку. Поэтому пользуются понятием «кристаллическая решетка вещества» (с. 146). Как показано на рисунке 11, вода в твердом состоянии имеет кристаллическое строение. В узлах кристаллической решетки воды находятся молекулы воды. Следовательно, вода имеет молекулярное строение. Известно много веществ (например, сульфид железа), в узлах кристаллической решетки которых находятся не молекулы, а атомы, в данном случае — атомы железа и серы (рис. 12). Следовательно, сульфид железа относится к веществам с немолекулярным строением.

Чтобы расплавить кристаллическое вещество, необходимо разрушить его кристаллическую решетку. Оказывается, что связи между молекулами в кристаллической решетке гораздо слабее, чем связи между атомами в молекуле. Поэтому, как правило, *вещества с молекулярным строением имеют низкую температуру плавления, а вещества с немолекулярным строением имеют высокую температуру плавления*.

Можно ли по физическим свойствам вещества определить, каково его строение — молекулярное или немолекулярное? Вещества с молекулярным строением при обычных условиях — это газы (кислород, водород, азот

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...если 100 млн атомов водорода расположить рядом друг с другом, то они образуют цепочку длиною всего лишь в 1 см.

и др.), жидкости (вода, спирт, эфир и др.) или легкоплавкие твердые вещества (сера — температура плавления примерно  $113^{\circ}\text{C}$ , белый фосфор — температура плавления  $44^{\circ}\text{C}$  и др.).

Ответьте на вопросы 1—10 (с. 25).

## § 5. Простые и сложные вещества

**Задания.** При чтении текста параграфа: 1. Составьте схему деления веществ на простые и сложные. 2. В схеме запишите отличительные признаки тех и других. 3. Приведите примеры простых и сложных веществ. Составленную схему сопоставьте со схемой 5.

Мы уже выяснили, что известны вещества, которые способны разлагаться с образованием двух или нескольких других веществ. Такие вещества относятся к сложным веществам. Например, вода, которая разлагается на водород и кислород (рис. 10). Следовательно, вода — сложное вещество.

Однако не все сложные вещества в условиях школьной лаборатории можно разложить на простые. Как уже сказано, сульфид железа образован атомами железа и атомами серы (рис. 12), т. е. сульфид железа также является сложным веществом, но не разлагается.

Возникает вопрос: *как опытным путем доказать, что сульфид железа является сложным веществом?* Можно провести обратную реакцию, т. е. получить сульфид железа из железа и серы. Для этого смешивают железные опилки с порошком серы в массовых отношениях 7 : 4 (на 7 массовых частей железа берут 4 массовые части серы). Действуя на полученную смесь магнитом и помещая смесь в сосуд с водой, убеждаются, что железо и сера в смеси свои свойства сохраняют, а именно — железо притягивается магнитом, сера не притягивается. Сера в воде всплывает, а железо тонет. После этого смесь помещают в пробирку и нагревают до начала химической реакции (рис. 13). Затем нагревание прекращают, ибо реакция протекает без нагревания с выделением теплоты. После окончания реакции дают пробирке остывть, измельчают в ступке ее содержимое и с образовавшимся веществом проделывают такие же опыты, какими были проделаны со смесью железа и серы до реакции. Убеждаются, что в полученном веществе железо от серы нельзя отделить ни магнитом, ни водой. Этим опытом доказано, что в результате реакций образовалось сложное вещество — сульфид железа со своими свойствами.



Рис. 13. Получение сульфида железа

**Сложными называют такие вещества, которые образованы атомами разного вида.**

Сложные вещества часто называют *химическими соединениями*.

Например, вода состоит из атомов кислорода и водорода, сульфид железа состоит из атомов железа и серы. Такие вещества, как, например, кислород, водород, сера и железо, нельзя ни получить из более простых веществ, ни разложить. Эти вещества относятся к простым веществам.

**Простыми называют такие вещества, которые образованы атомами одного вида.**

Например, простое вещество кислород состоит только из атомов кислорода.

Отличия простых и сложных веществ представлены в схеме 5.

Проделав опыт взаимодействия железа с серой, мы частично выяснили, чем отличаются понятия «смесь» и «химическое соединение». Эти понятия в химии исключительно важны.

Схема 5



**Задание.** Начертите таблицу (см. табл. 1) и составьте ответы на вопросы, записанные в первой графе таблицы. Закройте листом бумаги во второй и третьей графах таблицы готовые ответы — их вы можете использовать для самопроверки.

Таблица 1

Вопросы для сопоставления смесей с химическими соединениями	Сопоставление	
	Смеси	Химические соединения
1. Чем отличаются по составу смеси от химических соединений?	Вещества можно смешивать в любых массовых отношениях, т. е. состав смесей переменный	Состав химических соединений постоянный. Например, состав воды постоянный, так как водород с кислородом соединяются без остатка в массовых отношениях 1 : 8
2. Сопоставьте свойства смесей и химических соединений	Вещества, входящие в состав смесей, сохраняют свои свойства	Вещества, образующие соединения, свои свойства не сохраняют, так как получается химическое соединение с другими свойствами
3. Какими способами можно разделить на составляющие компоненты смеси и химические соединения?	Вещества, входящие в состав смеси, можно разделить физическими способами	Химические соединения можно разложить только с помощью химических реакций
4. Можно ли судить по внешним признакам об образовании смеси и химического соединения?	Механическое смешивание не сопровождается выделением теплоты или другими признаками химических реакций	Об образовании химических соединений можно судить по признакам химических реакций

Ответьте на вопросы 11—13 (с. 25).

## § 6. Химические элементы

Дайте определение простым и сложным веществам. Приведите примеры простого и сложного веществ, в состав которых входят атомы одного и того же вида.

В химии очень важным является понятие «химический элемент»\*. Чтобы понять его сущность, вспомните, чем отличаются смеси и химические соединения. Мы выяснили, что железо и сера свои свойства в смеси со-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...с III по VI в. в городе Александрии жрецы в своих храмах тайно разрабатывали способы получения искусственного золота. В VII в. арабы завоевали Египет и усвоили многие рецепты получения веществ жрецами Египта.

\* Слово element по-гречески означает «составная часть».



Роберт  
Бойль  
(1627—1691)

Английский ученый. В 1661 г. в своей книге «Химик-скептик» определил элементы как «первоначальные простые тела».

храняют. Поэтому можно утверждать, что смесь порошка железа с порошком серы состоит из двух простых веществ — железа и серы. Так как химическое соединение сульфид железа образуется из простых веществ — железа и серы, то можно утверждать, что сульфид железа тоже состоит из железа и серы. *Однако можно ли утверждать, что химическое соединение сульфид железа состоит из двух простых веществ — железа и серы?* Знакомясь со свойствами сульфида железа, вы убедились, что этого утверждать нельзя. В результате химического взаимодействия прежние свойства веществ исчезают и образуется новое вещество с совершенно другими, характерными для этого вещества свойствами.

Поэтому, когда речь идет о составе каких-либо сложных веществ, следует понимать, что в эти химические соединения входят не простые вещества, а атомы определенного вида. Так, в состав сульфида железа входят атомы двух видов: атомы железа и атомы серы. Атомы тех же видов соответственно входят и в состав простых веществ: атомы железа — в состав железа, а атомы серы — в состав серы.

#### **Химический элемент — это определенный вид атомов.**

Так, например, все атомы кислорода независимо от того, входят ли они в состав молекул кислорода или в состав молекул воды, — это химический элемент кислород. Все атомы водорода, железа, серы — это соответственно химические элементы: водород, железо, сера и т. д. В настоящее время известно 118 различных видов атомов, т. е. 118 химических элементов.

Из атомов этого сравнительно небольшого числа элементов образуется огромное многообразие веществ.

Итак, следует различать понятия «простое вещество» и «химический элемент», хотя их названия в большинстве случаев совпадают. Поэтому каждый раз, когда употребляем слова «кислород», «водород», «железо», «серы» и т. д., нужно понимать, о чем идет речь — о простом веществе или о химическом элементе. Если, например, говорят: «Растворенным в воде кислородом дышат рыбы», «Железо — это металл, который притягивается магнитом», это значит, что речь идет о простых веществах — кислороде и железе. Если же говорят, что кислород или железо входит в состав какого-либо сложного или простого вещества, то имеются в виду кислород и железо как

химические элементы. Пользуясь понятием «химический элемент», можно дать такое определение простым и сложным веществам:

**Простыми называют такие вещества, которые состоят из атомов одного химического элемента.**

**Сложными называют такие вещества, которые состоят из атомов разных химических элементов.**

В дальнейшем курсе химии понятие о химическом элементе будет уточнено и расширено (с. 127—129).

Ответьте на вопросы 14—15 (с. 25).

## § 7. Относительная атомная масса химических элементов

Вам уже известно, что размеры и массы молекул очень малы. Массы и размеры атомов еще меньше. Поэтому возникает вопрос: в каких единицах массы выражают массу атомов химических элементов?

Никто из вас для подкормки какого-либо комнатного растения не будет измерять массу минерального удобрения тоннами. И наоборот, при внесении минеральных удобрений на поля их массу не измеряют в граммах или миллиграмммах. Следовательно, нужно пользоваться соответствующими единицами для измерения массы.

Масса самого легкого атома — атома водорода  $1,67375 \cdot 10^{-24}$  г, масса атома кислорода  $2,656812 \cdot 10^{-23}$  г, а углерода  $1,9927 \cdot 10^{-23}$  г. Производить расчеты с такими числами неудобно. Поэтому для измерения атомных и молекулярных масс введена *атомная единица массы*, которая обозначается «а. е. м.» или латинской буквой *u* (от английского слова *unit* — единица).

Атомная единица массы — это  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода, масса которого равна 12 а. е. м. Величина атомной единицы массы в граммах:

$$m_u = 1,99268 \cdot 10^{-23} \text{ г} : 12 = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Величины атомных масс, например, водорода и кислорода можно вычислить так:

$$A_{\text{а.е.м.}}(\text{H}) = 1,67375 \cdot 10^{-24} \text{ г} : 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,0079 \text{ а. е. м.}$$

$$A_{\text{а.е.м.}}(\text{O}) = 2,656812 \cdot 10^{-23} \text{ г} : 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 15,999 \text{ а. е. м.}$$

Полученные величины  $A_{\text{а.е.м.}}$  можно рассматривать также в качестве безразмерных *относительных атомных масс*,  $A_r$  (индекс *г* — от английского слова *relative* — относительный), так как при вычислении граммы сокращаются.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...масса атома водорода меньше дробинки во столько раз, во сколько раз масса человека меньше массы земного шара.



Джон  
Дальтон  
(1766—1844)

Английский ученый. Ввел понятие «атомный вес» («атомная масса»). В 1803 г. составил первую таблицу относительных атомных масс ряда элементов, внес вклад в развитие атомно-молекулярного учения.

*Относительная атомная масса элемента  $A$ , показывает, во сколько раз масса его атома больше  $1/12$  массы атома углерода  $^{12}C^*$ .*

На практике обычно пользуются относительными атомными массами. При этом следует различать безразмерную величину — относительную атомную массу и массу атомов, измеренную в атомных единицах массы (хотя численно они совпадают).

### Примеры

Название химического элемента	Масса атома (в а. е. м.)	Относительная атомная масса	▲ Масса атома (в кг)
Водород	1 а. е. м.	1	$1,66 \cdot 10^{-27}$ кг
Кислород	16 а. е. м.	16	$2,66 \cdot 10^{-26}$ кг
Углерод	12 а. е. м.	12	$2,0 \cdot 10^{-26}$ кг
Сера	32 а. е. м.	32	$5,32 \cdot 10^{-26}$ кг
Железо	56 а. е. м.	56	$9,30 \cdot 10^{-26}$ кг

Ответьте на вопросы 16, 17 (с. 25).

## § 8. Знаки химических элементов

Для упрощенного обозначения химических элементов используют химическую символику, облегчающую изучение состава и свойств веществ. По предложению шведского химика И. Берцелиуса химические элементы обозначают начальной или начальной и одной из последующих букв латинского названия данного элемента. Водород (лат. *Hydrogenium* — гидрогениум) обозначается буквой H, ртуть (лат. *Hydrgargutum* — гидрагигиум) — буквами Hg и т. д. (табл. 2).

\* Углерод  $^{12}C$  — один из изотопов углерода. Об изотопах рассказывается в § 37.

Шведский химик. В 1814 г. ввел современное обозначение химических элементов. В период с 1807 по 1818 г. определил атомные массы 45 химических элементов. Автор ряда других научных открытий.

Йенс  
Яков  
Берцелиус  
(1779—1848)



Эти буквы латинских названий химических элементов приняты за *химические знаки*, или *химические символы*.

Что обозначает химический символ (химический знак)?

Примеры

1. Химический символ	O	H	Fe
2. Название данного химического элемента	Кислород	Водород	Железо
3. Один атом данного химического элемента	Один атом кислорода	Один атом водорода	Один атом железа
4. Относительная атомная масса данного химического элемента	$A_r(O) = 16$	$A_r(H) = 1$	$A_r(Fe) = 56$
5. Количество вещества (моль) — один моль атомов (с. 42)	1 моль атомов кислорода	1 моль атомов водорода	1 моль атомов железа
6. Молярная масса	$M(O) = 16$ г/моль	$M(H) = 1$ г/моль	$M(Fe) = 56$ г/моль

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...алхимики употребляли следующие знаки:

○ серебро

4 олово

+ ⊕ серная кислота

5 свинец

○○ платина

○: морская соль

Если требуется обозначить не один, а несколько атомов, то перед химическим знаком ставят соответствующую цифру, которая называется коэффициентом. Например, три атома водорода обозначаются 3Н, пять атомов железа — 5Fe.

Химические знаки некоторых элементов, их названия, относительные атомные массы и произношение химических знаков приведены в таблице 2; на форзаце I в периодической таблице приведены все известные в настоящее время элементы.

Таблица 2. Названия, химические знаки и относительные атомные массы (округленные) некоторых элементов

Название химического элемента	Химический знак	Произношение химического знака	Относительная атомная масса (округленная)
Азот	N	Эн	14
Алюминий	Al	Алюминий	27
Барий	Ba	Барий	137
Бор	B	Бор	11
Бром	Br	Бром	80
Водород	H	Аш	1
Железо	Fe	Феррум	56
Золото	Au	Аурум	197
Иод	I	Иод	127
Калий	K	Калий	39
Кальций	Ca	Кальций	40
Кислород	O	О	16
Кремний	Si	Силициум	28
Магний	Mg	Магний	24
Марганец	Mn	Марганец	55
Медь	Cu	Купрум	64
Натрий	Na	Натрий	23
Ртуть	Hg	Гидраргирум	201
Свинец	Pb	Плюмбум	207
Сера	S	Эс	32
Серебро	Ag	Аргентум	108
Углерод	C	Це	12
Фосфор	P	Пэ	31
Фтор	F	Фтор	19
Хлор	Cl	Хлор	35,5
Цинк	Zn	Цинк	65

Ответьте на вопрос 18.

?

1. Используя дополнительную литературу, охарактеризуйте роль М. В. Ломоносова и Дж. Дальтона в создании атомно-молекулярного учения.

2. Какие опыты вам известны (из курсов физики и химии), подтверждающие следующие положения: а) вещества состоят из молекул; б) молекулы образованы атомами?

3. Из курса физики вам известно явление диффузии. Приведите примеры и объясните это явление в свете представлений о молекулах.

4. Чем отличаются понятия «атом» и «молекула»?

5. Как учение о молекулах объясняет физические явления? Приведите примеры.

6. Почему для объяснения химических превращений следует использовать понятие не только о молекулах, но и об атомах?

7. На основе представлений об атомах и молекулах объясните процесс разложения воды.

8. Как с позиции атомно-молекулярного учения объяснить: а) испарение воды; б) разложение воды под действием постоянного электрического тока?

9. Приведите примеры веществ с молекулярным и немолекулярным строением. Как эти вещества отличаются по свойствам?

10. Один из оксидов углерода (известный вам углекислый газ) переходит в твердое состояние при температуре около  $-78^{\circ}\text{C}$ , а один из оксидов кремния плавится при температуре около  $1610^{\circ}\text{C}$ . Какие выводы о строении этих веществ в твердом состоянии можно сделать?

11. Какие вещества называются простыми и какие — сложными? Из пижеперечисленных названий выпишите отдельно названия простых и сложных веществ: кислород, вода, ртуть, оксид меди, железо, водород, сульфид железа, оксид ртути.

12. Как можно доказать, что кислород и водород — простые вещества, а вода и оксид ртути — сложные вещества? Как опытным путем можно доказать, что сульфид железа — сложное вещество? Каковы условия возникновения и течения реакции образования сульфида железа?

13. Чем отличаются по составу и свойствам смеси от химических соединений? Приведите примеры.

14. Что называется химическим элементом? Почему нельзя отождествлять понятия «химический элемент», «простое вещество», «атом»?

15. При разложении одного сложного вещества образуются оксид меди и вода. Какие химические элементы входят в состав этого вещества?

16. Что называется массой атома и в каких единицах она измеряется? Определите, во сколько раз масса атома серы больше массы атома водорода и массы атома кислорода.

17. Могут ли в состав какой-либо молекулы входить кислород или сера массой: а) 8 а. е. м.; б) 16 а. е. м.; в) 64 а. е. м.; г) 24 а. е. м.? Дайте объяснения.

18. Что обозначает химический знак или символ? Что называется коэффициентом? Начертите в тетрадях таблицу и впишите в нее по указанному ниже образцу следующие записи: 5C, 5H, O, 2H, 3Cu, 4S, 3Fe.

Химический знак химического элемента и коэффициент	Название химического элемента	Число атомов данного химического элемента	Масса (в а. е. м.)
5C	Углерод	5	$12 \cdot 5 = 60$

## § 9. Закон постоянства состава веществ

Вспомните, чем отличаются смеси от химических соединений по составу и свойствам (см. табл. 1, п. 1 и 2).

Какое вы можете сделать заключение о составе молекул природной воды и воды, полученной в химической лаборатории?

Для получения воды нужно смешать водород и кислород в массовом соотношении 1 : 8. Если же их смешать в другом соотношении масс, например, 3 г водорода смешать с 8 г кислорода, то химическая реакция произойдет, но 2 г водорода в реакцию не вступят. В определенных соотношениях масс реагируют и другие вещества.

*Возникает вопрос: почему наблюдается такая закономерность?*

Вам известно, что в молекуле воды (с. 14—16) на два атома водорода приходится один атом кислорода. Учитывая это и численные величины атомных масс, легко можно вычислить, каково соотношение масс водорода и кислорода в молекуле воды:

$$2A(H)_{a.e.m.} : A(O)_{a.e.m.} = 2 \cdot 1 : 1 \cdot 16 = 1 : 8.$$

Нетрудно понять, что таким же должно быть соотношение масс водорода и кислорода в любом количестве воды. Постоянным составом обладает большое число химических соединений.

Закон постоянства состава веществ был открыт французским ученым Ж. Прустом в 1799—1806 гг. Закон был сформулирован так:

**Каждое химически чистое вещество независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный состав.**

(Этот закон справедлив только для веществ, имеющих молекулярное строение.)

На основе закона постоянства состава можно производить различные расчеты.

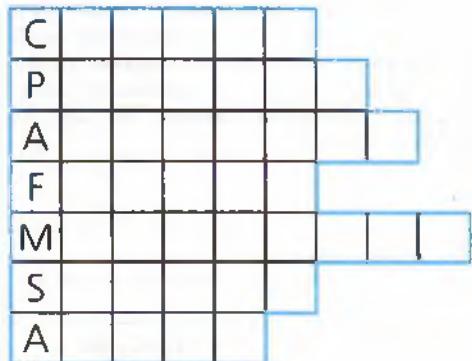


Рис. 14. Кроссворд «Латинские названия элементов».

Даны первые буквы латинских названий химических элементов. Перепишите схему в тетрадь. Вписав недостающие буквы в пустые клетки, вы получите латинские названия этих элементов. Дайте им русские названия и запишите в тетради их химические знаки

Французский химик. В период с 1799 по 1806 г. исследовал состав различных оксидов, сульфидов и других веществ. В результате открыл закон постоянства состава химических соединений.

Жозеф  
Луи  
Пруст  
(1754—1826)



**Задача.** Определите массу серы, реагирующей без остатка с 5 г медных опилок, если медь и сера в данном случае соединяются в соотношении масс 2 : 1.

**Решение.** 2 г меди соединяются с 1 г серы  
5 г меди соединяются с  $x$  г серы

$$2 \text{ г} : 5 \text{ г} = 1 \text{ г} : x \text{ г}$$

$$x = \frac{5 \cdot 1}{2} = 2,5 \text{ г серы}$$

На основе закона постоянства состава веществ можно решить задачи, в которых одно из веществ дано в избытке.

**Задача.** Смешали 2 г порошкообразной меди с 2 г порошкообразной серы. Смесь нагрели до начала химической реакции. Найдите массу сульфида меди, если известно, что медь с серой в данном случае соединяются в массовых отношениях 2 : 1.

**Решение.** Рассуждают так: если медь с серой реагируют в массовых отношениях 2 : 1, то это означает, что 2 г меди вступят в реакцию с 1 г серы и получится 3 г сульфида меди. 1 г серы в реакцию не вступит.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—3 (с. 31).

## § 10. Химические формулы. Относительная молекулярная масса

**Химические формулы.** На основе закона постоянства состава веществ можно вывести химические формулы. Рассмотрим это на конкретных примерах.

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...врач и ученый Т. Парацельс (1493—1541) писал: «Задача химии не изготовление золота и серебра, а получение лекарственных веществ». Он ввел в лечебную практику различные химические вещества и минеральные воды и, таким образом, явился основателем новой отрасли — ятрокимии. Эта отрасль науки объясняла причины болезней и показала пути их лечения в связи с химическими процессами, которые протекают в организме. Труды Парацельса изданы в 14 томах.

Нам известно, что в воде химические элементы водород и кислород связаны в массовых отношениях 1 : 8. Так как относительные атомные массы водорода и кислорода известны, то можно вычислить простейшее соотношение между числом атомов водорода и числом атомов кислорода в молекуле воды  $H_nO_m$ :

$$\frac{A(H) \text{ а. е. м.} \cdot n}{A(O) \text{ а. е. м.} \cdot m} = \frac{1}{8}, \text{ откуда}$$

$$\frac{n}{m} = \frac{1 \cdot 16}{8 \cdot 1} = \frac{2}{1}.$$

Отсюда состав воды можно выразить химической формулой  $H_2O$ . Цифра 2, стоящая справа внизу у знака элемента водорода, называется индексом.

Индекс в химических формулах обозначает число атомов (рис. 15).

Химическая формула — это условная запись состава вещества посредством химических знаков и индексов.

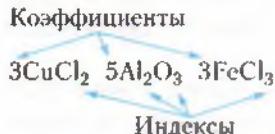


Рис. 15. Коэффициенты и индексы

Как вам известно, числа, стоящие перед химическими формулами (или перед химическими знаками), называются коэффициентами (см. рис. 15).

На рисунке 15 числа 3 и 5 — это коэффициенты, а числа 2 и 3 — индексы. Индекс «1» в химических формулах и коэффициент 1 перед химическими символами и формулами не пишут.

Представленные на рисунке формулы читаются так: три-купрум-хлор-два, пять-алюминий-два-о-три, три-феррум-хлор-три.

Запись  $5H_2O$  (пять-аш-два-о) следует понимать так: пять молекул воды образованы десятью атомами водорода и пятью атомами кислорода.

Химическая формула вещества выражает соотношение числа атомов элементов, образующих данное вещество.

Относительная молекулярная масса. Масса молекулы, так же как масса атома, выражается в атомных единицах массы.

Молекулярной массой вещества называют массу молекулы, выраженную в атомных единицах массы.

**Относительная молекулярная масса вещества показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода  $^{12}\text{C}$ .**

Относительная молекулярная масса — безразмерная величина и обозначается буквами  $M_r$ .

Выясним, какую информацию о веществе можно получить по его химической формуле.

1. Химическая формула вещества	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_2$
2. Название вещества	Вода	Углекислый газ
3. Одна молекула данного вещества	Одна молекула воды	Одна молекула углекислого газа
4. Качественный состав (из каких химических элементов данное вещество состоит)	В состав воды входят химические элементы водород Н и кислород О	В состав углекислого газа входят химические элементы углерод С и кислород О
5. Количественный состав (сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы данного вещества и каковы массовые соотношения элементов)	Молекула воды образована двумя атомами водорода Н и одним атомом кислорода О $2m(\text{H}) : m(\text{O}) =$ $= 2 : 16 = 1 : 8$	Молекула углекислого газа образована одним атомом углерода С и двумя атомами кислорода О $m(\text{C}) : 2m(\text{O}) =$ $= 12 : 32 = 3 : 8$
6. Относительная молекулярная масса	$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$	$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$
7. Количество вещества (моль) — один моль молекул	1 моль молекул $\text{H}_2\text{O}$	1 моль молекул $\text{CO}_2$
8. Молярная масса	$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$	$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$

Пользуясь химическими формулами, производят различные расчеты.

Многие твердые сложные вещества не имеют молекулярного строения, но их состав также изображают с помощью формул. Формулы веществ с немолекулярным строением, например  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{FeS}$  и т. п., отражают только соотношение атомов разных химических элементов в составе вещества. Такие формулы называют *формульными единицами*, а молекулярные массы, вычисленные по этим формулам, называют *формульными массами*.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 4–9, 11, 12 (с. 31–32).

## ▲ 1. Вычисление относительных молекулярных масс

**Задача.** Вычислите относительную молекулярную массу серной кислоты, химическая формула которой  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (аш-два-эс-о-четыре).

**Решение.** Для вычисления относительной молекулярной массы необходимо суммировать относительные атомные массы элементов, образующих соединение с учетом числа атомов:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98.$$

## 2. Вычисление массовых отношений химических элементов в сложном веществе

**Задача.** Вычислите массовые отношения элементов в серной кислоте, химическая формула которой  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

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

$$\frac{m(\text{H}) : m(\text{S}) : m(\text{O})}{1 + 16 + 32} = \frac{2 : 32 : 64}{49} = \frac{1 : 16 : 32}{1 + 16 + 32}$$

Это означает, что в 49 мас. ч. серной кислоты содержится 1 мас. ч. водорода, 16 мас. ч. серы и 32 мас. ч. кислорода. Массовые части можно выразить с помощью любых единиц массы (а. е. м., г, кг, т). Так, 49 г серной кислоты содержат 1 г водорода, 16 г серы и 32 г кислорода и соответственно 49 т содержат 1 т, 16 т и 32 т.

## 3. Вычисление массовых долей химических элементов в сложном веществе

**Задача.** Вычислите массовые доли элементов в серной кислоте ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

**Решение.** Вычисляем молекулярную массу серной кислоты в атомных единицах массы (с. 24—26):

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ а. е. м.} \cdot 2 + 32 \text{ а. е. м.} \cdot 1 + 16 \text{ а. е. м.} \cdot 4 = 98 \text{ а. е. м.}$$
$$m(\text{H}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = 2 \text{ а. е. м.} : 32 \text{ а. е. м.} : 64 \text{ а. е. м.} = 1 : 16 : 32$$

*Массовая доля* химического элемента  $\omega$  в сложном веществе равна отношению его массы в молекуле к молекулярной массе данного вещества:

$$\omega(\text{H}) = \frac{2 \text{ а. е. м.}}{98 \text{ а. е. м.}} = 0,0204, \text{ или } 2,04\%$$

$$w(\text{S}) = \frac{32 \text{ а.е.м.}}{98 \text{ а.е.м.}} = 0,3265, \text{ или } 32,65\%$$

$$w(\text{O}) = \frac{64 \text{ а.е.м.}}{98 \text{ а.е.м.}} = 0,6531, \text{ или } 65,31\%,$$

или 49 а. е. м.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержит 1 а. е. м. водорода, 16 а. е. м. серы и 32 а. е. м. кислорода.

#### 4. Вывод химических формул, если известны массовые доли химических элементов, входящих в состав данного вещества

**Задача.** Известно, что массовые доли натрия, серы и кислорода в данном веществе соответственно составляют 29,1%, 40,51%, 30,38%. Вычислите индексы в химической формуле вещества  $\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z$ .

**Решение.** Из условия задачи следует, что в 100 атомных единицах массы вещества 29,1 а. е. м. натрия, 40,51 а. е. м. серы и 30,38 а. е. м. кислорода. Если каждое из этих чисел разделить на атомные массы соответствующих элементов, то находим число атомов каждого элемента в 100 а. е. м. вещества:

$$\begin{aligned}29,1 \text{ а. е. м.} : 23 \text{ а. е. м.} &= 1,265 \text{ атомов Na,} \\40,51 \text{ а. е. м.} : 32 \text{ а. е. м.} &= 1,266 \text{ атомов S,} \\30,38 \text{ а. е. м.} : 16 \text{ а. е. м.} &= 1,899 \text{ атомов O}\end{aligned}$$

Отсюда соотношение чисел атомов в формуле вещества:

$$x:y:z = 1,265 : 1,266 : 1,899$$

Для устранения нецелочисленности атомов кислорода все числа атомов делим на наименьшее из них:

$$x:y:z = \frac{1,265}{1,265} : \frac{1,266}{1,265} : \frac{1,899}{1,265} = 1:1:1,5$$

Для устранения нецелочисленности атомов кислорода все числа атомов умножаем на два:

$$x:y:z = 1 \cdot 2 : 1 \cdot 2 : 1,5 \cdot 2 = 2:2:3$$

Эти числа принимаются в качестве индексов в простейшей формуле данного вещества —  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

?

1. Объясните реакцию соединения водорода с кислородом в свете учения об атомах. Почему эти элементы соединяются в массовых отношениях 1:8?

2. Известно вещество, в котором на 2 атома меди приходится 1 атом серы. В каких массовых отношениях нужно

взять медь и серу, чтобы оба вещества полностью вступили в реакцию?

3. Кем и когда был открыт закон постоянства состава? Дайте определение и поясните сущность этого закона с точки зрения учения об атомах.

4. Водород соединяется с серой в массовых отношениях 1:16. Используя данные об относительных атомных массах

этих элементов, выведите химическую формулу сероводорода. Какое значение имеет закон постоянства состава веществ для выведения химических формул?

5. Применяя сведения об относительных атомных массах химических элементов, составьте химическую формулу сульфата меди, если массовые отношения в нем меди, серы и кислорода соответственно равны 2:1:2.

6. Какое практическое значение имеет закон постоянства состава веществ?

7. Что показывает химическая формула? Приведите примеры.

8. Можно ли выразить массы сульфида железа (в. а. е. м.) следующими числами: а) 44; б) 176; в) 150; г) 264? Почему?

9. Напишите химические формулы веществ, если известно, что в состав их входят: а) атом железа и три атома хлора; б) два атома алюминия и три атома кислорода; в) атом кальция, атом углерода и три атома кислорода. Вычислите относительные формульные массы данных веществ.

10. Вычислите массовые доли элементов в процентах по формулам: 1)  $\text{CuSO}_4$  — сульфат меди; 2)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — оксид железа; 3)  $\text{HNO}_3$  — азотная кислота.

11. По образцу, приведенному на с. 29, поясните, что обозначают химические формулы:  $\text{HgO}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuO}$ .

12. Что означают записи:  $4\text{H}$ ,  $2\text{H}_2$ ,  $\text{HgO}$ ,  $5\text{FeS}$ ,  $3\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

## § 11. Валентность химических элементов

**Понятие о валентности.** Химические формулы можно вывести на основании данных о составе веществ. Однако чаще всего при составлении химических формул учитываются *валентности элементов*.

Рассмотрим химические формулы соединений некоторых элементов с водородом:

$\text{HCl}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3$	$\text{CH}_4$
хлороводород	вода	аммиак	метан

Как видно из приведенных примеров, каждый элемент (Cl, O, N, C) в данном соединении присоединяет определенное число атомов водорода. Таким же свойством обладают и другие элементы в различных соединениях. Понятию «валентность» можно дать следующее определение:

**Валентность — это свойство атома химического элемента присоединять или замещать определенное число атомов другого химического элемента.**

Атомы водорода не могут присоединять более одного атома другого химического элемента, поэтому валентность водорода принята за единицу. Валентность же других элементов можно выразить числом, показывающим, сколько атомов водорода может присоединить к себе атом данного элемента. Например, в молекуле хлороводорода атом хлора присоединяет один атом водорода, следовательно, хлор одновалентен. Валентность кислорода равна двум, ибо один атом присоединяет два атома водорода. Азот в молекуле аммиака трехвалентен, а углерод четырехвалентен. Это можно записать

Английский химик. В 1852 г. ввел понятие о соединительной силе. Это свойство атомов позже стали называть валентностью.

Эдуард  
Франкленд  
(1825—1899)



следующим образом:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ . (Численное значение валентности принято обозначать римскими цифрами, которые ставятся над знаками химических элементов.)

Валентность элементов определяют также по кислороду, который обычно двухвалентен. Например, ртуть  $\text{Hg}$  и медь  $\text{Cu}$  образуют оксида (соединения с кислородом)  $\text{HgO}$  и  $\text{CuO}$ . Так как кислород двухвалентен и в этих оксидах на один атом элемента приходится по одному атому кислорода, то ртуть и медь в этих соединениях двухвалентны.

Некоторые элементы (см. табл. 3) в разных соединениях проявляют различную валентность. Так, сера в оксиде серы(IV)  $\text{SO}_2$  имеет валентность, равную четырем, что и указано в скобках названия оксида, а в оксиде серы(VI)  $\text{SO}_3$  валентность серы равна шести.

Ответьте на вопросы 1—3 (с. 37).

## § 12. Определение валентности элементов по формулам их соединений.

### Составление химических формул по валентности

Определение валентности элементов по формулам их соединений. Зная формулу вещества, состоящего из двух химических элементов, и валентность одного из них, можно определить валентность другого элемента. Например, если дана формула оксида меди  $\text{CuO}$ , то валентность меди можно определить следующим образом. Валентность кислорода равна двум, а на один атом кислорода приходится один атом меди. Следовательно, валентность меди тоже равна двум.

Несколько сложнее определить валентность по формулам соединений, образованных не одним, а несколькими атомами химических элементов. Например, чтобы определить валентность железа в оксиде железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , рассуждают так. Валентность кислорода равна двум. Общее число единиц валентностей трех атомов кислорода равно шести ( $2 \cdot 3$ ). Следовательно,

шесть валентностей приходятся на два атома железа, а на один атом железа приходятся три единицы валентности (6 : 2).

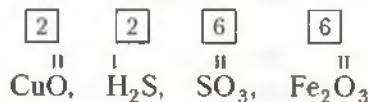
При определении валентности элемента по формуле вещества, состоящего из атомов двух элементов, следует учитывать, что *число единиц валентности всех атомов одного элемента должно быть равно числу единиц валентности всех атомов другого элемента*.

Итак, валентность элементов по формулам можно определить следующим образом:

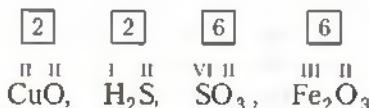
1. Пишут химическую формулу вещества и отмечают валентность известного элемента:



2. Находят и записывают общее число единиц валентности (наименьшее общее кратное) известного элемента:



3. Вычисляют и проставляют над химическими знаками валентность другого элемента. Для этого общее число единиц валентностей делят на индекс этого элемента:



**Составление химических формул по валентности.** Чтобы составить химическую формулу, необходимо знать валентность элементов, образующих данное химическое соединение (табл. 3).

Таблица 3. Валентность некоторых элементов в химических соединениях

Валентность	Химические элементы	Примеры формул соединений
I	<i>С постоянной валентностью</i> H, Na, K, Li	$\text{H}_2\text{O}$ , $\text{Na}_2\text{O}$
II	O, Be, Mg, Ca, Ba, Zn	$\text{MgO}$ , $\text{CaO}$
III	Al, B	$\text{Al}_2\text{O}_3$
I и II	<i>С переменной валентностью</i> Cu	$\text{Cu}_2\text{O}$ , $\text{CuO}$
II и III	Fe, Co, Ni	$\text{FeO}$ , $\text{Fe}_2\text{O}_3$
II и IV	Sn, Pb	$\text{SnO}$ , $\text{SnO}_2$
III и V	P	$\text{PH}_3$ , $\text{P}_2\text{O}_5$
II, III и VI	Cr	$\text{CrO}_2$ , $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , $\text{CrO}_3$
II, IV и VI	S	$\text{H}_2\text{S}$ , $\text{SO}_2$ , $\text{SO}_3$

При составлении химических формул можно соблюдать следующий порядок действий:

1. Пишут рядом химические знаки элементов, которые входят в состав соединения:



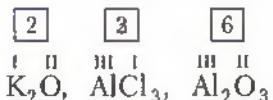
2. Над знаками химических элементов проставляют их валентность:



3. Определяют наименьшее общее кратное чисел, выражающих валентность обоих элементов:



4. Делением наименьшего общего кратного на валентность соответствующего элемента находят индексы (индекс «1» не пишут):



В названии веществ, образованных элементами с переменной валентностью, пишут в скобках цифру, показывающую валентность данного элемента в этом соединении. Например,  $\text{CuO}$  — оксид меди(II),  $\text{Cu}_2\text{O}$  — оксид меди(I),  $\text{FeCl}_2$  — хлорид железа(II),  $\text{FeCl}_3$  — хлорид железа(III).

Выполните упражнения 4—7 (с. 37). Решите задачи 1, 2 (с. 37).

## § 13. Атомно-молекулярное учение

Мы уже знаем, что многие вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов (с. 13—16). Сведения об атомах и молекулах объединяются в *атомно-молекулярное учение*. Вам известно, что разработкой этого учения занимался великий русский ученый М. В. Ломоносов. С тех пор прошло более двухсот лет, учение об атомах и молекулах получило дальнейшее развитие. Так, например, теперь известно, что не все вещества состоят из молекул. Большинство твердых веществ, с которыми мы встретимся в курсе неорганической химии, имеют немолекулярное строение.

Однако относительные молекулярные массы вычисляются как для веществ с молекулярным, так и для веществ с немолекулярным строением. Для последних понятия «молекула» и «относительная молекулярная масса» употребляют условно (см. с. 29).

Основные положения атомно-молекулярного учения можно сформулировать так:

1. Существуют вещества с молекулярным и немолекулярным строением.

2. Между молекулами имеются промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и температуры. Наибольшие расстояния имеются между молекулами газов. Этим объясняется их легкая сжимаемость. Труднее сжимаются жидкости, где промежутки между молекулами значительно меньше. В твердых веществах промежутки между молекулами еще меньше, поэтому они почти не сжимаются.

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

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

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

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

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

8. У веществ с молекулярным строением в твердом состоянии в узлах кристаллических решеток (с. 15—16) находятся молекулы. Связи между молекулами, расположенными в узлах кристаллической решетки, слабые и при нагревании разрываются. Поэтому вещества с молекулярным строением, как правило, имеют низкие температуры плавления.

9. У веществ с немолекулярным строением в узлах кристаллических решеток находятся атомы или другие частицы (с. 15—16). Между этими частицами существуют сильные химические связи, для разрушения которых требуется много энергии. Поэтому вещества с немолекулярным строением имеют высокие температуры плавления.

**Объяснение физических и химических явлений с точки зрения атомно-молекулярного учения.** Физические и химические явления получают объяснение с позиций атомно-молекулярного учения. Так, например, процесс диффузии, знакомый вам из курса физики, объясняется способностью молекул (атомов, частиц) одного вещества проникать между молекулами (атомами, частицами) другого вещества. Это происходит потому, что молекулы (атомы, частицы) находятся в непрерывном движении и между ними имеются промежутки.

Сущность химических реакций заключается в разрушении химических связей между атомами одних веществ и в перегруппировке атомов с образованием других веществ.

Ответьте на вопросы 8—12.

?

1. Что такое валентность химических элементов? Поясните это на конкретных примерах.

2. Почему валентность водорода принята за единицу?

3. В реакции железа с соляной кислотой один атом металла вытесняет два атома водорода. Как это можно объяснить, пользуясь понятием о валентности?

4. Определите валентность элементов по формулам:  $HgO$ ,  $K_2S$ ,  $B_2O_3$ ,  $ZnO$ ,  $MnO_2$ ,  $NiO$ ,  $Cu_2O$ ,  $SnO_2$ ,  $Ni_2O_3$ ,  $SO_3$ ,  $As_2O_5$ ,  $Cl_2O_7$ .

5. Даны химические символы элементов и указана их валентность. Составьте соответствующие химические формулы:

$LiO$ ,  $BaO$ ,  $PO$ ,  $SnO$ ,  $KO$ ,  $PH$ ,  $MnO$ ,  $FeO$ ,  $BO$ ,  
 $HS$ ,  $NO$ ,  $CrCl$ .

1. Вычислите относительные молекулярные массы: а) оксида железа(III); б) оксида фосфора(V); в) оксида марганца(VII).

6. Пользуясь данными таблицы 3 (с. 34), составьте химические формулы соединений с кислородом следующих химических элементов:  $Zn$ ,  $B$ ,  $Be$ ,  $Co$ ,  $Pb$ ,  $Ni$ . Назовите их.

7. Составьте формулы оксидов: меди(I), железа(III), вольфрама(VI), железа(II), углерода(IV), серы(VI), олова(IV), марганца(VII).

8. Изложите основные положения атомно-молекулярного учения.

9. Какие явления подтверждают: а) движение молекул; б) наличие между молекулами промежутков?

10. Чем отличается движение молекул в газах, жидкостях, твердых веществах?

11. Чем отличаются по своим физическим свойствам твердые вещества с молекулярным и немолекулярным строением?

12. Как объяснить физические и химические явления с точки зрения атомно-молекулярного учения?

2. Определите массовые доли элементов в оксидах меди(I) и в оксидах меди(II). Найденные массовые доли выразите в процентах.

## § 14. Закон сохранения массы веществ

Вещества вступают в химические реакции, в результате которых образуются другие вещества. Происходят ли какие-либо изменения с массой вещества в результате реакций? По этому вопросу ученые высказывали различные предположения.

Знаменитый английский химик Р. Бойль, прокаливая в открытой реторте различные металлы и взвешивая их до и после нагревания, обнаружил, что масса металлов становится больше. Основываясь на этих опытах, он не учитывал роль воздуха и сделал неправильный вывод, что масса веществ в результате химических реакций изменяется. Р. Бойль утверждал, что существует какая-то «огненная материя», которая в случае нагревания металла соединяется с металлом, увеличивая массу.

М. В. Ломоносов в отличие от Р. Бойля прокаливал металлы не на открытом воздухе, а в запаянных ретортах и взвешивал их до и после прокаливания. (Реторта с жаровней изображены на рис. 35, см. с. 61.) Он доказал, что масса веществ до и после реакции остается неизменной и что при прокаливании к металлу присоединяется какая-то часть воздуха. (Кислород в то

время не был еще открыт.) Результаты этих опытов он не опубликовал, хотя и сформулировал в виде закона в письме (1748): «Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупится к другому».

Независимо от М. В. Ломоносова закон сохранения массы открыл французский химик А. Лавуазье (1789).

В настоящее время этот закон формулируется так:

**Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ.**

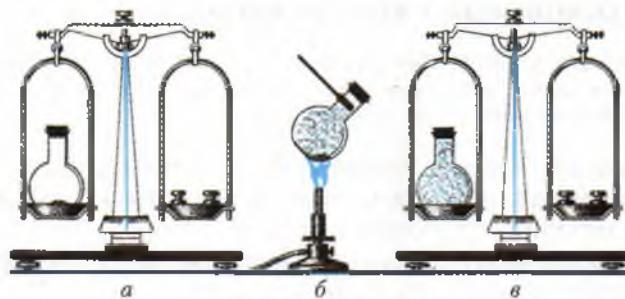
Подтвердить правильность закона сохранения массы веществ можно и на простом опыте. В колбу (рис. 16) помещают немного красного фосфора, закрывают пробкой и взвешивают на весах (а). Затем колбу с фосфором (б) осторожно нагревают. О том, что произошла химическая реакция, судят по появлению в колбе белого дыма, состоящего из частиц оксида фосфора(V). При вторичном взвешивании убеждаются, что в результате реакции масса веществ не изменилась (в).

С точки зрения атомно-молекулярного учения закон сохранения массы объясняется так: *в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка*. Так как число атомов до реакции и после остается неизменным, то их общая масса также не изменяется\*.

**Каково значение закона сохранения массы веществ?**

1. Открытие закона сохранения массы веществ способствовало дальнейшему развитию химии как науки.

2. На основании закона сохранения массы веществ производят практически важные расчеты. Например, можно вычислить, сколько потребуется



**Рис. 16.** Экспериментальная проверка закона сохранения массы веществ: а — взвешивание колбы с фосфором до реакции; б — горение фосфора в закрытой колбе; в — взвешивание колбы с продуктом реакции

\* Современная наука в формулировку закона внесла некоторые уточнения. Об этом рассказывается в курсе химии 11 класса.

исходных веществ, чтобы получить сульфид железа(II) массой 44 кг, если железо и сера вступают в реакцию в массовых отношениях 7 : 4. Согласно закону сохранения массы веществ при взаимодействии железа массой 7 кг и серы массой 4 кг образуется сульфид железа(II) массой 11 кг. А так как необходимо получить сульфид железа(II) массой 44 кг, т. е. в 4 раза больше, то и исходных веществ также потребуется в 4 раза больше: 28 кг железа (7 · 4) и 16 кг серы (4 · 4).

3. На основе закона сохранения массы веществ составляют уравнения химических реакций.

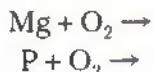
Ответьте на вопросы 1—3 (с. 47).

## § 15. Химические уравнения

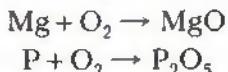
Химическим уравнением называют условную запись химической реакции посредством химических знаков и формул.

По химическому уравнению реакций можно судить о том, какие вещества вступают в реакцию и какие образуются. Чтобы составить уравнение реакции, поступают следующим образом:

1. В левой части уравнения пишут формулы веществ, вступающих в реакцию, а затем ставят стрелку. При этом нужно помнить, что молекулы простых газообразных веществ почти всегда состоят из двух атомов ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$  и т. д.):



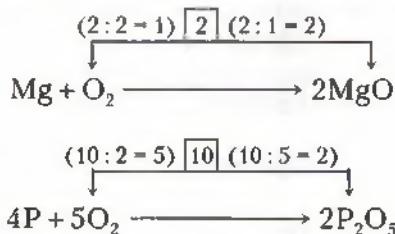
2. В правой части (после стрелки) пишут формулы веществ, образующихся в результате реакции:



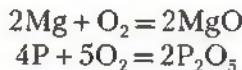
Мы получили схемы химических реакций.

3. Уравнение реакции составляют на основе закона сохранения массы веществ, т. е. слева и справа должно быть одинаковое число атомов. Это достигается расстановкой коэффициентов перед формулами веществ. Вначале уравнивают число атомов, которых в реагирующих веществах содержится больше. В наших примерах это атомы кислорода. Находят наименьшее общее кратное чисел атомов кислорода в левой и правой частях схемы. В реакции магния с кислородом наименьшим общим кратным является число 2, а в примере с фосфором — число 10. При делении наименьшего общего кратного на число соответствующих атомов (в приведенных при-

мерах — на число атомов кислорода) в левой и в правой частях схемы находят соответствующие коэффициенты, как показано ниже:



Уравнивают число атомов остальных химических элементов и заменяют стрелку знаком равенства. В наших примерах следует уравнять число атомов магния и фосфора:



Для того чтобы началась реакция, во многих случаях требуется нагревание. Тогда в уравнениях реакций над знаком равенства ставят знак *t*.

Если в результате реакции выделяется газ, рядом с его формулой ставят стрелку вверх ↑, а если вещество выпадает в осадок, то рядом с формулой этого вещества ставят стрелку вниз ↓.

Выполните упражнение 4 (с. 47).

## § 16. Типы химических реакций

Химические реакции можно подразделить на четыре основных типа: 1) разложения; 2) соединения; 3) замещения; 4) обмена (с. 95).

С реакцией разложения вы ознакомились на примере разложения воды (с. 14—16). Реакция соединения вам известна из примера взаимодействия серы с железом (с. 17—18).

Чтобы познакомиться с реакцией замещения, можно выполнить следующий опыт. В голубой раствор хлорида меди(II)  $\text{CuCl}_2$  опускают очищенный железный гвоздь (или железные опилки). Гвоздь (опилки) тотчас покрывается налетом меди, а раствор из голубого становится зеленоватым, так как вместо хлорида меди(II)  $\text{CuCl}_2$  образуется хлорид железа(II)  $\text{FeCl}_2$ . Происходящую химическую реакцию выражают химическим уравнением



При сравнении рассмотренных выше химических реакций можно дать им определения и выявить их особенности (схема 6).

Схема 6



Выполните упражнения 5—6 (с. 47).

## § 17. Количество вещества.

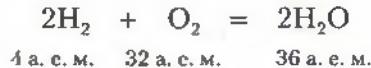
### Моль. Молярная масса

Повторите учебный материал о химической формуле (§ 10).

Каждую химическую реакцию мы рассматриваем с *качественной стороны*, т. е. определяем, какие вещества вступают в реакцию, и с *количественной стороной*, т. е. в каких массовых отношениях реагируют эти вещества без остатка. Нас интересуют не только массовые отношения, но и отношения числа частиц (атомов, молекул), вступающих в данную реакцию.

В качестве примера рассмотрим образование воды при горении водорода в кислороде.

а) Каковы массовые отношения?



б) Каковы отношения числа частиц?



\* С реакциями обмена вы ознакомитесь в дальнейшем (с. 95).

Если какую-либо химическую реакцию рассматривают с точки зрения числа частиц (атомов, молекул), то применяют физическую величину «количество вещества» (обозначается греческой буквой  $\nu$  — «ню»).

Единицей количества вещества является моль.

**Моль — это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул), сколько содержится атомов углерода в 0,012 кг (12 г) углерода  $^{12}\text{C}$ .**

Экспериментально доказано, что 1 моль любого вещества содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул, атомов или других частиц.

Число  $6,02 \cdot 10^{23}$  названо *числом Авогадро* (в честь итальянского ученого А. Авогадро, см. с. 153). Таким образом, число атомов, молекул или других частиц в 12 г  $^{12}\text{C}$  равно числу Авогадро, а число таких структурных элементов в 1 моль любого вещества равно  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль $^{-1}$ :

$$N_A = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Число  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль $^{-1}$  названо *постоянной Авогадро*.

**Молярная масса.** Рассматривая химические реакции, нетрудно заметить, что для их практического осуществления целесообразно пользоваться величиной «количество вещества». Например, для проведения реакции железа с серой необходимо, чтобы на каждый атом железа в реакцию вступал один атом серы.

В реакции водорода с кислородом каждые две молекулы водорода реагируют с одной молекулой кислорода. Поэтому возникает вопрос: *в каких массовых отношениях следует брать вещества, чтобы в них содержалось необходимое число частиц?*

Для этого используют понятие «молярная масса» вещества.

**Молярная масса вещества — это масса одного моля вещества.**

Молярная масса  $M$  вещества равна отношению массы  $m$  вещества к соответствующему количеству вещества  $\nu$ :

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

Например:  $M(\text{H}_2\text{O}) = \frac{36 \text{ г}}{2 \text{ моль}} = 18 \text{ г/моль}$ .

Как видно, молярная масса вещества численно равна массе 1 моль, т. е. массе  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц данного вещества.

Молярную массу обозначают буквой  $M$  и выражают обычно в граммах на моль (г/моль). Например:  $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$ ;  $M(\text{FeS}) = 88 \text{ г/моль}$ ;  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$ ;  $M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}$ .

Следует отметить, что молярная масса численно совпадает с массой атома или молекулы (в а. е. м.) и с относительной атомной или молекулярной массой (табл. 4).

Таблица 4. Величины относительных атомных, молекулярных и молярных масс

Формула вещества	Массы атомов и молекул (m, а. е. м.)	Относительные атомные и молекулярные массы ( $M_r$ )	Молярные массы ( $M$ , г/моль)
$\text{H}_2$	2	2	2
$\text{O}_2$	32	32	32
$\text{CO}_2$	44	44	44
$\text{H}_2\text{O}$	18	18	18
$\text{FeS}$	88	88	88
Fe	56	56	56
P	31	31	31

▲ *Почему  $M_r$  и  $M$  вещества численно совпадают?*

Масса молекулы вещества в граммах равна произведению  $M_r$  на массу атомной единицы массы ( $1,66057 \cdot 10^{-24}$  г). Если это произведение еще умножить на  $N_A$ , то получим массу моля в граммах:

$$M_r \cdot \text{моль}^{-1} = M_r \cdot 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} (\text{моль}^{-1})$$

Если учесть, что произведение  $1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} (\text{моль}^{-1})$  равно 1 г · моль<sup>-1</sup>, то получается очень простое соотношение:

$$M(\text{г} \cdot \text{моль}^{-1}) = 1(\text{г} \cdot \text{моль}^{-1}) \cdot M_r$$

Это значит, что численная величина массы моля вещества  $M_r \cdot \text{моль}^{-1}$  должна быть численно равна относительной молекулярной массе  $M_r$ , и для нахождения численной величины  $M_r \cdot \text{моль}^{-1}$  достаточно по молекулярной химической формуле вещества вычислить относительную молекулярную массу  $M_r$ .

Соответствие различных величин массы (г) определенным значениям числа атомов и количеству вещества (моль) можно найти, используя формулу  $M = \frac{m}{v}$  и значение постоянной Авогадро  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>. Результаты расчета на примере железа и серы приведены в таблице 5.

Данные этой таблицы наглядно показывают, в каких массовых и в каких количественных отношениях следует смешивать железо с серой, чтобы на один атом железа приходился один атом серы, т. е. чтобы эти вещества полностью прореагировали. Подобные

1 моль C	1 моль Fe
$6,022 \cdot 10^{23}$ атомов C	$6,022 \cdot 10^{23}$ атомов Fe
$M(C) =$	$M(Fe) =$
$= 12 \text{ г/моль}$	$= 56 \text{ г/моль}$

расчеты могут быть сделаны по уравнениям химических реакций. Так, по уравнению реакции железа с серой получаем следующие данные:

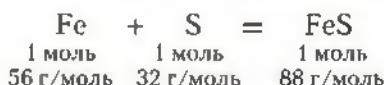


Таблица 5

Масса ( <i>m</i> , г)		Число атомов ( <i>n</i> )		Количество вещества (v, моль)	
Fe	S	Fe	S	Fe	S
56	32	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$	1,0	1,0
28	16	$3,01 \cdot 10^{23}$	$3,01 \cdot 10^{23}$	0,5	0,5
14	8	$1,505 \cdot 10^{23}$	$1,505 \cdot 10^{23}$	0,25	0,25
7	4	$7,5 \cdot 10^{22}$	$7,5 \cdot 10^{22}$	0,125	0,125
3,5	2	$3,75 \cdot 10^{22}$	$3,75 \cdot 10^{22}$	0,0625	0,0625

Используя соотношение между массой и количеством вещества, можно решать различные химические задачи.

▲ 1. Вычисление массы вещества по известному количеству вещества  
**Задача.** В реакции с серой взаимодействуют 0,5 моль железа. Определите массу железа, которую следует взять для реакции.

**Решение.** Используем формулу

$$M = \frac{m}{v};$$

$$m = M \cdot v;$$

$$m = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 28 \text{ г}$$

Ответ: 28 г железа.

2. Вычисление количества вещества по известной массе вещества

**Задача.** В результате реакции получено 22 г сульфида железа(II). Какое количество сульфида железа(II) соответствует этой массе?

**Решение.**  $M(\text{FeS}) = 88 \text{ г/моль}$ . Далее рассуждают так:

88 г FeS соответствуют 1 моль

22 г —→ —→ —→ *x* моль

$$88 \text{ г} : 22 \text{ г} = 1 \text{ моль} : x \text{ моль};$$

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...в Мировом океане в 1 т воды содержится примерно 7 мг золота. Это означает, что общая масса этого дорогостоящего металла в воде океана составляет 10 млрд т.

$$x = \frac{22 \cdot 1}{88} = 0,25;$$

$$x = 0,25 \text{ моль FeS}$$

Задачу можно решить также, используя формулу

$$M = \frac{m}{v}; \quad v = \frac{m}{M} = \frac{22}{88} = 0,25; \quad v = 0,25 \text{ моль}$$

Ответ: 0,25 моль сульфида железа(II).

### 3. Вычисления по химическим уравнениям массы или количества вещества по известной массе или количеству одного из вступающих или получающихся в реакции веществ

Какой последовательности действий следует придерживаться при решении задач по уравнениям химических реакций?

1. Если вещества даны с примесями, то сначала вычисляют массу чистого вещества. Примеры расчетов будут рассмотрены в дальнейшем.

2. Составляют уравнение химической реакции.

3. В уравнении одной чертой подчеркивают химические формулы веществ, массы которых указаны в условии задачи, а двумя чертами — формулы тех веществ, массы которых требуется вычислить.

4. По уравнению реакции определяют количества (моль) тех веществ, формулы которых подчеркнуты.

5. Найденные значения пишут под соответствующими химическими формулами и производят вычисления.

**Задача 1.** Каковы масса и количество воды, которая образовалась при сгорании 8 г водорода?

Решение.

1) Вычисляем массу:

$$\begin{array}{rcl} 2\text{H}_2 + \text{O}_2 = \underline{\underline{2\text{H}_2\text{O}}} & & \left| \begin{array}{l} M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}; \quad m(\text{H}_2) = 4 \text{ г} \\ M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}; \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 36 \text{ г} \end{array} \right. \\ \begin{array}{c} 4 \text{ г} \\ 8 \text{ г} \end{array} & \begin{array}{c} 36 \text{ г} \\ x \text{ г} \end{array} & \end{array}$$

$$4 \text{ г} : 8 \text{ г} = 36 \text{ г} : x \text{ г};$$

$$x = \frac{8 \cdot 36}{4} = 72;$$

$$x = 72 \text{ г воды}$$

2) Вычисляем количество воды:

$$\begin{array}{rcl} v = \frac{m}{M} = \frac{8}{2} = 4 & & 2\text{H}_2 + \text{O}_2 = \underline{\underline{2\text{H}_2\text{O}}} \\ & & \begin{array}{c} 2 \text{ моль} \\ 4 \text{ моль} \end{array} \quad \begin{array}{c} 2 \text{ моль} \\ x \text{ моль} \end{array} \\ v = 4 \text{ моль H}_2 & & \end{array}$$

$$2 \text{ моль} : 4 \text{ моль} = 2 \text{ моль} : x \text{ моль};$$

$$x = \frac{4 \cdot 2}{2} = 4;$$

$$x = 4 \text{ моль воды}$$

Вычисление можно производить и так:

$$18 \text{ г H}_2\text{O соответствуют 1 моль}$$

$$72 \text{ г} \longrightarrow \longrightarrow \longrightarrow x \text{ моль}$$

$$18 \text{ г} : 72 \text{ г} = 1 \text{ моль} : x \text{ моль};$$

$$x = \frac{72 \cdot 1}{18} = 4;$$

$$x = 4 \text{ моль H}_2\text{O}$$

Ответ: 1) 72 г воды (по массе). 2) 4 моль H<sub>2</sub>O (по количеству вещества).

**Задача 2.** Какое количество воды получится, если в реакцию горения водорода вступило 16 г кислорода?

Решение.

$$2\text{H}_2 + \underline{\text{O}_2} = \underline{\underline{\text{H}_2\text{O}}} \quad \left| \begin{array}{l} M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \\ M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} \end{array} \right.$$

$$32 \text{ г} \quad 2 \text{ моль}$$

$$16 \text{ г} \quad x \text{ моль}$$

$$32 \text{ г} : 16 \text{ г} = 2 \text{ моль} : x \text{ моль};$$

$$x = \frac{16 \cdot 2}{32} = 1;$$

$$x = 1 \text{ моль H}_2\text{O}$$

Ответ: 1 моль H<sub>2</sub>O.

**Задача 3.** При горении водорода образовалось 9 г воды. Определите массу и количество кислорода, вступившего в реакцию.

Решение.

1) Вычисляем массу:

$$2\text{H}_2 + \underline{\text{O}_2} = \underline{\underline{\text{H}_2\text{O}}} \quad \left| \begin{array}{l} M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \\ M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} \\ m(\text{H}_2\text{O}) = 36 \text{ г} \end{array} \right.$$

$$32 \text{ г} \quad 36 \text{ г}$$

$$x \text{ г} \quad 9 \text{ г}$$

$$32 \text{ г} : x \text{ г} = 36 \text{ г} : 9 \text{ г};$$

$$x = \frac{32 \cdot 9}{36} = 8;$$

$$x = 8 \text{ г O}_2$$

2) Вычисляем количество вещества (моль):

$$32 \text{ г O}_2 \text{ соответствуют 1 моль}$$

$$8 \text{ г O}_2 \longrightarrow \longrightarrow x \text{ моль}$$

$$32 \text{ г} : 8 \text{ г} = 1 \text{ моль} : x \text{ моль};$$

$$x = \frac{8 \cdot 1}{32} = 0,25;$$

$$x = 0,25 \text{ моль } O_2$$

Вычисление можно производить и используя формулу  $v = \frac{m}{M}$ :

$$v = \frac{m}{M} = \frac{8}{32} = 0,25;$$

$$v = 0,25 \text{ моль } O_2$$

Ответ: 1) 8 г  $O_2$ . 2) 0,25 моль  $O_2$ .

В дальнейшем курсе химии вы встретитесь со многими задачами различной степени трудности, в которых используются химические уравнения.

Ответьте на вопросы 7—10 (с. 47). Решите задачи 1, 2 (с. 48).

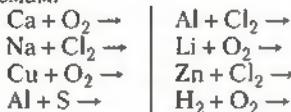
?

1. Кем, когда и как был открыт закон сохранения массы? Приведите формулировку закона и объясните его с точки зрения атомно-молекулярного учения.

2. В реторту (рис. 35) насыпали порошок цинка, закрыли газоотводную трубку зажимом, реторту взвесили и содержимое прокалили. Когда реторта остыла, ее вновь взвесили. Изменилась ли ее масса и почему? Затем открыли зажим. Остались ли чашки весов в равновесии и почему?

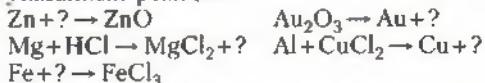
3. Какое теоретическое и практическое значение имеет закон сохранения массы веществ? Приведите примеры.

4. Придерживаясь ранее приведенной последовательности (см. с. 39—40) и учитывая валентность элементов, составьте уравнения реакций по следующим схемам:



5. Напишите по два уравнения реакций каждого из известных вам типов и объясните их с точки зрения атомно-молекулярного учения.

6. Перепишите приведенные ниже схемы реакций, вместо знаков вопроса напишите формулы соответствующих веществ, расставьте коэффициенты и поясните, к какому типу относится каждая из указанных реакций:



7. Почему в химии применяют физическую величину «количество вещества» и в каких единицах она измеряется? Ответ поясните примерами.

8. Составьте 2—3 уравнения известных вам химических реакций и поясните, в каких массовых и количественных соотношениях реагируют вещества.

9. Что означает физическая величина «молярная масса» и чем она отличается от физических величин «молекулярная масса», «масса атома», «относительная молекулярная масса» и «относительная атомная масса»? Почему численно эти физические величины совпадают?

10. Дано уравнение реакции  $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ . Согласно этому уравнению составьте таблицу, показывающую соотношения между массой реагирующих веществ в граммах, числом атомов и количеством вещества, по аналогии с данными таблицы 5 (с. 44).

Решите задачи.

1. По уравнению реакции  $2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$  найдите массу и количество сульфида алюминия  $\text{Al}_2\text{S}_3$ , если в реакцию вступает 4,5 г алюминия.

2. Вычислите массу и количество кислорода, прореагировавшего с медью, если образовалось 4 г оксида меди(II).

## Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете

Многие химические вещества едкие — могут вызывать ожоги. Встречаются ядовитые вещества. Некоторые вещества легко воспламеняются или взрывоопасны. Поэтому при работе с веществами нужно строго соблюдать правила техники безопасности, описания которых имеются в каждом химическом кабинете. Коротко ознакомимся с основными из них.

1. Не трогайте вещества, посуду и не приступайте к работе без разрешения учителя.

2. Вещества нельзя брать руками и проверять их на вкус.

3. При выяснении запаха веществ нельзя подносить сосуд близко к лицу, так как вдыхание паров и газов может вызвать раздражение дыхательных путей. Для ознакомления с запахом нужно ладонью руки сделать движение от отверстия сосуда к носу (рис. 17).

4. Не наливайте и не перемешивайте реактивы вблизи лица. При нагревании нужно направлять отверстие пробирки или колбы в сторону от себя и соседей.

5. Без указания учителя не смешивайте неизвестные вам вещества.

6. При выполнении опытов пользуйтесь небольшими дозами веществ. Вещества берите только шпателем или ложечкой и в тех количествах, которые указаны в описании работы; если таких указаний нет, то объемы веществ не должны превышать 1 см<sup>3</sup>.

7. Особую осторожность соблюдайте при работе с кислотами и щелочами. *Если случайно кислота или щелочь попадет на руки или на одежду, то немедленно смойте ее большим количеством воды.*

8. При разбавлении кислот водой всегда помните следующее правило: *кислоты следует медленно тонкой струей при перемешивании наливать в воду, а не наоборот.*

9. Всегда пользуйтесь только чистой лабораторной посудой.

10. Остатки веществ не высypайте и не вливайте обратно в сосуд с чистыми веществами.

11. Горячую посуду по внешнему виду невозможно отличить от холодной. Прежде чем взять посуду рукой, убедитесь, что она остыла. В случае термического ожога нужно охладить обожженную поверхность (холодной водой, льдом из холодильника).



Рис. 17. Только так нужно нюхать незнакомые вещества

и обработать противоожоговой мазью или аэрозолем; если ожог сильный — обратитесь к врачу.

12. Не бросайте в раковину фильтровальную бумагу, вату, стекла от разбитой посуды.

13. Перед работой с опасными химическими реагентами (щелочами, кислотами и др.) составьте план эксперимента, наденьте защитный щиток или очки.

14. При работе со спиртовкой и электронагревателем соблюдайте следующие правила:

1) Пользуясь спиртовкой, нельзя ее зажигать от другой спиртовки, ибо может пролиться спирт и возникнет пожар.

2) Чтобы погасить пламя спиртовки, ее следует закрыть колпачком.

3) Перед включением электронагревателя в сеть проверьте, не повреждена ли изоляция электрического провода нагревателя.

4) Если при включении электронагревателя в сеть не происходит нагревание, сообщите об этом учителю.

5) При работе с электронагревателем (рис. 18) не допускайте загрязнения спирали накаливания.

6) После окончания работы обязательно отключите электронагреватель от сети.

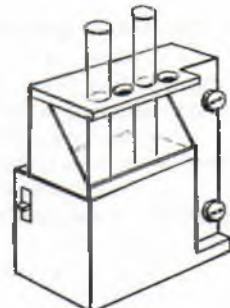


Рис. 18. Электронагреватель

## Лабораторные опыты

Перед выполнением лабораторных опытов ознакомьтесь с правилами техники безопасности (см. выше).

### 1. Рассмотрение веществ с различными физическими свойствами

Руководствуясь схемой 1 (с. 5), охарактеризуйте физические свойства поваренной соли, сахара, алюминия, цинка, железа, меди, воды, серы. Свои наблюдения запишите в тетради.

### 2. Разделение смеси

Разделение смеси, состоящей из порошков железа и серы

1. На один листочек бумаги насыпьте примерно  $1 \text{ см}^3$  порошкообразной серы, а на другой — столько же порошкообразного железа (или железных опилок).

2. Отметьте цвет этих веществ. Половину порошка серы и порошка железа всыпьте в отдельные пробирки с водой и наблюдайте, что происходит.

3. Проверьте действие магнита на порошок серы и на порошок железа (другая половина).

4. Приготовьте смесь из порошков железа и серы. Затем оставшуюся смесь всыпьте в стакан с водой. Что наблюдаете?

На основании наблюдений сделайте вывод: на каких свойствах железа и серы основано разделение их смеси?

### 3. Примеры физических явлений

1. Поместите в фарфоровую чашечку небольшой кусочек парафина. Чашечку с парафином поместите в пламя. После расплавления парафина потушите пламя. Когда чашечка остынет, рассмотрите парафин.

Задание. Что произошло с парафином? К каким явлениям следует отнести изменения парафина при нагревании? Ответ обоснуйте.

2. Возьмите стеклянную трубочку (диаметр примерно 5 мм) и поместите ее средней частью в пламя газовой горелки или спиртовки. После сильного накаливания стекла попытайтесь трубочку согнуть или растянуть.

Задание. Какое явление произошло со стеклянной трубочкой? Дайте обоснованный ответ.

### 4. Примеры химических явлений

Опыт 1. Накалите в пламени медную пластинку или проволоку. Затем выньте ее из пламени и счистите ножом на клочок бумаги образовавшийся черный налет. Опыт повторите несколько раз.

Задания. 1. Сравните свойства образовавшегося черного порошка и металлической меди. 2. Какое явление вы наблюдали в этом опыте?

Опыт 2. Налейте в пробирку 1 мл пероксида водорода и насыпьте немного оксида марганца(IV). Происходит бурное выделение газа. Опустите в пробирку тлеющую лучинку. Тлеющая лучинка загорается.

Задания. 1. Какой газ выделился? 2. Какие признаки подтверждают, что произошли химические реакции?

### 5. Ознакомление с образцами простых и сложных веществ, минералов и горных пород, металлов и неметаллов

1. Даны подписанные образцы простых и сложных веществ.

Задания. 1. Расположите отдельно в один ряд простые вещества, а в другой — сложные вещества. 2. Простые вещества разделите на металлы и неметаллы.

2. Даны образцы горных пород и минералов: гранит, кварц, песок, глина, поваренная соль, слюда, полевой шпат, известняк.

Задания. 1. На основе знаний из курса естествознания и жизненного опыта разделите выданные вам образцы минералов и горных пород на две группы. 2. Поясните, по каким признакам вы отличили горные породы от минералов.

### 6. Разложение основного карбоната меди(II) $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$

Опыт. Поместите немного порошка основного карбоната меди(II) в пробирку и закройте ее пробкой с газоотводной трубкой.

Проверьте герметичность собранного прибора. Для этого конец газоотводной трубки опустите в стакан с водой не глубже чем на 1 см, а пробирку зажмите в руке. Если при этом в воду выделяются пузырьки воздуха, то прибор собран герметично (объясните почему). Если пузырьки воздуха не выделяются, то необходимо проверить, прочно ли соединены отдельные детали прибора.

Закрепите пробирку в штативе так, как показано на рисунке 19 (дноышко пробирки должно быть немного выше, чем ее отверстие).

Конец газоотводной трубки опустите в стакан с известковой водой. Сначала обогрейте в пламени всю пробирку, а затем нагрейте ее в том месте, где находится порошок. Цвет порошка из зеленого становится черным, на стенках пробирки появляются капельки воды, известковая вода мутнеет.

Задания. 1. Сравните свойства образовавшегося черного порошка с веществом, которое получилось при прокаливании медной пластинки, и сделайте вывод.

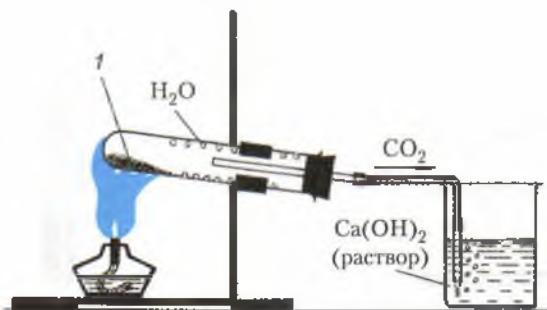


Рис. 19. Разложение основного карбоната меди(II): 1 — основный карбонат меди

2. Какой газ выделился при опыте? 3. Почему при нагревании основного карбоната меди(II) пробирку надо держать в наклонном положении?

### 7. Реакция замещения меди железом

Опыт. Налейте в пробирку (примерно на  $\frac{1}{4}$  ее объема) раствор хлорида меди(II) и опустите в него очищенный железный гвоздь: поверхность гвоздя покрывается медью. Выньте гвоздь из раствора, рассмотрите его и поместите в тот же раствор немного железных опилок. Через некоторое время железные опилки покрываются медью, а цвет раствора меняется с голубого на зеленоватый.

Задания. 1. Какие признаки свидетельствуют о том, что произошла химическая реакция? 2. Объясните эту реакцию с точки зрения атомно-молекулярного учения. Составьте соответствующее уравнение.

## Практическая работа 1

**Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с лабораторным штативом, со спиртовкой, электронагревателем; изучение строения пламени.**

Перед выполнением практических работ еще раз ознакомьтесь с правилами техники безопасности (с. 48—49).

**1. Приемы обращения с лабораторным штативом.** Устройство лабораторного штатива показано на рисунке 20. Штатив служит для закрепления приборов при выполнении опытов.

При закреплении в штативе пробирка должна быть зажата в лапке так, чтобы она не выпадала и вместе с тем чтобы ее можно было передвигать. Крепко зажатая пробирка может лопнуть. Пробирку зажимают не на середине, а около отверстия. Для того чтобы вынуть пробирку из штатива, нужно ослабить винт.

При закреплении на штативе стакана его ставят на специальную сетку, помещенную на кольцо штатива.

Фарфоровую чашку помещают на кольцо штатива без сетки.

**2. Приемы обращения с газовой горелкой, спиртовкой и электронагревателем.** О правилах и приемах обращения со спиртовкой и электронагревателем смотрите текст на с. 49.

**3. Изучение строения пламени.** При внимательном рассмотрении пламени можно различить три его зоны (рис. 21). В нижней его части З происходит смешивание образующихся газов с воздухом. Если быстро внести в эту часть пламени головку



Рис. 20. Лабораторный штатив



Рис. 21. Строение пламени

спички и подержать ее некоторое время, то спичка загорается не сразу. Следовательно, в этой части пламени температура невысокая. Если в нижнюю часть пламени внести стеклянную трубочку и к ее отверстию приблизить зажженную спичку, то появляется пламя. Это доказывает, что в нижней части пламени имеются несгоревшие газы.

Средняя часть пламени (2) является самой яркой. Это объясняется тем, что здесь под влиянием относительно высокой температуры происходит разложение углеродсодержащих продуктов и окисляющиеся частицы угля сильно накаляются и излучают свет.

Во внешней части пламени (1) происходит полное сгорание газов с образованием оксида углерода(IV)  $\text{CO}_2$  и воды  $\text{H}_2\text{O}$ . Вследствие этого пламя в этой части не светящееся.

## Практическая работа 2

### Очистка поваренной соли

**1. Растворение загрязненной поваренной соли** (смесь соли с песком). В стакан с загрязненной солью налейте примерно 20 мл воды. Чтобы ускорить растворение, содержимое стакана перемешайте стеклянной палочкой (осторожно, не касаясь стенок стакана). Если при этом соль не растворится, добавляйте понемногу воду до тех пор, пока соль не растворится.

**2. Очистка полученного раствора при помощи фильтрования.** Для изготовления фильтра листок фильтровальной бумаги шириной в два раза больше диаметра воронки дважды сложите пополам, примерьте к воронке и отрежьте по дуге, так чтобы край бумаги был на 0,5 см ниже края воронки (рис. 22). Раскрытий фильтр поместите в воронку и смочите водой, расправьте его, чтобы он плотно примыкал к воронке. Воронку вставьте в кольцо штатива. Конец ее должен касаться внутренней стенки стакана, в котором собирается отфильтрованный раствор. Мутный раствор налейте на фильтр по стеклянной палочке (рис. 6, см. с. 10). В стакан стечет прозрачный фильтрат.

**3. Выпаривание раствора.** Полученный фильтрат вылейте в фарфоровую чашку и поставьте ее на кольцо штатива (рис. 7, см. с. 10). Нагревайте в пламени, периодически перемешивая фильтрат до полного испарения воды. Полученную соль сравните с исходной.

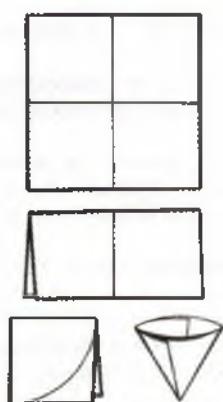


Рис. 22. Изготовление фильтра

## § 18. Кислород, его общая характеристика и нахождение в природе

### Общая характеристика

## Химический знак — О

Относительная атомная масса  $A_r$  (O) = 16

Химическая формула —  $O_2$

Относительная молекулярная масса  $M_r(O_2) = 32$

В соединениях кислород обычно двухвалентен

**Нахождение в природе.** Кислород — самый распространенный химический элемент в земной коре (рис. 23). Воздух содержит 0,209 объемных долей, или 20,9% газа кислорода, что составляет приблизительно  $\frac{1}{5}$  по объему.

Кислород входит в состав почти всех окружающих нас веществ. Так, например, вода, песок, многие горные породы и минералы, составляющие земную кору, содержат кислород. Кислород является также важной частью многих органических соединений, например белков, жиров и углеводов, имеющих исключительно большое значение в жизни растений, животных и человека.

Ответьте на вопрос 1 (с. 59).

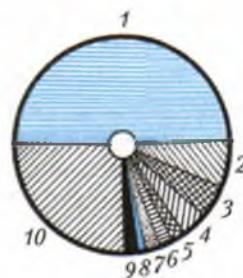
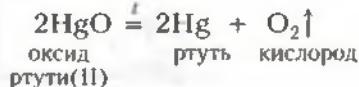


Рис. 23. Распространение элементов

- в природе (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%

## § 19. Получение кислорода

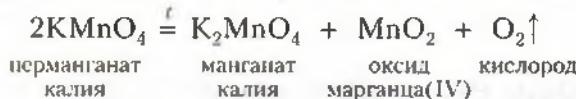
**Получение в лаборатории.** Впервые кислород был получен английским ученым Дж. Пристли 1 августа 1774 г. При накаливании оксида ртути(II) Пристли получил «воздух»:



Ученый решил исследовать действие полученного газа на пламя свечи. Каково же было его удивление, когда под действием этого газа пламя свечи стало ослепительно ярким. Еще больше он был удивлен, когда в струе полученного газа сгорела, разбрасывая искры, железная проволока. Мыши, поме-

щенные в сосуд с этим газом, дышали легко, но скоро погибали. Сам ученый попробовал вдыхать этот газ и отметил, что он «помогает легким дышать».

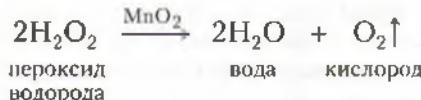
В школьной лаборатории чаще всего кислород получают из перманганата калия  $KMnO_4$ . При нагревании перманганата калия протекает реакция:



Из курсов природоведения и ботаники вам известно, что кислород, выделяющийся в этих реакциях, можно собрать методом вытеснения воздуха (рис. 24) или над водой (рис. 25).

Как вам известно, о заполнении сосуда кислородом можно судить по вспыхиванию тлеющей лунички.

Многие химические реакции ускоряются в присутствии некоторых веществ. Например, оксид марганца(IV) ускоряет реакцию разложения пероксида водорода  $H_2O_2$ :



Если в пробирку (рис. 26) поместить немного этого вещества и прилить разбавленный водный раствор пероксида водорода  $H_2O_2$ , то даже без нагревания начинается бурная реакция с выделением кислорода. После фильтрования смеси можно убедиться, что на фильтре остается столько же оксида марганца(IV), сколько его было взято. Оставшийся после реакции оксид марганца(IV) можно использовать вновь. Следовательно, оксид марганца(IV) ускоряет реакцию разложения пероксида водорода, но сам при этом не расходуется.

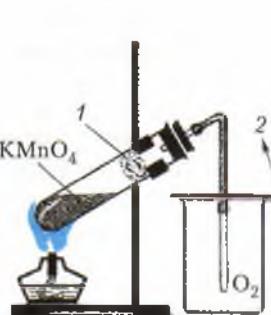


Рис. 24. Собирание кислорода методом вытеснения воздуха: 1 — стекловата; 2 — воздух

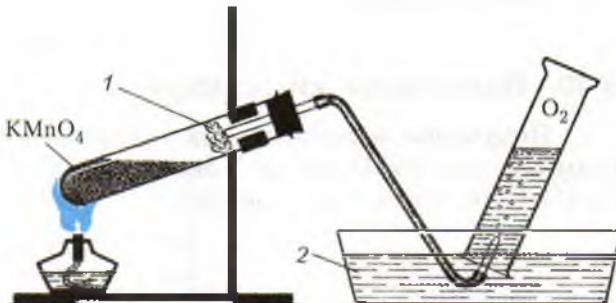
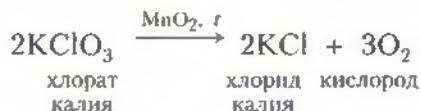


Рис. 25. Собирание кислорода методом вытеснения воды: 1 — стекловата; 2 — вода

*Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами при этом не расходуются, называют катализаторами.*

В лаборатории кислород можно получить и из бертоллетовой соли  $\text{KClO}_3$ . Бертоллетова соль — легко разлагающееся вещество, свое название она получила по имени открывшего ее французского химика Бертолле, современника Дж. Пристли:



Эта реакция ускоряется в присутствии катализатора — оксида марганца(IV).

Катализаторы широко применяют в химической промышленности. С их помощью удается повысить производительность химических процессов, снизить себестоимость выпускаемой продукции и более полно использовать сырье.

**Получение в промышленности.** В промышленности кислород получают из воздуха. Воздух представляет собой смесь различных газов; основные компоненты в нем — азот и кислород. Для получения кислорода воздух под давлением сжижают. Так как температура кипения жидкого азота ( $-196^{\circ}\text{C}$ ) ниже температуры кипения жидкого кислорода ( $-183^{\circ}\text{C}$ ), то азот испаряется, а жидкий кислород остается. Газообразный кислород хранят в стальных баллонах под давлением 15 МПа.

Ответьте на вопросы 2–3 (с. 59).

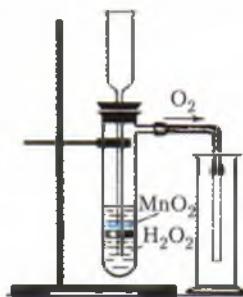


Рис. 26. Ускорение  
реакции разложения  
пероксида водорода в  
присутствии оксида  
марганца(IV)

## § 20. Свойства кислорода

**Физические свойства.** Кислород — бесцветный газ, без вкуса и запаха, относительно малорастворим в воде (в 100 объемах воды при температуре 20 °С растворяется 3,1 объема кислорода). Кислород немного тяжелее воздуха: 1 л кислорода при нормальных условиях весит 1,43 г, а 1 л воздуха — 1,29 г. (Нормальные условия — сокращенно: н. у. — температура 0 °С и давление 760 мм рт. ст., или 1 атм  $\approx$  0,1 МПа.) При давлении 760 мм рт. ст. и температуре  $-183^{\circ}\text{C}$  кислород сжижается, а при снижении температуры до  $-218,8^{\circ}\text{C}$  затвердевает.



Рис. 27. Горение угля в кислороде



Рис. 28. Горение серы в кислороде



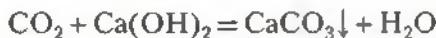
Рис. 29. Горение фосфора в кислороде



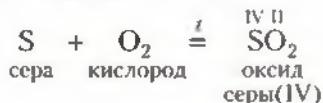
Рис. 30. Горение железа в кислороде

**Химические свойства.** Кислород при нагревании энергично реагирует со многими веществами, при этом *выделяются теплота и свет*. Такие реакции называют *реакциями горения*.

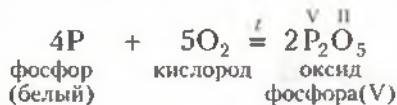
Если опустить в сосуд с кислородом  $O_2$  тлеющий уголек (рис. 27), то он раскаляется добела и сгорает, образуя оксид углерода(IV)  $CO_2$ . Чтобы определить, какое образовалось вещество, в сосуд наливают известковую воду — раствор гидроксида кальция  $Ca(OH)_2$ . Она мутнеет, так как при этом образуется нерастворимый карбонат кальция  $CaCO_3$ :



Сера горит в  $O_2$  ярким синим пламенем (рис. 28) с образованием газа с резким запахом\* — оксида серы(IV):



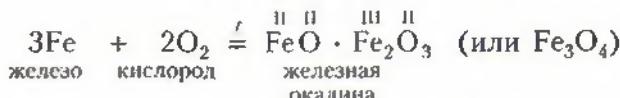
Фосфор Р сгорает в  $O_2$  ярким пламенем (рис. 29) с образованием белого дыма\*, состоящего из твердых частиц оксида фосфора(IV):



В кислороде горят и такие вещества (рис. 30), которые обычно считают негорючими, например железо. Если к тонкой стальной проволоке прикрепить спичку, зажечь ее и опустить в сосуд с кислородом, то от спички загорится и железо. Горение железа происходит с треском и разбрасыванием ярких раскаленных искр — расплавленных капель железной окалины  $Fe_3O_4$ . В этом соединении два атома железа трехвалентны и один двухвалентен.

\* Опыты проводят в вытяжном шкафу.

Поэтому реакцию горения железа в кислороде можно выразить следующим уравнением:



Взаимодействие вещества с кислородом относится к *реакциям окисления*.

**Горение — это химическая реакция, при которой происходит окисление веществ с выделением теплоты и света.**

Как вы в дальнейшем убедитесь, понятие «окисление» является более общим, чем понятие «горение». (Сущность процесса окисления рассмотрена на с. 149—152.)

В большинстве случаев при взаимодействии веществ с кислородом образуются оксиды.

**Оксиды — это сложные вещества, которые состоят из двух элементов, одним из которых является кислород.**

Почти все химические элементы образуют оксиды. Исключением являются лишь некоторые инертные элементы (с. 61). Известны химические элементы, которые непосредственно с кислородом не соединяются. К ним относятся золото Au и некоторые другие. Оксиды этих элементов получают косвенным путем.

Обобщенные сведения об оксидах и их свойствах даны на с. 89—92.

Ответьте на вопросы 4—7 (с. 60). Решите задачи 1, 2 (с. 60).

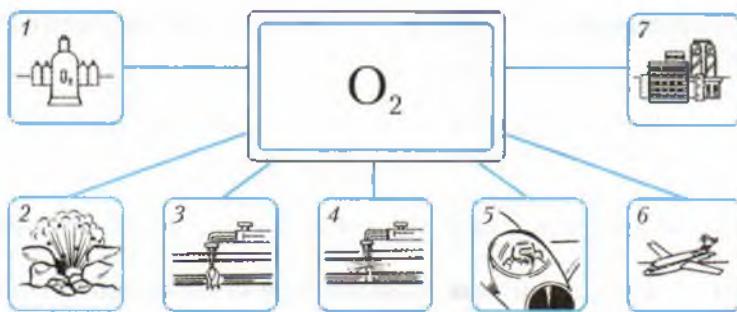
## § 21. Применение кислорода. Круговорот кислорода в природе

Применение кислорода основано на его химических свойствах (рис. 31). В больших количествах кислород используют для ускорения химических реакций в разных отраслях химической промышленности и в металлургии. Например, при выплавке чугуна для повышения производительности доменных печей в них подают воздух, обогащенный кислородом.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
**ЧТО...**

...на сгорание в двигателе автомашины 38 л бензина (объем бензобака «Жигулей») расходуется 77 000 л кислорода или 390 000 л воздуха.

Такой объем кислорода потребляют 30 человек при дыхании в сутки.



**Рис. 31.** Применение кислорода: 1 — в медицине; 2 — на взрывных работах; 3 — для сварки металлов; 4 — для резки металлов; 5 — в авиации для дыхания; 6 — в авиации для двигателей; 7 — в металлургии



**Рис. 32.** Ацетилено-кислородная горелка:  
1 — сжигаемый газ

необходимы в высотных полетах.

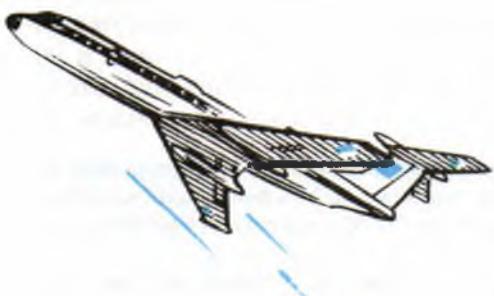
Кислород расходуется в громадных количествах на многие химические реакции, например на сжигание топлива (рис. 33).

Из сказанного видно, что очень много кислорода расходуется на разнообразную деятельность человека, тратится на процессы дыхания человека, животных, растений, а также на процессы гниения. Человек при дыхании в

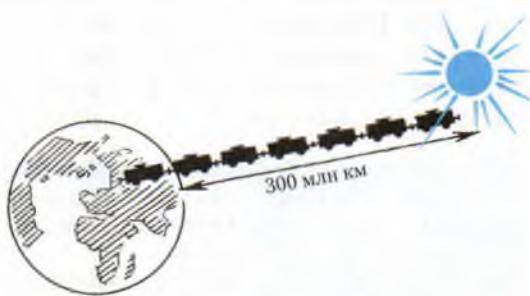
При сжигании смеси ацетилена (рис. 32) или водорода с кислородом в специальных горелках температура пламени достигает  $3000^{\circ}\text{C}$ . Такое пламя используется для сварки металлов. Если берут кислород в избытке, то пламенем можно резать металл.

Жидкий кислород применяют в ракетных двигателях.

В медицине кислород служит для облегчения затрудненного дыхания. В этом случае кислородом заполняют специальные подушки. Кислородные маски



**Рис. 33**



**Рис. 34**

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...современный пассажирский самолет при полете в течение 9 ч расходует 50—75 т кислорода. За то же время примерно столько же кислорода выделяют в процессе фотосинтеза 25 000—50 000 га леса.

текущее 1 мин в среднем употребляет  $0,5 \text{ дм}^3$  кислорода, в течение суток —  $720 \text{ дм}^3$ , а в год —  $262,8 \text{ м}^3$  кислорода. Можно рассчитать, что все жители земного шара (5 миллиардов) в течение года для дыхания используют 1578 миллиардов кубических метров кислорода. Если такой объем кислорода при нормальном давлении поместить в железнодорожные цистерны, то поезд был бы протяженностью более 300 млн км, что равняется расстоянию до Солнца и обратно (рис. 34).

Но все же общая масса кислорода в воздухе заметно не изменяется. Это объясняется процессом *фотосинтеза*, происходящим в зеленых растениях на свету. В результате этого процесса выделяется кислород.

▲ С фотосинтезом вы уже знакомились в курсе ботаники. Упрощенно процесс фотосинтеза изображают так:



Так в природе происходит непрерывный круговорот кислорода.

В целях сохранения кислорода в воздухе вокруг городов и крупных промышленных центров создаются зоны зеленых насаждений. Специальная служба систематически контролирует содержание кислорода в воздухе. При необходимости применяют меры по устранению загрязнения воздуха.

Ответьте на вопросы 8–12 (с. 60). Решите задачу 3 (с. 60).

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

... первоначальное открытие кислорода принадлежит китайскому ученому VIII в. Мао Хоа, который за 1000 лет до А. Лавуазье установил, что в состав воздуха входит газ, поддерживающий горение и дыхание.

1. Назовите химический элемент, наиболее распространенный в земной коре. В состав каких соединений входит этот элемент и каково его содержание в воздухе?

## 2. Как получают кислород в лаборатории и в промышленности? Напишите

уравнения соответствующих реакций. Чем отличаются эти способы друг от друга?

3. Что такое катализаторы и каково их значение в химических процессах? Какие выводы вы можете сделать о значении катализаторов в катализитических процессах в производстве некоторых продуктов химической промышленности?

4. Охарактеризуйте физические и химические свойства кислорода. Составьте уравнения соответствующих химических реакций. Под формулами веществ напишите их названия, а над формулами проставьте валентность элементов в соединениях.

5. Какие процессы относятся к процессам окисления? Какие вещества называют оксидами? Напишите уравнения химических реакций, в результате которых образуются оксиды следующих химических элементов: а) кремния; б) цинка; в) бария; г) водорода; д) алюминия. Дайте названия этим оксидам.

6. При разложении основного карбоната меди (минерала малахита)  $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$  образуются три оксида. Напишите уравнение реакции.

7. Составьте уравнения реакций, протекающих при горении: а) фосфора; б) алюминия.

8. По рисунку 31 перечислите области применения кислорода.

9. На конкретных примерах поясните, как происходит круговорот кислорода в природе.

10. Что делается в вашей местности для поддержания определенного содержания кислорода в воздухе? В чем

1. Вычислите содержание элементов (в %): а) в оксиде серы(IV); б) в перманганате калия  $\text{KMnO}_4$ .

2. Определите, какое из соединений железа —  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  или  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  — богаче железом.

может заключаться ваше участие в этой деятельности?

11. Повторить и обобщить знания о веществах можно по плану, который представлен в таблице на примере кислорода. Начертите в тетрадях эту таблицу и заполните ее.

	Кислород
Общая характеристика	
Нахождение в природе	
Получение:	
а) в лаборатории	
б) в промышленности	
Физические свойства	
Химические свойства	
Применение	

12. Какое значение имеет кислород в жизни растений и животных? В живых организмах при окислении глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  выделяется необходимая для их жизнедеятельности энергия. Напишите уравнение этой реакции, если известно, что в итоге образуются оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  и вода  $\text{H}_2\text{O}$ .

3. Известно, что в организме человека содержится по массе 65% кислорода. Вычислите, сколько кислорода содержится в вашем организме.

## § 22. Воздух и его состав

**Состав воздуха.** Вопрос о составе воздуха в науке был решен не сразу.

В 1774 г. французский ученый А. Лавуазье доказал, что воздух — это смесь в основном двух газов — азота и кислорода. Он нагревал металличе-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ

ЧТО...

...о сложном составе воздуха высказывался итальянский ученый и художник Леонардо да Винчи в XV в.

скую ртуть в реторте на жаровне (рис. 35) в течение 12 суток. Конец реторты был подведен под колокол, поставленный в сосуд с ртутью. В результате уровень ртути в колоколе поднялся примерно на  $\frac{1}{5}$ . На поверхности ртути в реторте образовалось вещество оранжевого цвета — оксид ртути. Оставшийся под колоколом газ был непригоден для дыхания. Этим опытом было доказано, что в воздухе содержится примерно  $\frac{4}{5}$  азота и  $\frac{1}{5}$  кислорода (по объему).

Качественный состав воздуха можно доказать в следующем опыте. Сжигают фосфор в воздухе под колоколом. При этом вода в колоколе поднимается примерно на  $\frac{1}{5}$ , так как при горении фосфора расходуется только кислород, азот в реакцию не вступает (рис. 36).

В конце XIX в. исследованиями было доказано, что в состав воздуха, кроме кислорода и азота, входят еще 5 газообразных простых веществ: гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe. Долгое время не удавалось получить соединения этих элементов. Поэтому их называли благородными газами. Кроме того, в воздухе содержатся оксид углерода(IV) и водяные пары. Примерный состав воздуха показан в таблице 6.

Таблица 6. Состав воздуха

Составные части	Содержание газов (в %)	
	по объему	по массе
Азот	78,08	75,50
Кислород	20,95	23,10
Благородные газы (в основном аргон)	0,94	1,30
Оксид углерода(IV)	0,03	0,046

С каждым годом расширяется область применения благородных газов. Легкость и негорючность гелия используют при заполнении им воздушных шаров и дирижаблей. В инертной среде аргона производят электросварку легкоокисляющихся металлов. Неоном, аргоном, криптоном и ксеноном за-



Рис. 35. Опыт Лавуазье по определению состава воздуха



Рис. 36. Сжигание фосфора под колоколом: *а* — горение фосфора; *б* — уровень воды поднялся на  $\frac{1}{5}$  объема



полняют электрические лампочки. Смесь гелия с кислородом применяют для дыхания при проведении подводных работ. Если через разреженные благородные газы пропускать электрический ток, то они излучают свет разной окраски. Например, аргон дает синее свечение, неон — красное. Поэтому их используют для световых реклам и в маяках.

Ответьте на вопросы 1—4 (с. 69).

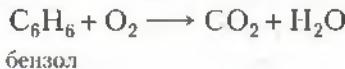
**Горение веществ в воздухе.** С горением веществ в кислороде вы уже познакомились. При горении веществ в воздухе образуются, как правило, те же продукты, т. е. различные оксиды. Однако горение веществ в воздухе происходит медленнее, чем в кислороде, так как последнего в воздухе содержится  $\frac{1}{5}$  часть (по объему).

Вам уже известно, что при горении атомы простых веществ соединяются с атомами кислорода и образуются оксиды. Теперь выясним, как происходит горение сложных веществ.

При горении парафиновой свечи в химическом стакане на его стенках появляются капельки воды. А если в стакан налить известковую воду, то она мутнеет, что доказывает наличие оксида углерода(IV). Образование воды и оксида углерода(IV) при горении свечи можно объяснить так. Парафин — это смесь сложных веществ, состоящих из двух элементов — углерода и водорода. Атомы углерода и водорода при горении соединяются с атомами кислорода с образованием оксида углерода(IV) и воды. Таким образом, при горении сложного вещества образуются оксиды тех химических элементов, которые входят в состав сложного вещества.

При составлении уравнений реакций горения сложных веществ рекомендуется придерживаться определенного порядка.

1. Записывают формулы исходных и образующихся веществ:



2. Уравнивают число атомов элементов, входящих в состав сгоревшего вещества:

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
**ЧТО...**

...в 1860 г. в воздухе содержалось 0,0028%  $\text{CO}_2$ . В настоящее время содержание  $\text{CO}_2$  в воздухе повысилось и достигает 0,035—0,036%. Почему? Оказывается, что повышение  $\text{CO}_2$  в воздухе замедляет остыивание поверхностных слоев Земли, а это может привести к ускоренному таянию ледников (порождает так называемый парниковый эффект). Какие последствия это может иметь?

...воздух при своем движении, т. е. ветер, может дать энергию, в несколько раз превышающую общее количество всех других учтенных энергетических запасов России.

Французский химик. В 1774 г. экспериментально доказал состав воздуха и опроверг теорию о гипотетическом флогистоне — якобы составной части горючих тел. Флогистону приписывался отрицательный вес.

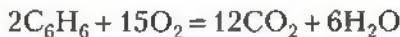
Антуан  
Лавуазье  
(1743—1794)



3. Если в правой части уравнения получается нечетное число атомов кислорода (в данном случае 15), то все коэффициенты удваиваются, кроме коэффициента перед  $\text{O}_2$ :



4. В заключение подсчитывают число атомов кислорода в правой части уравнения и ставят коэффициент перед формулой  $\text{O}_2$ :



Этим приемом расстановки коэффициентов пользуются в тех случаях, если в реакции участвуют газы, молекулы которых состоят из двух атомов, например  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2$  и т. д.

**Условия возникновения и прекращения горения, меры по предупреждению пожаров.** Для того чтобы началось горение, необходимы два условия: 1) нагревание горючего вещества до температуры воспламенения; 2) доступ кислорода.

Температура воспламенения веществ различна. Сера и дерево воспламеняются при температуре около  $270^\circ\text{C}$ , уголь — около  $350^\circ\text{C}$ , а белый фосфор — около  $40^\circ\text{C}$ .

Для прекращения горения следует либо охладить вещество ниже температуры воспламенения, либо прекратить к нему доступ кислорода. При тушении пожара водой создаются оба условия: вода охлаждает горящие предметы, а ее пары затрудняют к ним доступ воздуха. Кроме того, для прекращения доступа воздуха часто используют песок, оксид углерода(IV), который получают в огнетушителях, взрывчатые вещества (при взрыве образуется относительный вакуум и прекращается горение). Этот прием используется при тушении пожаров в случаях горения нефти и ее продуктов.

▲ **Медленное окисление.** Если какое-либо вещество медленно реагирует с кислородом, то теплота выделяется постепенно. Такой процесс называют **медленным окислением**.

Явление медленного окисления наблюдается довольно часто. Например, в процессе гниения (окисления) навоза выделяется теплота, которая может использоваться в парниках.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 5—10 (с. 69).

## § 23. Термический эффект химических реакций

**Реакции экзотермические и эндотермические.** Химические реакции протекают в различных условиях. Во многих случаях, например при горении бензина, природного газа и других горючих веществ, нагревание требуется только для возникновения реакции (нагревание служит как бы толчком). При таких реакциях выделяется теплота.

**Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют экзотермическими** (от греч. «экзо» — наружу).

Известны и такие реакции, для протекания которых требуется нагревание или приток другого вида энергии, необходимые как для возникновения, так и для продолжения данной реакции. Например, известняк превращается в жженую известь при непрерывном нагревании в течение всего процесса разложения. Вода разлагается в результате притока электрической энергии, которая необходима не только для возникновения реакции, но и для ее протекания.

**Реакции, протекающие с поглощением энергии, называют эндотермическими** (от греч. «эндо» — внутрь).

Химические реакции на практике используются не только для получения различных веществ, но и как источник энергии. Поэтому необходимо научиться рассчитывать количество выделяющейся или поглощающейся энергии в виде теплоты по уравнениям химических реакций.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
**ЧТО...**

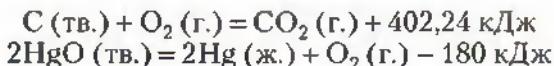
...если с помощью ветряных генераторов полученную энергию использовать для сжигания воздуха, то дальше можно разделять воздух на его составные части — кислород и азот. Ими в жидком состоянии можно заполнять баллоны. Использование кислорода вам известно. Но азот можно использовать в автомашинах. При переходе азота из жидкого в газообразное состояние создается давление, которое можно использовать для работы двигателей. Система зажигания и бензин в таком случае оказываются ненужными. Такие двигатели экологически чистые. Почему?

...в атмосфере Земли примерно 78%  $N_2$  и 21%  $O_2$  (по объему). При обычной температуре эти вещества друг с другом не реагируют. Но в двигателях внутреннего сгорания образуются оксиды с общей формулой  $N_xO_y$ . Эти оксиды сильно отравляют воздух и образуют в городах смог.

**Термохимические уравнения.** При составлении химических уравнений выделение или поглощение теплоты условно обозначают знаком  $Q$ :



Количество энергии, которое выделяется или поглощается в химических реакциях, может быть измерено при помощи калориметра (см. курс физики). Подставив вместо  $Q$  его численное значение, химические уравнения изображают так:



*Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называют тепловым эффектом реакции.*

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

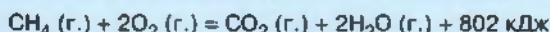
В термохимических уравнениях, в отличие от обычных химических, обязательно указывают агрегатное состояние вещества (твердое, жидкое, газообразное).

Пользуясь термохимическими уравнениями, можно производить различные расчеты.

**Превращение и сохранение энергии при химических реакциях.** Вам уже известно, что под действием постоянного тока вода разлагается

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
**ЧТО...**

...при сгорании природного газа, в состав которого входит преимущественно метан  $\text{CH}_4$ , выделяется много энергии согласно уравнению



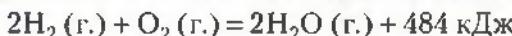
Как и где используется энергия этого процесса? Используете ли вы энергию сгорания метана?

...общая масса кислорода на нашей планете составляет  $10^{15}$  т. Сколько поездов потребуется для перевозки этой массы, если известно, что одним составом можно перевезти 2000 т жидкого кислорода?

(с. 14—15). В виде термохимического уравнения этот процесс можно записать так:



Энергия, которая в этом процессе поглощается, не исчезает. Она аккумулируется в образующихся веществах — в кислороде  $\text{O}_2$  и водороде  $\text{H}_2$ . Это означает, что полученные кислород  $\text{O}_2$  и водород  $\text{H}_2$  на 484 кДж богаче энергией, чем исходное вещество — вода  $\text{H}_2\text{O}$ . В том, что это действительно так, можно убедиться, проделав обратную реакцию, т. е. путем сжигания водорода получить воду. Опыт показывает, что при этом выделяется такое же количество энергии, которое было затрачено на разложение воды:



Выделяющаяся при химических реакциях энергия может быть превращена в другие виды энергии. Так, например, при сжигании топлива в соответствующих устройствах выделяющаяся энергия превращается в электрическую и т. д. При этом все эти процессы протекают в соответствии с законом сохранения и превращения энергии.

### Расчеты по термохимическим уравнениям.

**Задача.** При взаимодействии 7 г железа с серой выделилось 12,15 кДж. На основании этих данных составить термохимическое уравнение реакции.

**Решение.** Находим, сколько выделяется теплоты при взаимодействии 1 моль железа с серой.

При взаимодействии 7 г Fe выделилось 12,15 кДж

При взаимодействии 56 г Fe выделилось  $x$  кДж

$$7 \text{ г} : 56 \text{ г} = 12,15 \text{ кДж} : x \text{ кДж};$$

$$x = \frac{56 \cdot 12,15}{7} = 97,2;$$

$$x = 97,2 \text{ кДж}$$

Отсюда термохимическое уравнение следующее:



Ответьте на вопросы 11—13 (с. 69). Решите задачи 1, 2 (с. 69).

## ▲ § 24. Топливо и способы его сжигания

**Виды топлива.** На практике используют топливо трех видов: *твердое, жидкое и газообразное*.

К твердому топливу относят антрацит, каменный уголь, бурый уголь, горючие сланцы, торф и дрова.

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...за последние три столетия было 7 очень теплых лет, но оказывается, что все они были в прошедшее десятилетие. О чем это свидетельствует?

Качество топлива определяется его *теплотворной способностью*, т. е. количеством теплоты (в килоджоулях), которое выделяется при сгорании 1 кг топлива. Теплотворная способность топлива тем выше, чем оно богаче углеродом.

Ископаемые угли используются не только в виде топлива. Примерно  $\frac{1}{4}$  добывших углей подвергают нагреванию без доступа воздуха (пиролиз). В результате получают кокс и различные вещества, которые используют для производства пластмасс, красителей, лекарственных веществ и др. Добыча и использование природного топлива, в том числе ископаемых углей, в нашей стране непрерывно растет.

К жидкому топливу относятся продукты переработки нефти: *бензин*, *керосин*, *мазут* и др. Теплотворная способность нефти и ее продуктов исключительно велика.

**Сжигание топлива.** В промышленности твердое топливо сжигают в печах непрерывного действия. Принцип непрерывности осуществляется при помощи подвижной колосниковой решетки (рис. 37), на которую непрерывно подается твердое топливо. Так как скорость реакций, в которых участвуют твердые вещества, зависит от площади их поверхности, а последняя — от степени измельчения веществ, то в целях более рационального сжигания сооружаются печи, в которых твердое топливо можно сжечь в пылеобразном состоянии (рис. 38). Подобным образом сжигают и жидкое топливо (рис. 39).

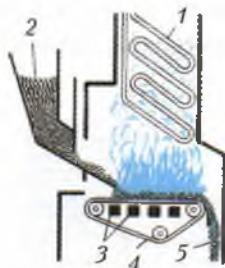


Рис. 37. Сжигание твердого топлива: 1 — трубы с водой; 2 — топливо; 3 — колосники; 4 — отверстие для подачи воздуха; 5 — шлак

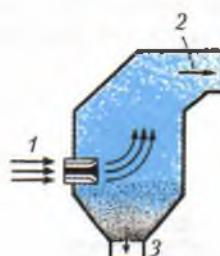


Рис. 38. Сжигание твердого топлива в пылеобразном состоянии: 1 — воздух и угольная пыль; 2 — дымовой газ; 3 — зола

С каждым годом все больше в качестве топлива используют горючие газы. Для сжигания газообразное топливо и воздух подают в топку по металлической трубке (рис. 40). Для сжигания газообразного топлива служат также особые керамические печи, в которых горючий газ и необходимое количество воздуха подаются в мельчайшие каналы, где происходит сгорание.

Газообразное топливо имеет ряд преимуществ перед твердым топливом: а) экономически более выгодна добыча и транспортировка; б) упрощается устройство топок и облегчается труд человека при подаче топлива в печь; в) упрощается управление процессом горения и облегчается соблюдение гигиены труда; г) достигается более полное и рациональное сжигание топлива; д) заметно устраняется загрязнение окружающей среды.

**Задача атмосферного воздуха от загрязнений.** В воздухе больших городов, где много заводов, содержание оксида углерода(IV) может быть значительно выше среднего показателя 0,03% (по объему). В промышленных районах в воздух попадают и другие примеси, например оксид серы(IV), оксиды азота и пыль. В нашей стране проводится ряд мероприятий по борьбе с загрязнением воздуха. Так, например, в дымоходах ставят фильтры — поглотители вредных газов, в городах культивируют зеленые насаждения. Кроме того, на крупных заводах, в метро и т. д. устраивают мощные сооружения для очистки воздуха от пыли, бактерий, вредных газов и иногда для обогащения воздуха кислородом.

▲ Находящийся в земной атмосфере оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  хорошо пропускает солнечное излучение, чем способствует нагреву поверхности планеты. Он поглощает тепловое излучение Солнца и Земли. В результате повышается температура воздушной атмосферы — это так называемый парниковый эффект. Он может привести к таянию ледников, повышению уровня вод Мирового океана, наступлению океана на сушу и другим нежелательным явлениям. Поэтому перед человечеством стоит неотложная задача существенно сократить сжигание газа, нефти, каменного угля и других видов топлива. Какие альтернативные источники энергии в этом плане наиболее перспективны?

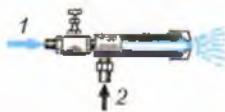


Рис. 39. Сжигание жидкого топлива: 1 — жидкое топливо; 2 — воздух

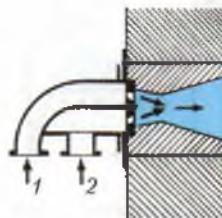


Рис. 40. Сжигание газообразного топлива: 1 — воздух; 2 — газ

?

1. Каково содержание в воздухе газов по объему и по массе? Подумайте, почему в воздухе кислорода по массе больше, чем по объему, а для азота существует обратная зависимость.

2. Какими опытами можно определить содержание кислорода и азота в воздухе?

3. Как опытным путем А. Лавуазье доказал состав воздуха?

4. Какие вы знаете благородные газы? Перечислите области их применения.

5. Чем отличается горение веществ в кислороде от их горения в воздухе?

6. В чем сходство и различие горения простых и сложных веществ? Поясните на примерах.

7. Пользуясь вышеприведенными указаниями (см. с. 62–63), составьте уравнения реакций горения следующих веществ: а) бария; б) алюминия; в) лития;

1. Какое количество теплоты выделяется при сжигании 100 л водорода, взятого при нормальных условиях? Термохимическое уравнение реакции:

г) фосфора; д) водорода; е) сероводорода  $H_2S$ ; ж) этана  $C_2H_6$ ; з) ацетилена  $C_2H_2$ .

8. Каковы условия возникновения и прекращения горения? Какие средства тушения пожара нужно использовать в следующих случаях: а) загорелась одежда на человеке; б) воспламенился бензин; в) возник пожар на складе лесоматериалов; г) загорелась нефть на поверхности воды?

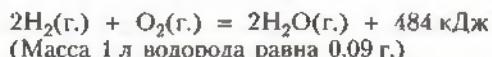
9. Что такое медленное окисление? Приведите примеры.

10. Приведите примеры, в каких случаях процессы медленного окисления приносят пользу, а в каких — вред.

11. Приведите примеры экзотермических и эндотермических реакций. Напишите уравнения соответствующих реакций и дайте пояснения.

12. Чем отличаются химические уравнения от термохимических уравнений? Поясните на конкретных примерах.

13. Приведите три примера термохимических реакций. Напишите уравнения этих реакций.



2. Вычислите, сколько сгорело угля, если при этом выделилось 33 520 кДж (см. с. 65).

## Лабораторные опыты

### 8. Ознакомление с образцами оксидов

Даны образцы различных оксидов.

Начертите в своих тетрадях таблицу и заполните ее.

Таблица 7. Свойства оксидов

Название, химическая формула оксида	Физические свойства		
	Агрегатное состояние	Цвет	Запах
Оксид меди(II)	Твердый	Черный	Не имеет

**Задания.** 1. Какие из рассмотренных вами оксидов молекулярного, а какие немолекулярного строения? 2. По каким признакам это можно определить? 3. Как можно получить соответствующие оксиды? 4. Напишите уравнения соответствующих реакций.

## Практическая работа 3

### Получение и свойства кислорода

**1. Получение и сбиение кислорода.** а) Соберите прибор, как показано на рисунке 24 (с. 54), и проверьте его на герметичность. В пробирку насыпьте примерно на 1/4 ее объема перманганата калия и у отверстия пробирки положите рыхлый комочек ваты (стекловаты). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Укрепите пробирку в лапке штатива, так чтобы конец газоотводной трубы почти доходил до дна стакана или цилиндра, в котором будет собираться кислород.

Сначала обогрейте всю пробирку. Затем постепенно передвигайте пламя от ее дна в сторону пробки.

Полноту заполнения стакана (цилиндра) кислородом проверяйте тлеющей личинкой. Как только сосуд наполнится кислородом, закройте его картоном или стеклянной пластинкой.

б) Соберите прибор, как показано на рисунке 25 (с. 54), и проверьте его на герметичность. В сосуд с водой опрокиньте пробирку с водой (или цилиндр, закрытый стеклянной пластинкой). Затем пробирку (цилиндр) с водой наденьте на конец газоотводной трубы и нагревайте пробирку с перманганатом калия.

Когда сосуд заполнится кислородом, закройте его под водой стеклянной пластинкой. Собранный кислород сохраните для следующих опытов.

**2. Горение в кислороде угля и серы.** а) Положите в железную ложечку кусочек древесного угля и раскалите его в пламени. Затем ложечку с тлеющим углем внесите в сосуд с кислородом и наблюдайте за происходящим. Когда горение прекратится, влейте в сосуд немного известковой воды и взболтайте. Почему происходит помутнение? Запишите уравнение реакции горения угля.

б) В железную ложечку положите кусочек серы и подожгите его в пламени. Наблюдайте, как сера горит в воздухе. Затем поместите горящую серу в сосуд с кислородом. (Опыт проводится в вытяжном шкафу.) Как изменилось пламя? Почему? Запишите уравнение реакции горения серы.

### § 25. Водород, его общая характеристика и нахождение в природе

#### Общая характеристика

Химический знак — Н

Относительная атомная масса  $A_r(\text{H}) = 1,008$

Химическая формула —  $\text{H}_2$

Относительная молекулярная масса  $M_r(\text{H}_2) = 2,016$

В соединениях водород одновалентен

**Нхождение в природе.** Водород — самый распространенный химический элемент во Вселенной. Он является главной составной частью Солнца, а также многих звезд. В земной коре массовая доля водорода составляет 1%. Однако его соединения распространены широко, например вода  $\text{H}_2\text{O}$ . В состав природного горючего газа входит в основном соединение углерода с водородом — метан  $\text{CH}_4$ . Водород содержится также в органических веществах.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...в нижних слоях атмосферы содержится исключительно мало водорода, на высоте 50 км его содержится 3% (по объему), а на высоте 100 км примерно 95%. Подумайте почему.

### § 26. Получение водорода

**Получение в лаборатории.** Один из способов получения водорода вам уже знаком. Это разложение воды при действии постоянного электрического тока:



В лабораторных условиях водород проще получить при взаимодействии некоторых **металлов с кислотами**. Обычно используют цинк и растворы соляной  $\text{HCl}$  или серной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислоты. Для сбивания водорода над во-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...водород был обнаружен немецким ученым Т. Парацельсом в XVI в., когда он погружал железо в серную кислоту.

...жидкий водород — самая легкая жидкость, и она в 14 раз легче воды.

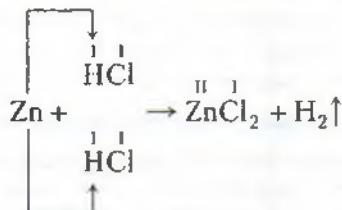


Генри  
Кавендиш  
(1731—1810)

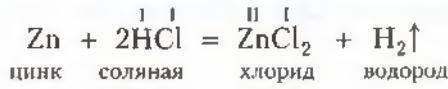
Английский ученый. В 1766 г. получил водород в чистом виде. Ученый принял вначале водород из-за его легкости за флогистон.

дой, который выделяется в этих реакциях, можно использовать прибор, изображенный на рисунке 41. Для получения водорода пользуются также аппаратом Киппа (рис. 42). Так как водород легче воздуха, его собирают в приборе, как показано на рисунке 43.

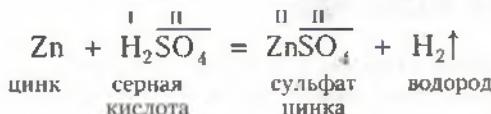
Реакции можно выразить при помощи следующих уравнений:



или



цинк      соляная      хлорид      водород  
              кислота      цинка



цинк      серная      сульфат      водород  
              кислота      цинка

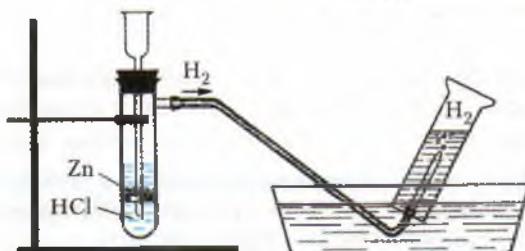


Рис. 41. Собирание водорода методом вытеснения воды

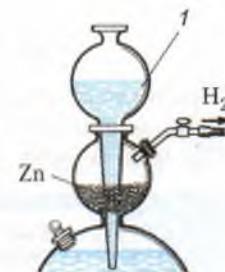


Рис. 42. Аппарат Киппа:  
1 — кислота

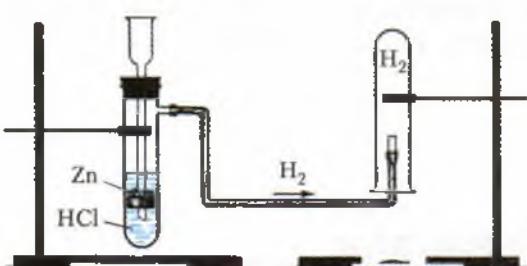


Рис. 43. Собирание водорода методом вытеснения воздуха

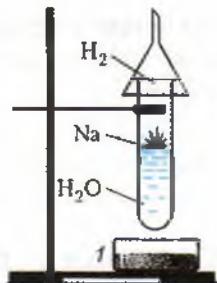


Рис. 44. Взаимодействие натрия с водой: 1 — сосуд с песком

▲ Водород выделяется также при взаимодействии активных металлов (например, Na, Ca) с водой (рис. 44). Эти реакции протекают бурно, иногда со взрывом. Поэтому для опыта следует брать небольшой кусочек металла, а пробирку накрыть воронкой. Опытным путем установлено, что из молекулы воды вытесняется только один атом водорода и образуется одновалентная группа атомов OH. С атомами металлов эти группы образуют гидроксиды металлов, например гидроксид натрия  $\text{NaOH}$ , гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Гидроксиды металлов относятся к классу соединений, называемых основаниями (см. § 31). Число групп OH в формуле основания определяется валентностью металла. Химические реакции, протекающие между активными металлами и водой, можно выразить следующими уравнениями:



...масса 1 л воздуха (при н. у.) составляет 1,3 г, а масса 1 л водорода в 14,5 раза меньше, т. е. только 0,09 г.

...если в автомашине установить аппарат разложения воды с помощью постоянного тока, то полученные водород и кислород можно использовать в двигателе для получения энергии. Таким образом вода будет заменять бензин...

А если энергию, полученную ветряным генератором, накопить в аккумуляторах, то выделенный с помощью постоянного тока из воды водород можно поместить в баллоны. Водород будет использован в автомашинах, тракторах, самолетах в качестве горючего. Фактически это будет энергия ветра.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

**Получение в промышленности.** В технике водород получают либо из природного газа (главная составная часть которого метан  $\text{CH}_4$ ), либо из воды (с. 14–15).

Ответьте на вопросы 1–5 (с. 76).

## § 27. Свойства и применение водорода

**Физические свойства.** Водород — бесцветный, самый легкий газ. Он в 14,5 раза легче воздуха (1 л весит 0,09 г). Поэтому если мыльные пузыри наполнить водородом, то они поднимаются вверх (рис. 45). Растворимость водорода в воде очень мала, а температура сжижения чрезвычайно низкая ( $-252,8^{\circ}\text{C}$ ).

**Химические свойства.** 1. Водород соединяется с кислородом. Если зажечь водород (после проверки на чистоту, см. далее) и трубку с горячим водородом опустить в сосуд с кислородом, то на стенках сосуда образуются капельки воды:



Водород без примеси сгорает спокойно. Однако смесь водорода с кислородом или воздухом взрывается. Наиболее взрывчатая смесь, состоящая из двух объемов водорода и одного объема кислорода, — *громкий газ*. Если взрыв произойдет в стеклянном сосуде, то его осколки могут поранить окружающих. Поэтому, прежде чем поджигать водород, необходимо проверить его на чистоту. Для этого собирают водород в пробирку, которую в положении вверх дном подносят к пламени. Если водород чистый, то он сгорает спокойно, с характерным звуком «п-пах». Если же водород содержит примесь воздуха, то он сгорает со взрывом. При работе с водородом следует соблюдать правила техники безопасности.

2. Водород взаимодействует с оксидами некоторых металлов. Если, например, при нагревании пропускать над оксидом меди(II) струю водорода (рис. 46), то происходит реакция, в результате которой образуются вода и металлическая медь:



**Рис. 45.** Мыльные пузыри, наполненные водородом, поднимаются вверх

▲ В этой реакции происходит процесс *восстановления* меди: медь как бы восстанавливается из черного порошка (оксида меди) и снова становится металлом характерного красноватого оттенка. «Освободителем»

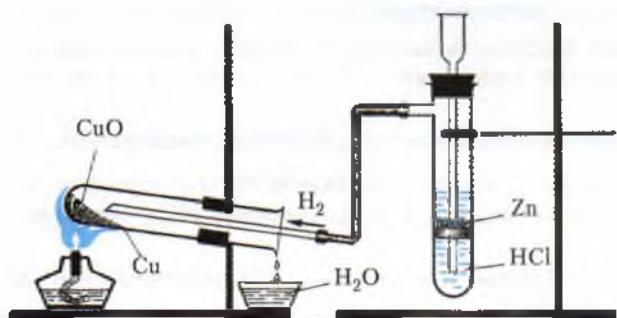


Рис. 46. Восстановление меди водородом из оксида меди(II)

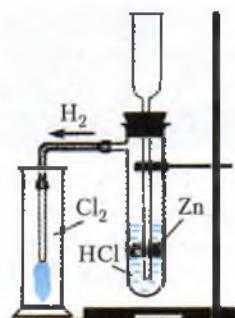
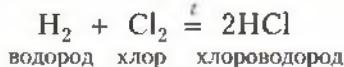


Рис. 47. Горение водорода в атмосфере хлора

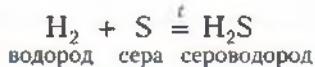
(*восстановителем*) меди служит водород, который связывает атомы кислорода, входившие в состав оксида меди(II). Процессы восстановления противоположны процессам окисления. Реакции водорода с оксидами металлов, как и реакции веществ с кислородом, относят к *окисительно-восстановительным реакциям* (см. с. 149).

▲ 3. Водород соединяется также с другими неметаллами и некоторыми активными металлами. В этом можно убедиться, если выходящий из газоотводной трубки водород поджечь и погрузить в цилиндр с хлором\*. Водород в атмосфере хлора продолжает гореть (рис. 47). Желто-зеленый цвет хлора постепенно обесцвечивается, так как образуется бесцветный газ — *хлороводород*:



Хлороводород хорошо растворяется в воде с образованием соляной кислоты HCl.

Если пропускать струю водорода в пробирку с расплавленной серой, то ощущается запах тухлых яиц. Это запах газообразного *сероводорода* H<sub>2</sub>S:



## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...водород легко воспламеняется. Если в воздухе массовая доля водорода составляет 18—60%, то может произойти взрыв. Это было причиной того, что в 1937 г. взорвался и сгорел самый большой в мире дирижабль «Гинденбург».

\* Опыт проводят в вытяжном шкафу.

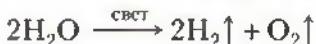
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...при помощи стратостата (емкость 25 000 м<sup>3</sup>), наполненного водородом, русские стратонавты в 1933 г. поднялись на высоту 19 км.

При взаимодействии водорода с азотом (при повышенных температуре и давлении в присутствии катализатора) образуется *аммиак*  $\text{NH}_3$ , имеющий большое практическое значение.

Водород реагирует также с активными металлами с образованием нелетучих соединений — гидридов:  $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ .

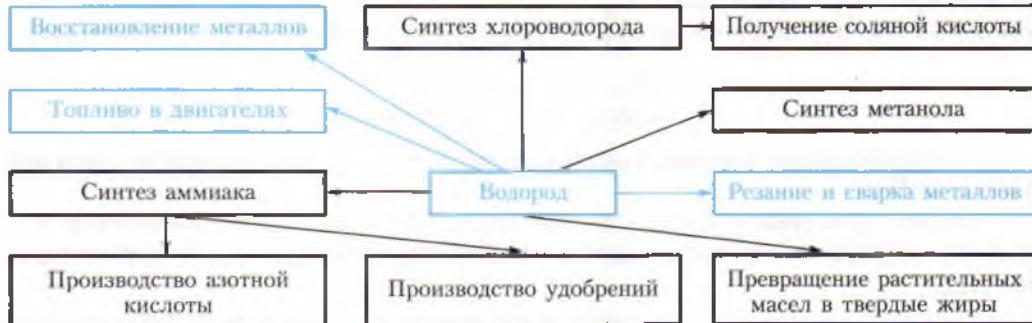
**Применение.** Водород используется как восстановитель ценных металлов и для синтеза многих веществ. Применение водорода основано также на его способности гореть с выделением большого количества теплоты. Особенно большое значение в перспективе будет иметь водород как экологически чистое топливо, ибо при его сгорании образуются водяные пары, не отравляющие атмосферу. Для осуществления этой идеи потребуется разработать экономически выгодные условия проведения реакции разложения воды:



Применение водорода показано на схеме 7.

Ответьте на вопросы 6—11 (с. 77).

### Схема 7



?

1. Дайте общую характеристику элемента водорода. Приведите примеры соединений, содержащих водород, и напишите их формулы.
  2. Поясните, что означают записи:  $5\text{H}$ ,  $2\text{H}_2$ ,  $6\text{H}$  и  $3\text{H}_2$ .
  3. В каком виде водород встречается в природе и какова его распространен-

ность? Вычислите, в каком веществе содержание водорода больше: в воде  $H_2O$  или в метане  $CH_4$ .

4. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить водород. Поясните, к какому типу относятся эти реакции.

5. Водород можно получить при взаимодействии алюминия с растворами соляной и серной кислот. Составьте уравнения.

нения этих реакций. (При расстановке коэффициентов см. с. 39—40.)

6. Один цилиндр заполнен водородом, а другой — кислородом. Как определить, в каком цилиндре находится каждый из газов?

7. Как перелить из одного сосуда в другой: а) водород; б) кислород?

8. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства водорода.

9. Составьте уравнения химических реакций водорода со следующими

оксидами: а) оксидом ртути(II); б) железной окалиной  $Fe_3O_4$ ; в) оксидом вольфрама(VI). Объясните, какова роль водорода в этих реакциях, что происходит с металлом в результате реакции.

10. Где применяют водород и какие перспективы его применения в будущем?

11. Составьте конспект ответа, характеризующего водород, придерживаясь плана, указанного на с. 60.

## Лабораторные опыты

9. **Получение и свойства водорода.** Соберите прибор, как показано на рисунке 43 (с. 73), и проверьте его на герметичность. В пробирку положите 4—5 гранул цинка и прилейте 3—4 мл раствора соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Затем собираите водород, держа пробирку отверстием вниз.

После прекращения реакции перенесите несколько капель раствора на стеклянную пластинку и выпарьте его. На пластинке остается белое кристаллическое вещество.

**Задания.** 1. Почему выделяющийся газ в отличие от кислорода необходимо собирать, держа сосуд отверстием вниз? 2. Что вы наблюдали при поднесении пробирки с водородом к пламени? Какие вещества образуются в результате горения водорода? Напишите уравнение этой реакции. 3. Напишите уравнение реакции цинка с соляной кислотой и подчеркните химическую формулу вещества, которое остается на стеклянной пластинке после выпаривания жидкости. Под формулами напишите названия соответствующих веществ.

10. **Взаимодействие водорода с оксидом меди(II).** Соберите прибор, как показано на рисунке 46 (с. 75), и проверьте его на герметичность. Положите в пробирку 8—10 кусочков цинка и прилейте 5—6 мл раствора соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и проверьте выделяющийся водород на чистоту. Конец газоотводной трубы поместите в пробирку с оксидом меди(II), как показано на рисунке 46. Пробирка с оксидом меди(II) должна быть закреплена в штативе немножко наклонно, чтобы ее отверстие находилось ниже дна.

Пробирку нагрейте в том месте, где находится оксид меди(II). Как только заметите появление порошка красного цвета, нагревание прекратите. Из черного порошка оксида меди(II) образовалось вещество красного цвета, а по стенкам пробирки стекают капельки воды.

**Задания.** 1. Почему перед нагреванием оксида меди(II) в атмосфере водорода последний нужно проверить на чистоту? 2. Почему пробирку с оксидом меди(II) закрепляют в штативе с наклоном в сторону отверстия? 3. Почему нагревание требовалось только до начала раскаливания оксида меди(II)? 4. Объясните, почему из черного порошка образовалось вещество красного цвета. 5. Напишите уравнение реакции оксида меди(II) с водородом. К какому типу относится эта реакция? 6. Какие свойства водорода подтвердили этот опыт?

### § 28. Вода — растворитель. Растворы

Из курса природоведения и из повседневной жизни вам известно, что в воде растворяются и твердые вещества, и жидкости, и газы. Так, например, газированная вода — это раствор оксида углерода(IV) в воде, столовый уксус — раствор уксусной кислоты в воде. Следует иметь в виду, что характерным признаком растворов является их *однородность*.

Процесс растворения веществ в воде — это не только физическое явление, т. е. механическое перемешивание веществ. Из практики вам известно, что при растворении многих веществ в воде, например серной кислоты, происходит разогревание, которое связано с химическим превращением, т. е. образованием *гидратов* — соединений с водой.

Растворами называют однородные системы, состоящие из молекул растворителя и частиц растворенного вещества, между которыми происходят физические и химические взаимодействия.

▲ При смешивании некоторых веществ (глины, керосина) с водой образуются не растворы, а мутные смеси, которые называют *взвесями*.

*Взвеси, в которых мелкие частицы твердого вещества равномерно распределены между молекулами воды, называют супензиями.* Пример супензий — смесь глины с водой.

*Взвеси, в которых мелкие капельки какой-либо жидкости равномерно распределены между молекулами другой жидкости, называют эмульсиями.* Например, эмульсии образуются при взбалтывании керосина, бензина и растительного масла с водой. Супензии и эмульсии, в отличие от растворов, с течением времени отстаиваются. Поэтому некоторые лекарства — супензии или эмульсии, перед употреблением взбалтывают.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...в воде водопроводов, колодцев и родников растворены разные соли и газы. Часто ключевая (минеральная) вода содержит вещества, которые способствуют лечению болезней. Какие целебные источники вы знаете?

...с водами Волги ежегодно в Каспийское море приносится более 60 млн т растворенных солей.

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...даже такое вещество, как стекло, в воде немного растворяется. В этом можно убедиться, если небольшой кусок стекла в ступе растереть в порошок, а затем всыпать его в колбу с водой и много раз взбалтывать. При добавлении к раствору фенолфталеина появляется розовая окраска, что свидетельствует о растворении стекла.

**Растворимость веществ в воде.** Из практики известно, что не все вещества одинаково растворяются в воде. Для характеристики способности вещества растворяться введено понятие «растворимость».

Из жизненного опыта вам известно, что растворимость многих веществ небезгранична.

Для большинства твердых веществ с повышением температуры растворимость увеличивается.

Растворимость газов, как правило, возрастает при понижении температуры и повышении давления.

### Насыщенные и ненасыщенные растворы.

*Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называют насыщенным, а раствор, в котором вещество еще может растворяться, — ненасыщенным.*

**Растворимость (коэффициент растворимости)** — максимально возможное число граммов вещества, которое может раствориться в 100 г растворителя при данной температуре.

Растворимость веществ различна. У некоторых она ничтожно мала. Такие вещества считают практически нерастворимыми.

Примеры хорошо растворимых, малорастворимых и практически нерастворимых в воде веществ приведены в схеме 8.



# ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...вода, которая хранится в серебряных сосудах, имеет лечебные свойства. Это было известно еще до нашей эры. Правитель Древней Персии Кир (2500 лет до н. э.) в военных походах питьевую воду сохранял в серебряных сосудах.

**Определение массовой доли растворенного вещества.** Растворы бывают концентрированные и разбавленные. Если в определенном объеме раствора содержится мало растворенного вещества, то такой раствор называют **разбавленным**, если много — **концентрированным**.

Содержание вещества в растворе часто выражают в **массовых долях**.

**Отношение массы растворенного вещества к массе раствора называют массовой долей растворенного вещества (*w*):**

$$w \text{ (растворенного в-ва)} = \frac{m \text{ (растворенного в-ва)}}{m \text{ (раствора)}}$$

Как вам известно, массовую долю выражают обычно в долях единицы или в процентах (0,2, или 20%). Если массовая доля растворенного вещества, например хлорида натрия, в воде равна 0,02, или 2%, то это означает, что в 100 г раствора содержится 2 г хлорида натрия и 98 г воды.

На практике часто требуется приготовить раствор вещества с заданной массовой долей.

При мер. Приготовьте 280 г такого раствора хлорида натрия, в котором массовая доля NaCl составляет 0,05, или 5%.

1) Вычисляем, сколько надо взять соли и воды:

100 г раствора содержат 5 г соли

280 г      »      »       $x$  г      »

$$100 \text{ г} : 280 \text{ г} = 5 \text{ г} : x \text{ г};$$

$$x = \frac{280 \cdot 5}{100} = 14; \quad x = 14 \text{ г соли};$$

$$280 \text{ г} - 14 \text{ г} = 266 \text{ г (или 266 мл воды)}$$

2) Отвешиваем 14 г соли и помещаем ее в колбу. Мензуркой отмеряем 266 мл дистиллированной воды, вливаем в колбу с солью и перемешиваем до полного растворения.

Следует различать понятия «растворимость вещества» и «массовая доля растворенного вещества». Так, например, растворимость (коэффициент растворимости) нитрата калия при 70 °C составляет 1300 г/л. Массовую долю вещества в таком растворе (0,5652, или 56,52%) вычисляют так:

$$1000 \text{ г} + 1300 \text{ г} = 2300 \text{ г (общая масса насыщенного раствора)}$$

2300 г раствора содержат 1300 г соли

100 г      »      »      x г      »

100 г : 2300 г = x г : 1300 г;

$$x = \frac{100 \cdot 1300}{2300} = 56,52; \quad x = 56,52 \text{ г, т. е. } 56,52\%$$

В этом расчете плотность воды принята за единицу, что в указанных условиях не совсем точно.

▲ **Зависимость между массовой долей вещества, содержащегося в растворе, и плотностью раствора.** Вам известно, что плотность чистой воды при 4 °C равна единице. При растворении в воде веществ плотность раствора либо уменьшается, либо увеличивается. Например, в случае растворения в воде спирта с увеличением его массовой доли плотность раствора уменьшается вплоть до 0,79 г/см<sup>3</sup>, т. е. до плотности безводного (этилового) спирта. Наоборот, с увеличением содержания серной кислоты в растворе плотность возрастает до 1,84 г/см<sup>3</sup>, т. е. до плотности безводной серной кислоты. Зависимость между плотностью раствора и содержанием в нем серной кислоты можно найти в справочнике.

Для определения плотности растворов пользуются ареометрами (рис. 48).

Ответьте на вопросы 1—6. Решите задачи 1—4.

?

1. Что такое растворы и чем они отличаются от суспензий и эмульсий? Ответ подтвердите примерами.

2. По каким признакам растворы отличаются от смесей?

3. Что такое растворимость? Какая существует зависимость между изменением температуры и растворимостью твердых и газообразных веществ?

4. В 500 г раствора, насыщенного при 20 °C, содержится 120 г нитрата калия. Определите растворимость этой соли.

5. В 513 г дистиллированной воды растворили 27 г соли. Вычислите содержание растворенного вещества в полученном растворе в процентах.

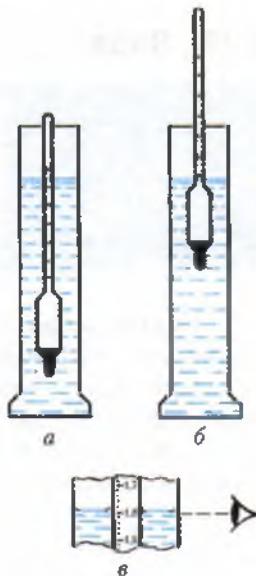


Рис. 48. Определение плотности раствора при помощи ареометра:  
а — ареометр в воде;  
б — ареометр в серной кислоте;  
в — положение глаза наблюдателя

4. При открывании бутылки с лимонадом наблюдается бурное выделение газа. Чем это можно объяснить?

5. Как можно приготовить раствор с заданной массовой долей растворенного вещества? Поясните примерами,

6. Чем отличаются понятия «насыщенный раствор» и «концентрированный раствор»?

3. При выпаривании 25 г раствора получили 0,25 г соли. Определите массовую долю растворенного вещества и выразите ее в процентах.

4. Дано 500 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,2. Вычислите массу вещества, которое получается при выпаривании этого раствора.

## § 29. Вода

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...в организме человека массовая доля воды примерно 65%. Вода используется для растворения питательных веществ и переноса их по всему организму с кровью, а также для регулирования температуры тела. Организм человека в течение 24 ч расходует примерно 2,5—3,0 л воды.

**Состав воды.** Рассмотрим более подробно, как на основании опытных данных можно вывести химическую формулу воды.

При разложении воды электрическим током (с. 14—15) образуются газы: водород — два объема и кислород — один объем. Зная, что 1 л водорода при нормальных условиях имеет массу 0,089 г, а 1 л кислорода — 1,429 г, можно вычислить массовые отношения выделившихся газов:

$$(0,089 \cdot 2) : 1,429 \approx 1 : 8$$

Так как в молекуле воды не может быть меньше одного атома кислорода (16 а. е. м.), а простейшее массовое отношение водорода к кислороду равно 1 : 8, то в молекуле воды должно быть два атома водорода (2 а. е. м.). Следовательно, формула воды  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Метод определения состава веществ путем их разложения на более простые называют анализом** (от греч. «анализис» — разложение).

В таких же массовых отношениях водород и кислород реагируют при образовании воды. Для проведения этой реакции используют **эвидометр** (рис. 49), который представляет собой толстостенную трубку с делениями, за-

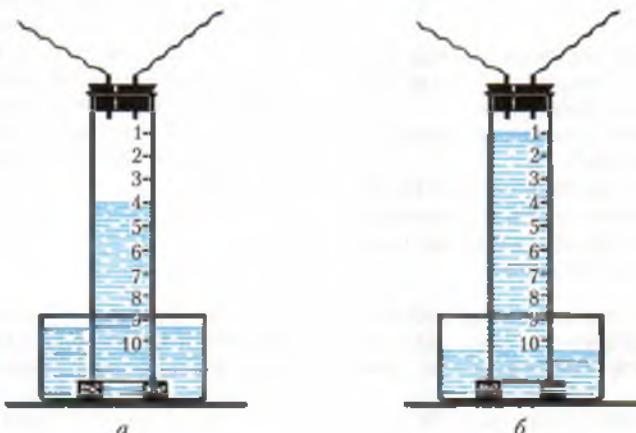


Рис. 49. Эвидометр: *а* — до проведения опыта; *б* — после проведения опыта

крытым резиновой пробкой с вставленными медными проволочками. Трубку заполняют дистиллированной водой и опускают открытым концом в сосуд, как показано на рисунке 49. В эвдиометр вводят два объема кислорода и два объема водорода (а). Свободные концы проволочек соединяют проводами с индукционной катушкой, а последнюю — с источником электрического тока. Между сближенными концами проволочек проскаивает искра и происходит взрыв. Вода в трубке эвдиометра поднимается на три деления (б). Остается один объем газа, в котором тлеющая лучинка вспыхивает, — это кислород.

Следовательно, при образовании воды, так же как и при ее разложении, два объема водорода соединяются с одним объемом кислорода.

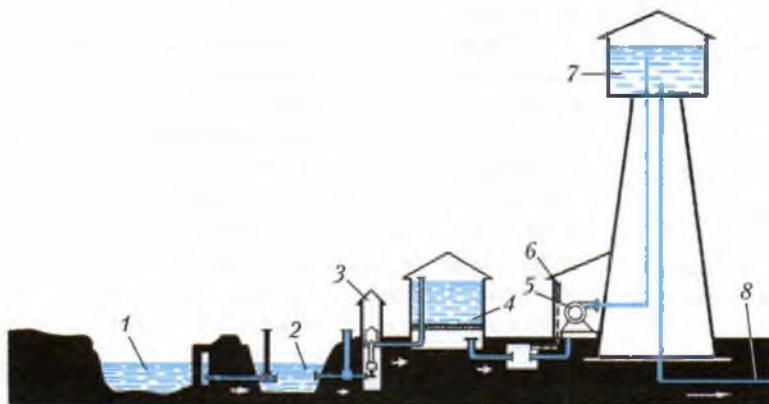
**Получение сложных веществ из более простых называют синтезом** (от греч. «синтезис» — соединение).

В химии для определения состава веществ и вывода их химических формул пользуются как анализом, так и синтезом. Результаты одного метода проверяются другим.

**Вода в природе и способы ее очистки.** Вода — самое распространенное на земле вещество. Ею заполнены океаны, моря, озера и реки; пары воды входят в состав воздуха. Вода содержится в организмах животных и растений. Так, например, в организме млекопитающих массовая доля воды составляет примерно 70%, а в огурцах и арбузах ее около 90%.

Природная вода всегда содержит примеси. В зависимости от целей ее использования применяют различные приемы очистки.

Питьевая вода не должна содержать нерастворенных примесей и болезнетворных микроорганизмов, которые обычно бывают в водоемах. Если воду для питья берут из озер и рек, то ей дают отстояться в специальных



**Рис. 50.** Схема водоочистительной станции: 1 — река; 2 — бассейн для отстаивания воды; 3 — колодец; 4 — фильтр; 5 — главный насос; 6 — устройство для хлорирования воды; 7 — водонапорная башня; 8 — водопровод в город

# ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...если всю воду Земли распределить равномерным слоем по ее поверхности, то образовался бы Мировой океан глубиной 4 км.

бассейнах (рис. 50) и фильтруют через слой песка. Очищенную от нерастворимых веществ воду обрабатывают хлором, а иногда озоном или ультрафиолетовыми лучами, которые убивают микроорганизмы.

Чтобы очистить воду от растворенных в ней веществ, применяют *перегонку*, или *дистилляцию* (с. 10). Большие количества дистиллированной воды, которая используется в аптеках, химических лабораториях, охладительных системах автомашин, получают в перегонных кубах или электрических дистилляторах.

**Физические свойства.** Чистая вода — бесцветная жидкость, без вкуса и запаха, кипит при  $100^{\circ}\text{C}$  (при давлении 101,3 кПа), замерзает при  $0^{\circ}\text{C}$ , ее максимальная плотность (при  $4^{\circ}\text{C}$ ) равна  $1\text{ г}/\text{см}^3$ . Лед имеет меньшую плотность, чем жидкая вода, и всплывает на ее поверхность, что очень важно для обитателей водоемов зимой. Вода обладает исключительно большой теплопроводностью, поэтому она медленно нагревается и медленно остывает. Благодаря этому водные бассейны регулируют температуру на нашей планете.

**Химические свойства.** При изучении способов получения водорода вы ознакомились с некоторыми свойствами воды (с. 71—73). Вода вступает в реакции замещения с активными металлами (с. 73).

Под действием постоянного электрического тока или высокой температуры ( $2000^{\circ}\text{C}$ ) вода разлагается на водород и кислород (с. 14—15).

Вода вступает в реакции соединения со многими сложными веществами, например с оксидами. В этом можно убедиться, проделав следующие опыты.

**Опыт 1.** В фарфоровую чашку помещают немногого свежепрокаленного оксида кальция  $\text{CaO}$  (ожженная известняк) и обливают его водой (рис. 51). При этом выделяется большое количество теплоты, так как происходит химическая реакция. В результате образуется рыхлый порошок гашеной известки, при растворении которого в воде получается мыльный на ощупь раствор.



Рис. 51. Взаимодействие оксида кальция с водой

# ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...большая часть пресной воды (85%) находится на полюсах Земли в виде ледников.

...подумайте, что бы случилось в природе, если бы замерзание рек и озер начиналось со дна.

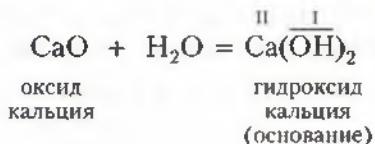
## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...в Древней Индии накаленные серебряные стержни погружали в воду и потом ее использовали для обмывания ран.

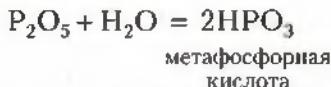
...когда крестили детей, применялась святая вода. В воду до крещения опускали серебряный крест и выдерживали его там некоторое время. Немного серебра (ионов) переходило в воду. В такой воде погибали микроорганизмы.

...в XVI в. королева Англии Елизавета I объявила премию за изобретение дешевого способа опреснения морской воды. Она пока еще никому не вручена. В настоящее время для получения из морской воды 1 км<sup>3</sup> пресной воды требуется 7 млн т условного топлива или 2,8 т ядерного горючего.

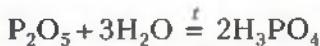
Уравнение реакции оксида кальция с водой следующее:



Опыт 2. Наливают в химический стакан немного воды, добавляют несколько капель раствора фиолетового лакмуса и сжигают над водой в металлической ложечке красный фосфор. Образовавшийся в виде белого дыма оксид фосфора(V)  $P_2O_5$  постепенно растворяется в воде и реагирует с ней. Это подтверждает изменение фиолетовой окраски лакмуса на красную. В данном случае образуется метафосфорная кислота:

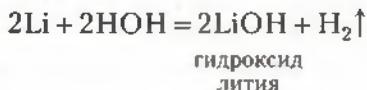


При повышенной температуре (кипячении) образуется ортофосфорная кислота:

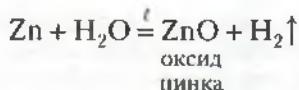


Как видно, вода реагирует с очень многими веществами. В обобщенном виде приведем примеры важнейших химических реакций, в которых участвует вода.

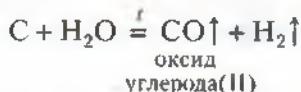
1. Вода реагирует с активными металлами. Образуются растворимые гидроксиды металлов (*щелочи*) и водород:



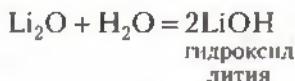
2. Вода реагирует с менее активными металлами при нагревании. Продукты реакции — оксиды металлов и водород:



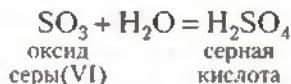
3. Вода реагирует с некоторыми неметаллами (продукты реакции разнообразны):



4. Вода реагирует с оксидами активных металлов, при этом получаются основания — растворимые гидроксиды металлов (щелочи):



5. Вода реагирует почти со всеми оксидами неметаллов с образованием кислот:



6. Под действием постоянного электрического тока или при высокой температуре ( $2000^{\circ}\text{C}$ ) вода разлагается:



**Применение воды и растворов.** Роль воды в промышленности, в сельском хозяйстве и в быту очень велика и многообразна. Вода является важным сырьем для химической промышленности, например для получения водорода. Способность воды реагировать с некоторыми оксидами используется для получения оснований и кислот. Вода широко применяется как растворитель. Области использования воды показаны на схеме 9.

Развитие всех отраслей хозяйства страны, рост городов нередко приводят к загрязнению водоемов. Поэтому в каждом государстве должны приниматься меры по охране и рациональному использованию всех природных ресурсов, в том числе и водных, и выделяться большие средства для строительства водоочистительных сооружений.

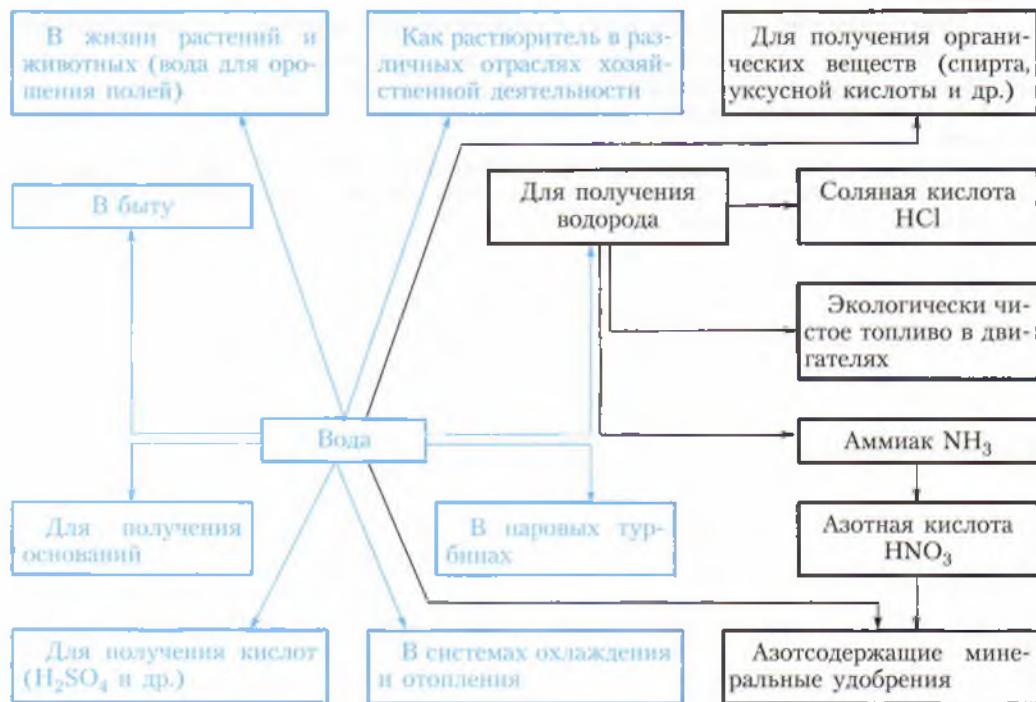
Ответьте на вопросы 1–7 (с. 87–88). Решите задачу (с. 88).

# ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ ЧТО...

...на выращивание 1 т пшеницы расходуется около 1500 т воды, а 1 т хлопчатника — 10 000 т воды.

...полученный из воды водород — перспективное топливо для двигателей. Экспериментальные данные заманчивы: для проезда 1000 км автомобилю потребовалось всего несколько литров воды... Поясните, как это возможно.

Схема 9



?

1. Поясните, как при помощи анализа и синтеза можно доказать качественный и количественный состав воды и вывести ее химическую формулу.

2. В эвидометре взорвали смесь, состоящую из 1 мл водорода и 6 мл кислорода. Какой газ и в каком количестве остался после взрыва?

3. В чем заключается очистка питьевой воды?

4. Как получают дистиллированную воду и где она применяется? Можно ли дождевую воду назвать дистиллированной? Ответ поясните.

5. Приведите примеры химических реакций разложения, соединения и замещения с участием воды. Составьте уравнения этих реакций и под формулами веществ напишите их названия.

6. При взаимодействии воды с другими веществами могут образоваться, например: а) кислоты; б) щелочи; в) щелочи

и водород. Приведите по два примера на каждый случай. Под формулами веществ напишите их названия.

● К 200 г раствора, массовая доля вещества в котором 0,3, добавили 100 г

7. Составьте конспект ответа, характеризующего воду, придерживаясь плана, ранее приведенного (см. с. 60, исключая вопрос о получении).

воды. Вычислите массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.

## Практическая работа 4

### Приготовление раствора соли с определенной массовой долей вещества

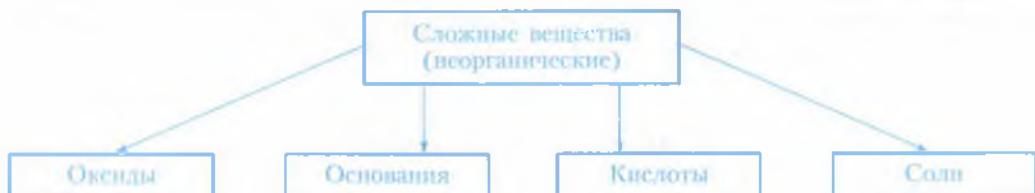
1. Получите от учителя задание; вычислите, сколько соли и воды потребуется для приготовления указанного раствора с заданной массовой долей вещества.
2. Отвесьте на весах соль (вспомните из курса физики правила взвешивания) и поместите ее в колбу.
3. Отмерьте требуемый объем дистиллированной воды (вспомните правила измерения объема жидкостей) и вылейте ее в колбу с солью. Содержимое колбы перемешайте до полного растворения соли.

# Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений

## ГЛАВА V

В этой главе ознакомимся с четырьмя важнейшими классами неорганических соединений: *оксидами*, *основаниями*, *кислотами* и *солями* (схема 10). (Известны и другие классификации неорганических веществ.)

Схема 10



Теперь рассмотрим этот учебный материал в обобщенном виде.

## § 30. Оксиды

С составом и определением оксидов вы уже ознакомились (с. 57).

**Классификация оксидов.** Одним оксидам соответствуют *основания*, а другим — *кислоты* (с. 86). Поэтому оксиды прежде всего классифицируют на *основные* и *кислотные*. Но есть оксиды, которым соответствуют и *основания*, и *кислоты* — амфотерные оксиды (их мы будем изучать позже) (схема 11).

Схема 11



## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

... $\text{CaO}$  является основной составной частью жженой, или негашеной, извести.

...во вдыхаемом воздухе содержится примерно 0,03—0,04%  $\text{CO}_2$ , а в выдыхаемом воздухе в 100 раз больше. Если содержание  $\text{CO}_2$  в воздухе приближается к 1%, то он становится опасным для жизни человека и животных. Но в парниках повышение содержания  $\text{CO}_2$  увеличивает урожай растений.

**Оксиды, которым соответствуют основания, называют основными. Оксиды, которым соответствуют кислоты, называют кислотными.**

Неметаллы образуют только кислотные оксиды. Металлы с валентностью меньше четырех, как правило, образуют основные оксиды, а с валентностью больше четырех — кислотные оксиды. Например, хром  $\text{Cr}$  и марганец  $\text{Mn}$  образуют как основные, так и кислотные оксиды (табл. 8).

Таблица 8. Формулы и названия некоторых оксидов

Формула оксида	Название оксида	Формула соответствующих оснований или кислот
	<b>Основные оксиды</b>	<b>Щелочи</b>
$\text{Na}_2\text{O}$	Оксид натрия	$\text{NaOH}$
$\text{K}_2\text{O}$	Оксид калия	$\text{KOH}$
$\text{CaO}$	Оксид кальция	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
<b>Нерастворимые основания</b>		
$\text{CuO}$	Оксид меди(II)	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
$\text{CrO}$	Оксид хрома(II)	$\text{Cr}(\text{OH})_2$
$\text{MnO}$	Оксид марганца(II)	$\text{Mn}(\text{OH})_2$
$\text{FeO}$	Оксид железа(II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
<b>Кислотные оксиды</b>		
$\text{SO}_2$	Оксид серы(IV)	$\text{H}_2\text{SO}_3$
$\text{SO}_3$	Оксид серы(VI)	$\text{H}_2\text{SO}_4$
$\text{CrO}_3$	Оксид хрома(VI)	$\text{H}_2\text{CrO}_4$
$\text{P}_2\text{O}_5$	Оксид фосфора(V)	$\text{HPO}_3$ и $\text{H}_3\text{PO}_4$
$\text{Mn}_2\text{O}_7$	Оксид марганца(VII)	$\text{HMnO}_4$

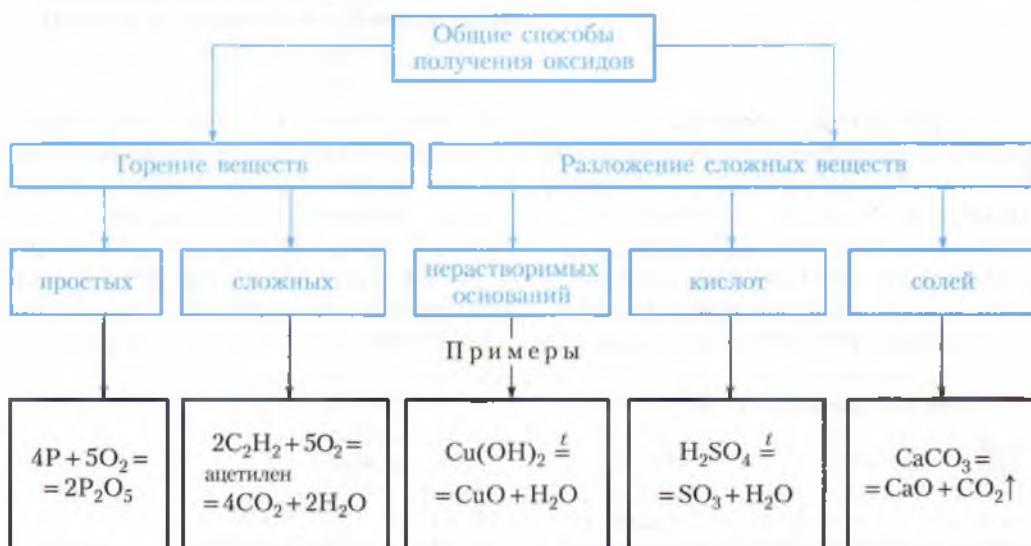
# ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...основная часть белой краски — цинковых белил — это оксид цинка  $ZnO$ , зеленой краски — оксид хрома(III)  $Cr_2O_3$ , а ярко-красной краски —  $Pb_3O_4$ .

**Названия оксидов.** Названия оксидов, в состав которых входят химические элементы с постоянной валентностью, даются без упоминания о валентности. Например,  $MgO$  — оксид магния. Если же в состав оксида входит химический элемент с переменной валентностью, то рядом с названием оксида ставится в скобках валентность этого элемента. Например:  $SO_2$  — оксид серы(IV),  $SO_3$  — оксид серы(VI) (см. табл. 8).

**Способы получения оксидов.** Оксиды образуются: 1) при горении простых и сложных веществ; 2) при разложении сложных веществ: а) нерастворимых оснований; б) кислот; в) солей (схема 12).

Схема 12



**Физические свойства.** Оксиды бывают твердые, жидкые и газообразные, различного цвета. Например, оксид меди(II)  $CuO$  черного цвета, оксид кальция  $CaO$  белого цвета — твердые вещества. Оксид серы(VI)  $SO_3$  — бесцветная летучая жидкость, а оксид углерода(IV)  $CO_2$  — бесцветный газ при обычных условиях.

**Химические свойства.** Кислотные и основные оксиды обладают различными свойствами (табл. 9).

Таблица 9

Химические свойства оксидов	
основных	кислотных
<p><b>1. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, получается соль и вода:</b></p> $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p><b>2. Оксиды активных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочи:</b></p> $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH}$ <p><b>3. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой с образованием соли:</b></p> $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$	<p><b>1. Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями, получается соль и вода:</b></p> $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ <p><b>2. Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой с образованием кислоты:</b></p> $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$ <p><b>4. Менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей:</b></p> $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$

**Применение оксидов.** Всем известно, какое значение имеет вода (оксид водорода) в природе, в промышленности и в быту. Многие другие оксиды также широко применяются. Например, из руд, состоящих из оксидов железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , получают чугун и сталь. Оксид кальция  $\text{CaO}$  (основная составная часть жженой, или негашеной, извести) используется для получения гашеной извести  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , которая применяется в строительстве. Нерастворимый в воде оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  используется в производстве строительных материалов. Некоторые из оксидов применяют для производства красок.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–7 (с. 92–93).

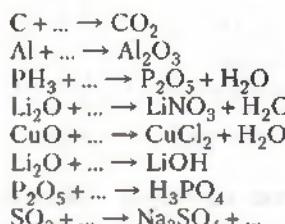
Решите задачи 1, 2 (с. 93).



1. Что такое оксиды и как их классифицируют? Начертите в тетрадях таблицу и в соответствующих графах запишите перечисленные ниже формулы оксидов:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CrO}$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{SO}_2$ . Дайте им названия.

Основные оксиды	Кислотные оксиды
-----------------	------------------

2. Составьте уравнения реакций, схемы которых даны ниже:



3. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно получить следующие оксиды:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CuO}$ .

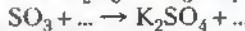
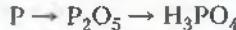
4. Какие из перечисленных оксидов реагируют с водой:  $\text{BaO}$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$ ,

$\text{SO}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ? Напишите уравнения реакций.

5. Напишите формулы оксидов, которым соответствуют следующие кислоты:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .

6. Напишите уравнения химических реакций, схемы которых:

1. Выведите химическую формулу оксида, если известно, что 2,3 мас. ч. натрия соединяются с 0,8 мас. ч. кислорода.



7. Перечислите некоторые отрасли экономики, в которых применяются оксиды. Приведите примеры.

2. Напишите уравнение реакции оксида фосфора(V) с водой, протекающей при нагревании, и вычислите соотношение масс элементов в реагирующих веществах.

## § 31. Основания

**Состав оснований и их классификация.** С основаниями вы впервые встретились при изучении взаимодействия воды с активными металлами (с. 85), с оксидами активных металлов (с. 86) и выяснили, что в состав оснований входит одновалентная группа атомов  $\text{OH}$  (гидроксогруппа). Например:  $\text{NaOH}$  — гидроксид натрия,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  — гидроксид кальция. Следовательно, основаниям можно дать такое определение:

**Основаниями называют сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединенные с одной или несколькими группами атомов  $\text{OH}$ .**

Чтобы составить химические формулы оснований, необходимо руководствоваться свойством валентности (см. с. 34—35).

Например:  $\text{K}\overset{\text{I}}{\text{OH}}$  — гидроксид калия,  $\text{Ba}\overset{\text{II}}{\text{OH}}_2$  — гидроксид бария,  $\text{Al}\overset{\text{III}}{\text{OH}}_3$  — гидроксид алюминия. Если металл имеет переменную валентность, то последнюю указывают в названии основания римскими цифрами в скобках. Например:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  — гидроксид меди(II),  $\text{CuOH}$  — гидроксид меди(I),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — гидроксид железа(III),  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  — гидроксид железа(II).

Основания делят на *растворимые в воде* (щелочи) и *неравстворимые* (схема 13).

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...основную часть в строительном растворе составляет гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

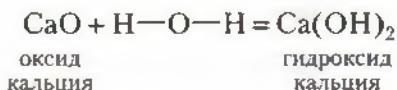
...щелочи — это едкие вещества. Поэтому при работе с ними будьте осторожны!

...осадок гидроксида меди(II) голубого цвета, осадок гидроксида железа(III) бурого, осадок гидроксида алюминия белого цвета.

Схема 13



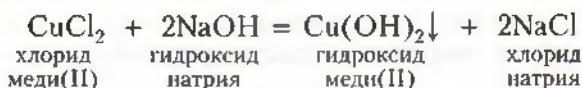
▲ **Получение.** Растворимые в воде основания (щелочи) в лаборатории можно получить при взаимодействии активных металлов и их оксидов с водой (с. 85—86). Взаимодействие оксида кальция  $\text{CaO}$  с водой используют также в технике для получения гашеной извести, основной составной частью которой является гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Этот процесс можно изобразить так:



Щелочи — гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  и гидроксид калия  $\text{KOH}$  — в промышленности получают электролизом (разложением под действием электрического тока) водных растворов хлорида натрия  $\text{NaCl}$  и хлорида калия  $\text{KCl}$ .

■ Металлы, атомы которых входят в состав нерастворимых в воде оснований, а также их оксиды с водой при обычных условиях не реагируют. Поэтому возникает вопрос: как получить нерастворимое в воде основание? Вам уже известно, что, кроме оксидов и оснований, атомы металлов входят также в состав солей. Так, атомы меди входят в состав  $\text{CuO}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , а также в состав солей, например хлорида меди(II)  $\text{CuCl}_2$  и сульфата меди(II)  $\text{CuSO}_4$ . Нельзя ли в этих солях кислотные остатки  $-\text{Cl}$  и  $=\text{SO}_4$  заменить гидроксогруппами  $-\text{OH}$ ? С этой целью к раствору хлорида меди(II)  $\text{CuCl}_2$  добавляют раствор гидроксида натрия  $\text{NaOH}$ . Тотчас же

выпадает голубой осадок гидроксида меди(II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Уравнение реакции можно записать так:

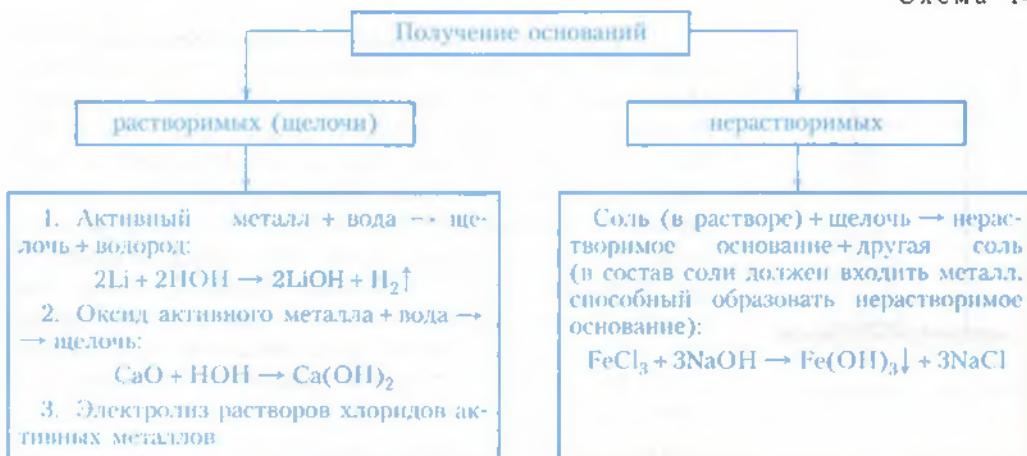


Такие реакции относят к реакциям обмена.

**Реакциями обмена называют реакции между двумя сложными веществами, в ходе которых они обмениваются составными частями.**

Способы получения растворимых и нерастворимых в воде оснований более наглядно показаны на схеме 14.

Схема 14



**Физические свойства.** Большинство оснований — твердые вещества с различной растворимостью в воде.

**Химические свойства.** Растворимые и нерастворимые основания имеют общее свойство: они реагируют с кислотами с образованием соли и воды. Чтобы опытным путем познакомиться с этими реакциями, надо знать, как в растворе обнаружить щелочь и кислоту.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
**ЧТО...**

...если вещество с щелочными свойствами попадает в глаза, то немедленно следует их промыть большим количеством воды, а затем 2%-ным раствором борной кислоты.

Если человек случайно выпил щелочь, то ему дают 1—2%-ный раствор лимонной или уксусной кислоты, чтобы нейтрализовать щелочь.

Существуют вещества, которые под действием растворов щелочей и кислот по-разному изменяют свой цвет. Эти вещества называют индикаторами (от лат. *indicator* – указатель). С помощью индикаторов можно обнаружить не только кислую и щелочную среду, но и нейтральную (табл. 10).

Таблица 10. Изменение цвета различных индикаторов при действии растворов кислот и щелочей

Индикатор	Цвет индикатора в среде		
	кислой	щелочной	нейтральной
Лакмус	Красный	Синий	Фиолетовый
Фенолфталеин	Бесцветный	Малиновый	Бесцветный
Метиловый оранжевый	Розовый	Желтый	Оранжевый

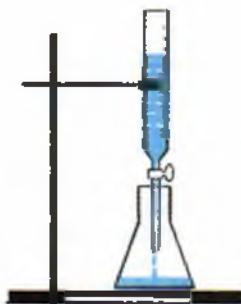
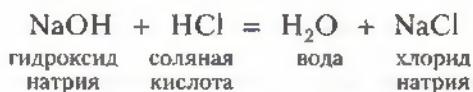
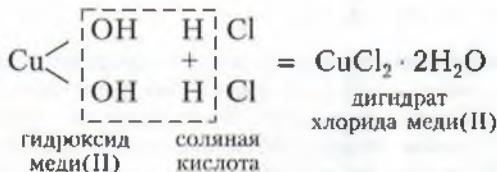


Рис. 52. Бюretка

По изменению окраски индикаторов можно судить о ходе реакции между кислотой и щелочью. Например, если в химический стакан с раствором гидроксида натрия добавить несколько капель раствора индикатора, например фенолфталеина, то раствор станет малиновым. Затем из бюретки (градуированная трубка, рис. 52) следует малыми порциями прилить раствор соляной кислоты, пока не произойдет обесцвечивание. Следовательно, раствор становится нейтральным, т. е. в нем нет ни щелочи, ни кислоты. После выпаривания полученного раствора остается твердое вещество — хлорид натрия  $\text{NaCl}$ :

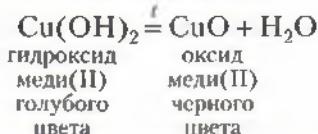


Если к голубому осадку гидроксида меди(II) прилить соляную кислоту  $\text{HCl}$ , то осадок растворяется. При выпаривании и последующем охлаждении раствора появляются зеленые кристаллы дигидрата хлорида меди(II):

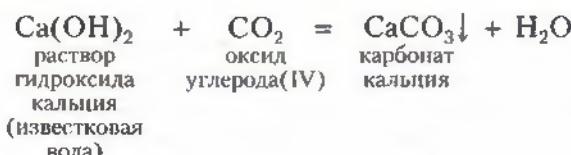


Реакцию между кислотой и основанием, в результате которой образуются соль и вода, называют реакцией нейтрализации.

Кроме общих свойств, щелочи и нерастворимые в воде основания обладают также и отличительными свойствами. *Нерастворимые в воде основания, как правило, термически нестабильные — разлагаются при нагревании.* Например, при нагревании голубого осадка гидроксида меди(II) образуются вещество черного цвета — это оксид меди(II) — и вода:



*Щелочи в отличие от нерастворимых оснований при умеренном нагревании обычно не разлагаются.* Их растворы действуют на индикаторы, разъедают многие органические вещества, реагируют с кислотами, растворами некоторых солей и кислотными оксидами (табл. 11). Например, при пропускании оксида углерода(IV) через известковую воду — раствор  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  — происходит ее помутнение:



Чтобы легче запомнить общие и отличительные свойства щелочей и нерастворимых оснований, используйте таблицу 11.

Таблица 11

Свойства оснований	
растворимых (щелочей)	нерастворимых
<p><b>1. Реагируют с кислотами:</b></p> $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p><b>2. При умеренном нагревании не разлагаются</b></p> <p><b>3. Разъедают многие органические вещества</b></p> <p><b>4. Реагируют с растворами солей</b> (если в их состав входит металл, способный образовать нерастворимое основание):</p> $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{KOH} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$	<p><b>1. Реагируют с кислотами:</b></p> $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ <p><b>2. При нагревании разлагаются:</b></p> $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{\text{t}} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p><b>3. На большинство органических веществ не действуют</b></p> <p><b>4. Реакции с растворами солей нехарактерны</b></p>

Свойства оснований	
растворимых (щелочей)	нерастворимых
<p>5. Реагируют с кислотными оксидами:</p> $2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>6. Действуют на индикаторы (см. табл. 10, с. 96)</p> <p>7. Реагируют с жирами с образованием мыла</p>	<p>5. Реакции с кислотными оксидами нехарактерны</p>

▲ **Применение.** Основания находят широкое применение в промышленности и быту. Например, большое значение имеет гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , или *гашеная известь* (рис. 53). Это белый рыхлый порошок. При смешивании его с водой образуется так называемое *известковое молоко*. Так как гидроксид кальция немного растворяется в воде, то после отфильтровывания известкового молока получается прозрачный раствор — известковая вода, которая мутнеет при пропускании через нее оксида углерода(IV). Происходит реакция  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ .

Эта же реакция осуществляется при затвердевании строительного раствора (рис. 53).

Гашеную известь применяют для приготовления *бордоской смеси* — средства борьбы с болезнями и вредителями растений. Известковое молоко широко используют в химической промышленности, например в производстве сахара, соды и других веществ.

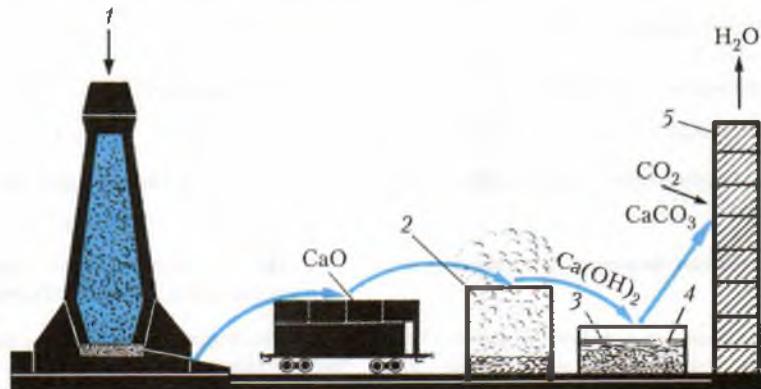


Рис. 53. Получение гашеной извести: 1 — шихта (известняк и топливо); 2 — гашение жженой извести; 3 — песок; 4 — вода; 5 — кирпичная кладка

# ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...при хранении жженой извести на складах (в сараях) с поврежденными крышами во время дождя может возникнуть пожар в результате реакции  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ , при протекании которой выделяется много теплоты.

**Гидроксид натрия**  $\text{NaOH}$  применяют для очистки нефти, производства мыла, в текстильной промышленности. **Гидроксид калия**  $\text{KOH}$  и **гидроксид лития**  $\text{LiOH}$  используют в аккумуляторах.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—9. Решите задачи 1—4.

?

1. Заполните таблицу, записав в ней по 2—3 формулы веществ, относящихся к каждому классу.

Простые вещества		Сложные вещества			
металлы	неметаллы	оксиды	основания	кислоты	соли

2. Какие вещества называют основаниями и как их классифицируют? Напишите формулы оснований и назовите их.

3. Приведите по три уравнения реакций, при помощи которых можно получить: а) растворимые и б) практически нерастворимые основания. Напишите их названия.

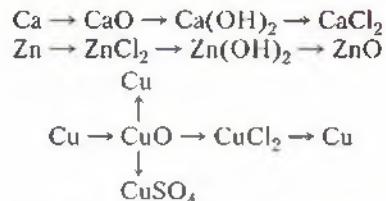
4. Пользуясь таблицей 11 (п. 1, 4 и 5), составьте по три уравнения соответствующих реакций, в которых участвуют щелочи.

5. Какие из веществ, формулы которых приведены, реагируют с раствором гидроксида натрия:  $\text{CaO}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{HCl}$ ? Напишите уравнения практически осуществимых реакций.

6. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:

1. Вычислите массу серной кислоты, которая потребуется, чтобы нейтрализовать раствор, содержащий 10 г гидроксида натрия.

2. К раствору, содержащему избыток хлорида железа(III), прилили раствор, содержащий 240 г гидроксида натрия. Определите массу и количество образовавшегося гидроксида железа(III).



7. Напишите уравнения реакций разложения при нагревании: а) гидроксида меди(II); б) гидроксида железа(III); в) гидроксида алюминия.

8. Объясните, какое свойство гашеной извести позволяет ее использовать в строительстве как связующий материал. Ответ подтвердите уравнением реакции.

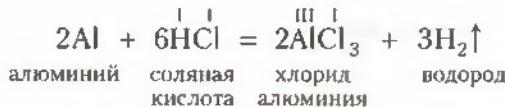
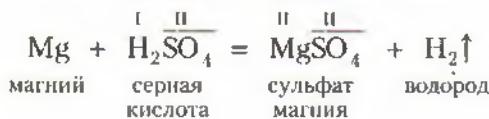
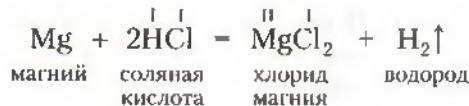
9. Составьте конспект ответа, характеризующего гидроксиды  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , придерживаясь плана, ранее приведенного (см. с. 60).

3. Расположите соединения, формулы которых даны ниже, в порядке возрастания содержания в них железа: а)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; б)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; в)  $\text{FeSO}_4$ ; г)  $\text{FeO}$ ; д)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

4. В 1000 г воды при  $20^\circ\text{C}$  растворяется: а) 1.56 г гидроксида кальция; б) 38 г гидроксида бария. Определите массовые доли веществ в этих растворах и выразите их в процентах.

## § 32. Кислоты

**Состав кислот.** При изучении способов получения водорода в лаборатории вы уже ознакомились с реакциями цинка с соляной и серной кислотами. Сходно реагируют с кислотами и другие металлы, например:



Рассматривая уравнения этих реакций, можно сделать следующий вывод о составе кислот:

**Кислотами называют сложные вещества, состоящие из кислотных остатков и водорода, который может замещаться на атомы металлов.**

Из рассмотренных выше уравнений видно, что:

1) кислотные остатки в химических реакциях обычно сохраняются и переходят из одних соединений в другие;

2) валентность кислотных остатков определяется числом атомов водорода, способных замещаться атомами металлов (табл. 12).

Таблица 12. Формулы некоторых кислот и кислотных остатков

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток и его валентность
Соляная	HCl	—Cl
Азотная	HNO <sub>3</sub>	—NO <sub>3</sub>
Серная	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	=SO <sub>4</sub>
Угольная	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	=CO <sub>3</sub>
Ортофосфорная	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	=PO <sub>4</sub>

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...кислоты разрушают живые ткани и вызывают ожоги. Поэтому будьте осторожны в работе с кислотами!

Если человек случайно выпил кислоту, то ему дают очень много воды. Для нейтрализации кислоты применять раствор питьевой соды не рекомендуется, так как в органах пищеварения образуется пена, которая может вызвать осложнения.

**Классификация кислот.** По составу кислоты делятся на *кислородсодержащие* и *бескислородные*, а по числу содержащихся в них атомов водорода, способных замещаться на металл, — на *одноосновные*, *двуосновные* и *трехосновные* (схема 15).

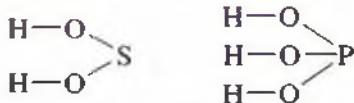
Схема 15



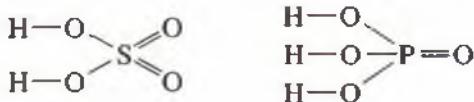
▲ **Структурные формулы кислот.** При составлении структурных формул бескислородных кислот следует учитывать, что в молекулах этих кислот атомы водорода связаны с атомом неметалла:  $\text{H}-\text{Cl}$ .

При составлении структурных формул кислородсодержащих кислот нужно помнить, что водород с центральным атомом связан посредством атомов кислорода. Если, например, требуется составить структурные формулы серной и ортофосфорной кислот, то поступают так:

1. Пишут один под другим атомы водорода данной кислоты. Затем через атомы кислорода черточками связывают их с центральным атомом:



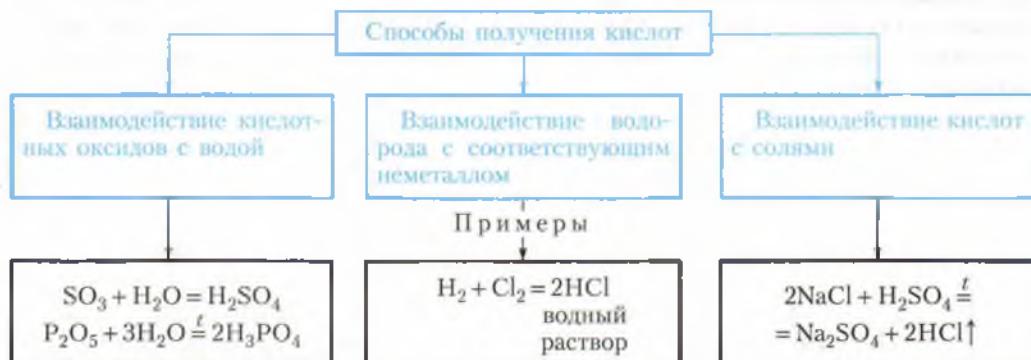
2. К центральному атому (с учетом валентности) присоединяют остальные атомы кислорода;



Однако, например, структурную формулу азотной кислоты таким образом составить невозможно.

Способы получения кислот показаны на схеме 16.

**Физические свойства.** Многие кислоты, например серная, азотная, соляная, — это бесцветные жидкости. Известны также твердые кислоты: ортофосфорная  $H_3PO_4$ , метафосфорная  $HPO_3$ , борная  $H_3BO_3$ . Почти все кислоты растворимы в воде. Пример нерастворимой кислоты — кремниевая  $H_2SiO_3$ .



Растворы кислот имеют кислый вкус. Так, например, многим плодам придают кислый вкус содержащиеся в них кислоты. Отсюда названия кислот: яблочная, лимонная и т. д.

**Химические свойства.** Рассмотрим наиболее характерные общие свойства водных растворов кислот.

1. Действие кислот на растворы индикаторов.

Вы уже знаете, что вещества, которые под действием растворов кислот и щелочей изменяют свой цвет, называют индикаторами (с. 96). К ним относят, например, **лакмус**, **метиловый оранжевый**, **фенолфталеин** и некоторые другие вещества. Растворы кислот окрашивают лакмус в красный цвет, метиловый оранжевый — в розовый, а фенолфталеин остается бесцветным.

2. Характерным свойством кислот является их взаимодействие с **металлами**. Чтобы выяснить, как реагируют кислоты с различными металлами, проделаем следующий опыт.

В четыре пробирки нальем немного соляной кислоты. В первую пробирку поместим кусочек магния Mg, во вторую — кусочек цинка Zn, в третью — кусочек железа Fe, а в четвертую — кусочек меди Cu.

Такой же опыт проведем с водным раствором серной кислоты.

Проделав эти опыты, убедимся, что особенно быстро реагирует с кислотами магний, несколько медленнее — цинк, еще медленнее — железо, а в пробирках с медью никаких изменений не наблюдается (водород не выделяется).

При выпаривании образовавшихся растворов выделяются кристаллические вещества — **соли**. Аналогичные опыты были проделаны русским ученым Н. Н. Бекетовым. На основе опытов он составил вытеснительный ряд металлов:

<b>K</b>	<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>Al</b>	<b>Zn</b>	<b>Fe</b>	<b>Ni</b>	<b>Sn</b>	<b>Pb</b>	<b>(H<sub>2</sub>)</b>	<b>Cu</b>	<b>Hg</b>	<b>Ag</b>	<b>Pt</b>	<b>Au</b>
вытесняют водород из кислот										водород из кислот не вытесняют				

Русский химик, академик Петербургской академии наук. Основоположник физической химии. В 1863 г. составил вытеснительный ряд металлов. В настоящее время этот ряд называют рядом стандартных электродных потенциалов металлов, или электрохимическим рядом напряжений металлов.

Николай  
Николаевич  
Бекетов  
(1826—1911)



При составлении уравнений химических реакций следует руководствоваться этим рядом. В этом ряду все металлы, стоящие до водорода, способны вытеснять его из кислот. Исключением является азотная кислота. При ее взаимодействии с большинством металлов вместо водорода выделяются другие газы.

В обобщенном виде химические свойства кислот рассмотрены в таблице 13.

Таблица 13. Химические свойства кислот

Вещества, с которыми реагируют кислоты	Примеры
<b>1. С индикаторами.</b>	Лакмус краснеет. Метиловый оранжевый становится розовым
<b>2. С металлами.</b> Если металл находится в ряду, составленном Н. Н. Бекетовым, до водорода, то выделяется водород и образуется соль. Исключение $\text{HNO}_3$	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
<b>3. С основными оксидами.</b> Образуются соль и вода	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
<b>4. С основаниями.</b> Образуются соль и вода	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
<b>5. С солями.</b> В соответствии с рядом кислот (каждая предыдущая кислота может вытеснить из соли последующую):	
$\text{HNO}_3$	
$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HCl}, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SiO}_3$ *	$\text{ZnCl}_2(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t} \text{ZnSO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	
Образуются другая соль и другая кислота	
<b>6. При нагревании некоторые кислоты разлагаются.</b> Как правило, образуются кислотный оксид и вода	$\text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$

\* Этот ряд условный. Однако в большинстве случаев реакции между кислотами и солями протекают согласно этому ряду.

В таблице 13 в п. 3, 4 и 5 приведенные уравнения реакций относятся к реакциям обмена. Необходимо учесть, что реакции обмена протекают до конца в следующих трех случаях:

- 1) если в результате реакции образуется вода, например в реакции нейтрализации;
- 2) если один из продуктов реакции — летучее вещество, например, серная кислота вытесняет из солей другие кислоты, потому что они более летучие;
- 3) если один из продуктов реакции выпадает в осадок (см. с. 174), например в реакции получения нерастворимых оснований (см. с. 95).

▲ **Применение.** Применение важнейших кислот будет рассмотрено в соответствующих разделах.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—9 (с. 104—105). Решите задачи 1—2 (с. 105).



1. Какие вещества называются кислотами? Начертите в тетради приведен-

ную ниже таблицу и в соответствующих графах запишите химические формулы известных вам кислот, подчеркните кислотные остатки и отметьте их валентность.

Кислоты				
кислород-содержащие	бескислородные	одноосновные	двуосновные	трехосновные

2. Составьте структурные формулы следующих кислот: а) угольной; б) бромоводородной; в) сернистой; г) хлорной  $\text{HClO}_4$ .

3. Какими способами получают кислоты? Составьте уравнения реакций.

4. Какими двумя способами можно получить: а) ортофосфорную кислоту; б) сероводородную кислоту? Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Начертите в тетради нижеприведенную таблицу.

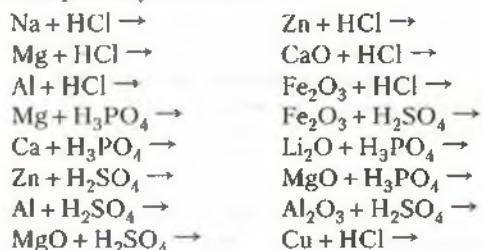
Реакции			
разложения	соединения	замещения	обмена

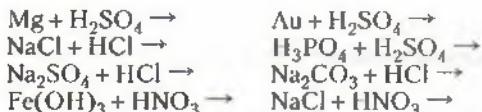
В соответствующих графах запишите по три уравнения реакций, в которых участвуют и образуются кислоты.

6. Приведите по три уравнения химических реакций, характеризующих химические свойства кислот. Отметьте, к какому типу реакций они относятся.

7. Какие из веществ, формулы которых приведены, реагируют с соляной кислотой: а)  $\text{CuO}$ ; б)  $\text{Cu}$ ; в)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ; г)  $\text{Ag}$ ; д)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ?

8. Напишите уравнения реакций, которые осуществимы.





- 1. Какая из кислот богаче фосфором — ортофосфорная  $\text{H}_3\text{PO}_4$  или метафосфорная  $\text{HPO}_3^2-$ ?
- 2. Выведите химическую формулу соединения, в состав которого входят 3,95 моль. ч. химического элемента селена ( $A_r(\text{Se}) = 79$ ) и 0,1 моль. ч. водорода.
- 3. В реакции алюминия с серной кислотой образовалось 3,42 г сульфата

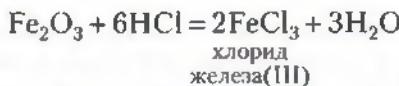
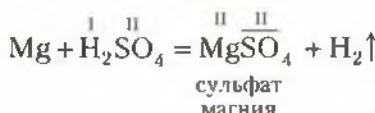
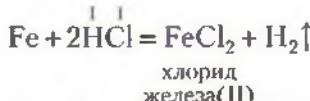
9. Составьте конспект ответа о свойствах соляной, серной и ортофосфорной кислот, придерживаясь ранее приведенного плана (см. с. 60).

алюминия. Определите массу и количество алюминия, вступившего в реакцию.

4. В реакции с азотной кислотой прореагировало 0,1 моль оксида меди(II). Найдите массу и количество нитрата меди(II), получившегося в результате реакции.

## § 33. Соли

**Состав солей, их названия.** С некоторыми солями вы уже познакомились при изучении водорода и кислот. При составлении уравнений реакций, протекающих между металлами и кислотами и между оксидами металлов и кислотами, вы обратили внимание на то, что в этих реакциях образуются вещества, которые относят к классу солей. Приведем еще несколько примеров:



...если из воды Мирового океана выделить всю поваренную соль, то ею можно было бы покрыть поверхность Европы слоем толщиной 5 км.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
**ЧТО...**

...массовая доля солей в организме человека составляет 5,5%. Соли в процессе обмена веществ непрерывно восстанавливаются. В жаркое время или в горячих цехах с потом теряются и соли. Поэтому жажду утоляют с помощью немного подсоленной воды (раствор с массовой долей хлорида натрия 0,3—0,5%). А больным при обезвоживании вводят физиологический раствор (9 г  $\text{NaCl}$  на 1 л дистиллированной воды).

Из химических формул солей видно, что соли — это сложные вещества, образованные атомами металлов и кислотными остатками.

В дальнейшем курсе химии с солями будем встречаться очень часто. Важнейшими из них являются:

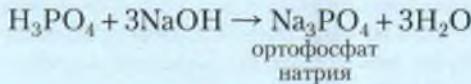
соли соляной кислоты  $\text{HCl}$  — хлориды ( $\text{NaCl}$  — хлорид натрия);  
 соли серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — сульфаты ( $\text{K}_2\text{SO}_4$  — сульфат калия);  
 соли азотной кислоты  $\text{HNO}_3$  — нитраты ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  — нитрат кальция);  
 соли угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$  — карбонаты ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — карбонат натрия);  
 соли ортофосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — ортофосфаты ( $\text{K}_3\text{PO}_4$  — ортофосфат калия).

**Классификация.** В зависимости от количественных соотношений взятой кислоты и основания в реакциях нейтрализации могут образовываться различные по составу соли (схема 17).

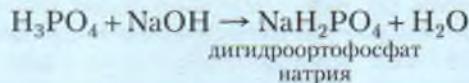
Схема 17



*Средними или нормальными солями называют соли, которые образуются при замещении атомами металлов всех атомов водорода в молекулах кислот:*



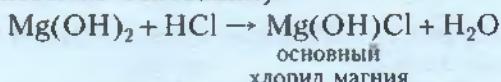
*Кислыми солями называют соли, которые образуются в результате неполного замещения атомами металлов атомов водорода в молекулах кислот (получаются при избытке кислоты):*



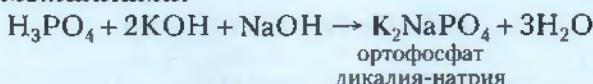
## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...легионеры Древнего Рима получали часть жалованья солью. В XIII в., по свидетельству Марко Поло, в Тибете монетой служили лепешки из соли. По словам М. В. Ломоносова, еще и в его время за 5 плиток горной соли в Абиссинии можно было купить раба. ...наши предки встречали гостей в знак нерушимой дружбы хлебом-солью. Опрокинутая солонка с высыпавшейся на стол солью возле руки Иуды на известной картине Леонардо да Винчи «Тайная вечеря» отражает суеверие, что рассыпать соль — значит совершить предательство или накликать беду.

■ **Основными солями называют соли, в составе которых, кроме кислотных остатков, имеются также гидроксогруппы** (получаются при избытке оснований):



**Двойными солями называют соли, которые образуются при замещении атомов водорода в молекулах кислот двумя различными металлами.**

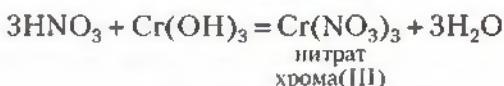
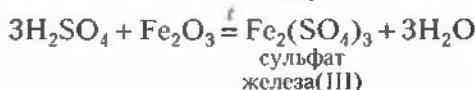
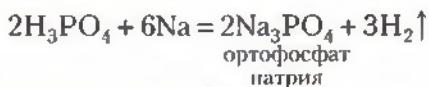


Вместо атома одновалентного металла в состав соли может войти группа атомов  $\overline{\text{NH}_4}^+$  (см. форзац II).

Существуют еще смешанные и комплексные соли, которые мы рассмотрим в старших классах.

▲ **Способы получения солей.** Реакции, в результате которых образуются соли, неоднократно рассматривались в предыдущих разделах. Приведем теперь эти сведения в определенную систему.

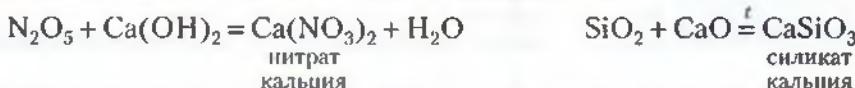
1. Соли можно получить, действуя кислотами на металлы, основные оксиды и основания:



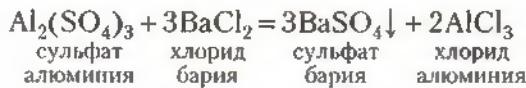
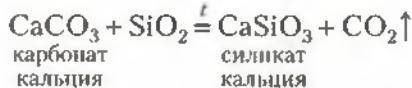
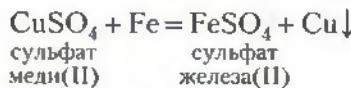
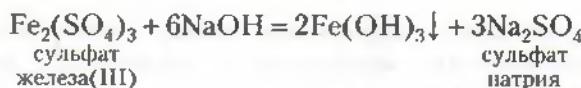
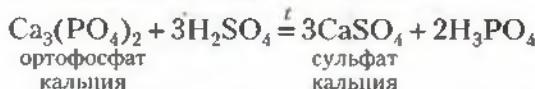
# ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...на торжественных пирах в Древней Руси поваренная соль подавалась в особых сосудах — солонках — лишь на столы знатных гостей. Прочие же гости расходились с пиршества несолено хлебавши.

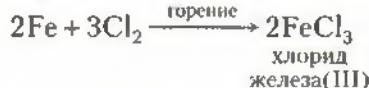
2. Соли образуются при реакции кислотных оксидов со щелочами, а также кислотных оксидов с основными оксидами:



3. Соли можно получить при взаимодействии солей с кислотами, щелочами, металлами, нелетучими кислотными оксидами и другими солями:



4. Соли образуются при взаимодействии металлов с неметаллами:



Реакции, при которых образуются соли, показаны также в обзорной таблице 15 (с. 110—111).

**Физические свойства.** Соли — твердые вещества разного цвета. Растворимость их различна. Некоторые соли хорошо растворимы в воде, например все нитраты; другие же, например карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ , сульфат бария  $\text{BaSO}_4$  и т. п., практически нерастворимы (см. форзац II). Запомнить растворимость некоторых солей, которые чаще всего встречаются в курсе химии средней школы, поможет таблица 14.

Таблица 14. Сведения о растворимости важнейших солей

Названия солей	Растворимость соответствующих солей
Нитраты	Все соли растворимы
Хлориды	Все соли растворимы, кроме $\text{AgCl}$ и $\text{PbCl}_2$
Сульфаты	Все соли растворимы, кроме $\text{CaSO}_4$ , $\text{SrSO}_4$ , $\text{BaSO}_4$ , $\text{PbSO}_4$ и $\text{Ag}_2\text{SO}_4$
Сульфиды	
Карбонаты	
Силикаты	
Фосфаты	Почти все соли нерастворимы, кроме солей $\text{K}$ , $\text{Na}$ и аммония (соли, содержащие группу $\text{NH}_4$ )

**Химические свойства.** При изучении способов получения солей вы уже познакомились с их некоторыми химическими свойствами. Разберем этот вопрос подробно.

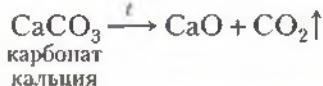
1. Соли реагируют с металлами. При написании уравнений этих реакций следует руководствоваться рядом, составленным Н. Н. Бекетовым (см. с. 103). Так как эти реакции протекают в водных растворах, то для опытов нельзя применять литий  $\text{Li}$ , натрий  $\text{Na}$ , калий  $\text{K}$ , кальций  $\text{Ca}$ , барий  $\text{Ba}$  и другие активные металлы, которые при обычных условиях реагируют с водой.

2. Соли реагируют с кислотами. При проведении этих реакций обычно берут сухую соль и действуют концентрированной кислотой.

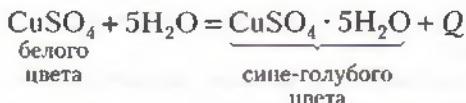
3. Соли реагируют со щелочами в водных растворах. Это способ получения нерастворимых оснований.

4. Соли реагируют с солями. Реакции протекают в растворах и используются для получения практически нерастворимых солей.

5. Некоторые соли при нагревании разлагаются. Характерным примером такой реакции является обжиг известняка, основной составной частью которого является карбонат кальция:



▲ 6. Некоторые соли способны реагировать с водой и образовывать кристаллогидраты. Так, например, сульфат меди(II)  $\text{CuSO}_4$  — кристаллическое вещество белого цвета. При его растворении в воде происходит разогревание и образуется раствор голубого цвета. Выделение теплоты и изменение цвета — это признаки химических реакций (см. с. 11). При выпаривании раствора выделяется кристаллогидрат  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (медный купорос). Образование этого вещества свидетельствует о том, что сульфат меди(II) реагирует с водой:



▲ Точка в формуле показывает, что вода в кристаллогидрате химически связана; ее называют *кристаллизационной водой*.

Таблица 15. Химические реакции, неорганических

Вещества, вступающие в реакцию	Реакции с	
	неметаллами	кислотными оксидами
Металлы	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{NaCl}$ $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{MgO}$	$2\text{Mg} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} 2\text{MgO} + \text{Si}$
Основные оксиды	$\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{PbO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{Pb} + \text{CO} \uparrow$	$\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3$
Щелочи	$2\text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KClO} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
Нерастворимые основания	—	—
Соли	$2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$
Вода	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2 = 4\text{HCl} + \text{O}_2$	$\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4$

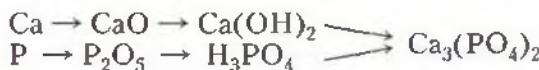
**Применение.** Большинство солей широко используется в промышленности и в быту. Например, всем известно применение поваренной соли, т. е. хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , в быту. В промышленности хлорид натрия используется для получения гидроксида натрия, соды, хлора, натрия и т. д. Соли азотной и ортофосфорной кислот в основном являются минеральными удобрениями.

Многие средства защиты растений от болезней, вредителей, некоторые лекарственные вещества тоже относятся к классу солей. Более подробно применение отдельных солей будет рассмотрено при дальнейшем изучении химических элементов.

**Связь между отдельными классами неорганических соединений.** Из веществ одного класса можно получить вещества другого класса. Такую связь называют *генетической* (от греч. «генезис» — происхождение). Взаимную связь между отдельными веществами можно изобразить следующими схемами:

характеризующие отдельные классы  
соединений

кислотами	солями	водой
$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$	$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu \downarrow$	$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow$ $Zn + H_2O \xrightarrow{t} ZnO + H_2 \uparrow$
$CuO + H_2SO_4 \xrightarrow{t} = CuSO_4 + H_2O$	—	$Na_2O + H_2O = 2NaOH$
$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$	$2NaOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$	Образуются кристаллогидраты с различным содержанием воды
$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$	—	—
$Na_2CO_3 + H_2SO_4 = H_2CO_2 + Na_2SO_4$ $\downarrow H_2O \quad \downarrow CO_2 \uparrow$	$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$	$CuSO_4 + 5H_2O = CuSO_4 \cdot 5H_2O$
$nH_2O + H_2SO_4 = H_2SO_4 \cdot nH_2O$	$FeSO_4 + 7H_2O = FeSO_4 \cdot 7H_2O$	—



В общем виде:

металл  $\longrightarrow$  основный оксид  $\longrightarrow$  основание  $\longrightarrow$  соль  
неметалл  $\longrightarrow$  кислотный оксид  $\longrightarrow$  кислота

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...если поваренная соль получена выпариванием морской воды, то в ней в виде примеси содержится хлорид магния. Хлорид магния сильно адсорбирует (поглощает) воду, и поэтому соль становится влажной. Чистый хлорид натрия воду не адсорбирует.

Ответьте на вопросы и выполните упражнение 1—10 (с. 112). Решите задачи 1, 2 (с. 112).

?

1. Даны химические формулы веществ:  $\text{HBr}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Начертите в тетради таблицу и разместите формулы по соответствующим графам.

Оксиды		Основания		Кислоты		Соли	
основные	кислотные	растворимые	нерастворимые			средние	кислые

2. Напишите химические формулы следующих солей: карбоната магния, гидрокарбоната железа(II), сульфата железа(III), гидроортфосфата кальция, основного хлорида магния, дигидроортфосфата кальция.

3. Напишите названия солей, формулы которых даны:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HS})_2$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

4. Напишите формулы важнейших солей следующих кислот: а) соляной; б) серной; в) азотной; г) ортофосфорной; д) угольной. Назовите эти соли.

5. Перечислите способы получения солей и напишите по два уравнения соответствующих химических реакций. При необходимости используйте таблицу 15.

6. Составьте уравнения химических реакций, схемы которых даны ниже:
- $$\text{Ca} + \dots \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2$$
- $$\text{SO}_3 + \dots \rightarrow \text{CaSO}_4$$
- $$\text{N}_2\text{O}_5 + \dots \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$$
- $$\text{CaO} + \dots \rightarrow \text{CaSO}_3$$
- $$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{P}_2\text{O}_5 + \dots \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$$

7. С какими веществами реагирует хлорид кальция, если получается: а) сульфат кальция; б) карбонат кальция; в) ортофосфат кальция; г) гидроксид кальция; д) хлороводород? Напишите уравнения реакций и поясните, почему они идут до конца.

1. Вычислите, какое из следующих азотных удобрений наиболее богато азотом:  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .

8. Какими двумя способами из оксида кальция можно получить: а) сульфат кальция; б) ортофосфат кальция? Составьте уравнения реакций.

9. Напишите уравнения реакций нейтрализации, в результате которых образуются соли, формулы которых следующие: а)  $\text{AlCl}_3$ ; б)  $\text{BaSO}_4$ ; в)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ; г)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; д)  $\text{NaNO}_3$ ; е)  $\text{NaHSO}_4$ ; ж)  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ; з)  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ . Под соответствующими формулами веществ напишите их названия.

10. Составьте уравнения реакций, схемы которых даны ниже:

- а)  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
- б)  $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- в)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- г)  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
- д)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$
- е)  $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- ж)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- з)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- и)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$
- к)  $\text{SO}_3 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO}$

2. Рассчитайте, в каких массовых отношениях следует смешать гидроксид кальция с ортофосфорной кислотой, чтобы произошла реакция нейтрализации.

## Лабораторные опыты

**11. Действие кислот на индикаторы.** Поместите в штатив девять пробирок. В три пробирки налейте по 1 мл разбавленной серной кислоты, в следующие три влейте по 1 мл разбавленной соляной кислоты, а в остальные три — столько же разбавленной азотной кислоты.

В первую пробирку с серной кислотой добавьте несколько капель раствора фиолетового лакмуса или опустите фиолетовую лакмусовую бумажку, во вторую пробирку влейте несколько капель раствора фенолфталеина, а в третью — метилового оранжевого.

Проведите такие же опыты с соляной и азотной кислотами.

Лакмус от действия кислот краснеет, фенолфталеин остается бесцветным, а метиловый оранжевый становится розовым.

**Задание.** Даны растворы двух веществ. Как можно практически доказать, что одно из них является раствором кислоты?

**12. Отношение кислот к металлам.** В две пробирки поместите по два кусочка цинка, в две другие насыпьте немного железных опилок, а в последние две — медных стружек. В одну пробирку с цинком налейте 1 мл серной, а в другую — столько же соляной кислоты. Точно так же прилейте эти кислоты в пробирки с железом и медью.

Железо реагирует с кислотами медленнее, чем цинк; медь при обыкновенной температуре не реагирует ни с серной, ни с соляной кислотами. При нагревании медь реагирует с концентрированной серной кислотой. В этой реакции выделяется бесцветный газ с резким запахом (нюхать осторожно!), и в пробирке образуется раствор синего цвета.

**Задания.** 1. Найдите железо, цинк и медь в ряду, составленном Н. Н. Бекетовым, и подумайте, на основании каких свойств составлен этот ряд. 2. Напишите уравнения химических реакций, которые наблюдались в этом опыте. К какому типу эти реакции относятся?

**13. Взаимодействие кислот с оксидами металлов.** В две пробирки насыпьте немного оксида меди(II). В одну из них прилейте 1 мл разбавленной соляной кислоты, а в другую — столько же разбавленной серной кислоты. Пробирки слегка нагрейте.

Перенесите несколько капель полученных растворов на стеклянную пластинку и выпарьте.

Такие же опыты проделайте с оксидами железа(III).

**Задания.** 1. Какие признаки подтверждают, что оксиды металлов реагируют с кислотами? Какие вещества вы обнаружили на стеклянных пластинках после выпаривания растворов? Напишите химические формулы этих веществ. 2. Составьте уравнения реакций, которые протекали в этих опытах.

**14. Свойства растворимых и нерастворимых оснований.** Рассмотрите выданные вам в пробирках гидроксиды натрия, кальция, меди(II) и железа(III), отметьте их агрегатное состояние и цвет. Прилейте в пробирки по 3—4 мл воды и взболтайте. Мутные жидкости отфильтруйте. К растворам добавьте по несколько капель раствора фенолфталеина.

**Задание.** На основе проведенных опытов сделайте вывод об агрегатном состоянии, цвете и растворимости оснований.

**15. Взаимодействие щелочей с кислотами** (реакция нейтрализации). В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте к нему несколько капель раствора фенолфталеина. К раствору малинового цвета с помощью пипетки прибавляйте по каплям соляную кислоту. После каждой капли пробирку встряхивайте. Происходит разогревание и обесцвечивание раствора. Затем немного полученного раствора перенесите на стеклянную пластинку и выпарьте его.

**Задания.** 1. Почему раствор кислоты следует добавлять осторожно, по каплям? 2. Какое вещество выделилось при выпаривании растворов? Напишите его хими-

ческую формулу. 3. Составьте уравнение реакции между соляной кислотой и гидроксидом натрия. К какому типу относится эта реакция?

**16. Взаимодействие нерастворимых оснований с кислотами.** Получите немного гидроксида меди(II). Для этого в две пробирки налейте по 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте столько же раствора сульфата меди(II) или другой растворимой соли меди(II). В одну пробирку с полученным осадком добавьте (до полного растворения) соляную, а в другую — серную кислоту. В обеих пробирках образуется голубой раствор.

Перенесите несколько капель полученных растворов на стеклянную пластинку и выпарьте.

**Задания.** 1. Напишите химические формулы веществ, кристаллы которых выделились на стеклянных пластинках. 2. Составьте уравнения реакций, которые наблюдались в этом опыте.

**17. Разложение гидроксида меди(II) при нагревании.** Осторожно нагрейте пробирку, в которой находится гидроксид меди(II), до изменения цвета.

**Задания.** 1. Каковы агрегатное состояние и цвет гидроксида меди(II)? 2. Почему изменился цвет при нагревании? 3. Составьте уравнение происходящей реакции.

## Практическая работа 5

**Решение экспериментальных задач**

**по теме «Важнейшие классы неорганических соединений».**

**Задача 1.** Опытным путем докажите, в каких пробирках содержатся растворы: а) хлорида натрия; б) гидроксида натрия; в) соляной кислоты.

**Задача 2.** В одной пробирке находится дистиллированная вода, а в другой — раствор хлорида калия. Обнаружьте, в какой пробирке находится каждое из выданных вам веществ.

**Задача 3.** В двух пробирках даны: а) оксид кальция; б) оксид магния. Определите, в какой пробирке находится каждое из этих веществ.

**Задача 4.** Получите гидроксид магния исходя из металлического магния.

**Задача 5.** Дан оксид меди(II). Получите гидроксид меди(II).

**Задача 6.** Дан раствор гидроксида кальция (известковая вода). Получите карбонат кальция, а из него — раствор хлорида кальция.

**Задача 7.** Получите из хлорида железа(III) оксид железа(III).

**Задача 8.** Дан кристаллический хлорид магния. Получите гидроксид магния.

**Задача 9.** Из раствора сульфата меди(II) получите раствор хлорида меди(II).

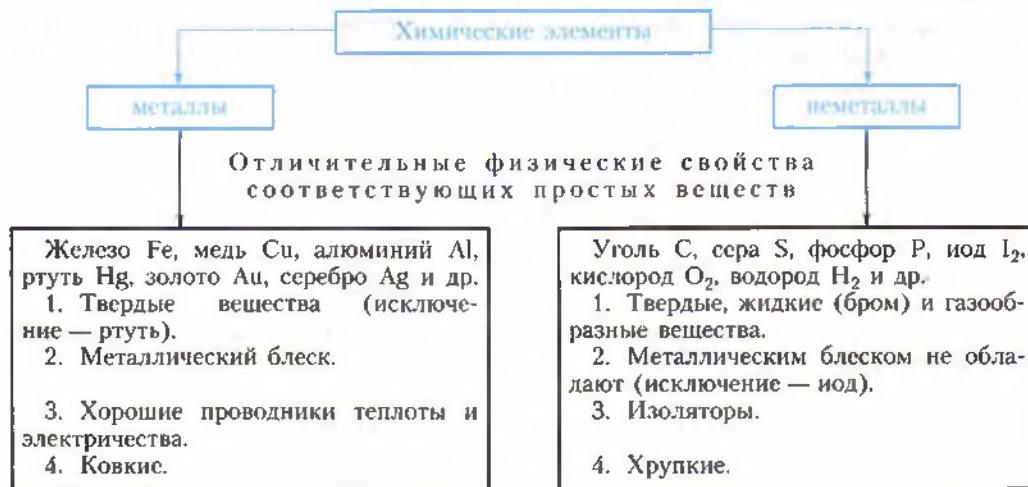
**Задача 10.** Осуществите практически следующие превращения: хлорид меди(II) → гидроксид меди(II) → оксид меди(II).

### § 34. Классификация химических элементов

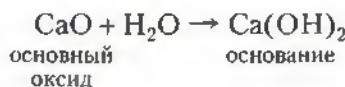
**Первые попытки классификации химических элементов.** К 70-м гг. XIX в. было уже известно более 60 химических элементов. В химии, как и в других естественных науках (ботаника, зоология), по мере накопления фактов возникла необходимость в их классификации.

Вначале ученые пытались все химические элементы разделить на две группы — *металлы* и *неметаллы* (схема 18).

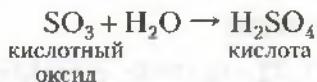
Схема 18



При изучении важнейших классов неорганических соединений вы выяснили, что типичные металлы отличаются от типичных неметаллов не только по физическим, но и по химическим свойствам. Типичные металлы, как, например, кальций Ca, образуют основные оксиды, которым соответствуют основания:



Неметаллы, например сера, образуют кислотные оксиды, которым соответствуют кислоты:



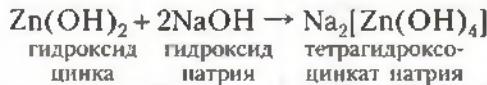
Металлы реагируют с кислотами, как правило, замещая в них атомы водорода, с образованием солей. Для неметаллов реакция с кислотами нехарактерна.

▲ Химические элементы, которым соответствуют оксиды и гидроксиды, проявляющие амфотерные свойства. Позже выяснилось, что классификация химических элементов на металлы и неметаллы является неполной. Оказывается, существуют химические элементы и соответствующие им вещества, которые проявляют двойственную природу. В этом можно убедиться, проделав следующий опыт. В двух пробирках получают немного гидроксида цинка, который выпадает в виде белого осадка. В одну пробирку приливают раствор соляной кислоты, а в другую — раствор гидроксида натрия. В обоих случаях происходят химические реакции и образуются бесцветные растворы.

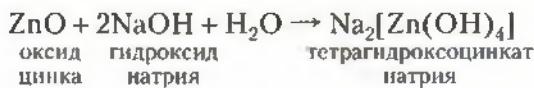
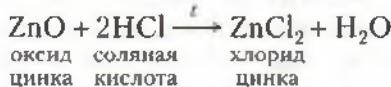
Следовательно, гидроксид цинка  $Zn(OH)_2$  обладает свойствами основания (реагирует с кислотами) и кислоты (реагирует со щелочами), т.е. имеет двойственную природу. С сильной кислотой, например с соляной, гидроксид цинка реагирует как основание:



С сильным основанием, например с гидроксидом натрия, гидроксид цинка реагирует как кислота:



Такими же двойственными свойствами обладает и оксид цинка.



## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...немецкий химик Иоганн Доберейнер заметил, что если в триадах кальций — стронций — барий, литий — натрий — калий и других элементы расположены в порядке возрастания их атомных масс, то атомная масса среднего из них приблизительно равна полу сумме атомных масс двух крайних.

...одним из предшественников Д. И. Менделеева по созданию периодической таблицы химических элементов является английский ученый Джон Ньюлендс. Он заметил (1863), что химические элементы можно сгруппировать по семь в таком порядке, при котором каждый восьмой элемент будет аналогичным по свойствам первому элементу предшествующей группы.

При сплавлении  $ZnO$  или  $Zn(OH)_2$  со щелочью образуется безводный цинкат натрия  $Na_2ZnO_2$ .

**Оксиды и гидроксиды, которые способны реагировать и с кислотами, и со щелочами, называют амфотерными** (от греч. «амфотерос» — оба, тот и другой).

Многие химические элементы образуют амфотерные оксиды ( $ZnO$ ,  $BeO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $PbO$  и др.) и соответствующие им амфотерные гидроксиды ( $Zn(OH)_2$ ,  $Be(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Cr(OH)_3$ ,  $Pb(OH)_2$  и др.).

*Химические элементы, которым соответствуют амфотерные оксиды и гидроксиды, обладают промежуточными химическими свойствами, т. е. по химическим свойствам их нельзя отнести ни к типичным металлам, ни к типичным неметаллам.*

**Понятие о группах сходных элементов.** При попытке классифицировать химические элементы химики объединяли элементы согласно их свойствам в отдельные группы.

При знакомстве с кислородом, водородом, водой и основными классами неорганических соединений — оксидами, основаниями, кислотами и солями — вы уже встречались с химическими элементами, которые образуют соединения со сходными свойствами. Так, например, при изучении химических свойств воды вы убедились, что металлы натрий  $Na$  и калий  $K$  реагируют с водой. Оказывается, подобным свойством обладают металлы литий  $Li$ , рубидий  $Rb$ , цезий  $Cs$  и франций  $Fr$ . Так как эти металлы при взаимодействии с водой образуют щелочи, то они получили название *щелочных металлов*. Щелочные металлы одновалентны и образуют сходные по составу и свойствам соединения (табл. 16).

Таблица 16. Соединения сходных элементов

Характеристика соединений	Химические формулы соединений сходных элементов							
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Высшая валентность: в соединениях с кислородом в летучих соединениях с водородом	1	2	3	4	5	—	—	—
Высшие оксиды	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	—	—	—
Основания	LiOH	Be(OH) <sub>2</sub>	B(OH) <sub>3</sub>	—	—	—	—	—
Кислоты	—	H <sub>2</sub> BeO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>	—	—	—
Соли	LiCl	BeCl <sub>2</sub>	BCl <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NaNO <sub>3</sub>	—	NaF	—
Летучие соединения с водородом	—	—	—	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	HF	—
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Высшая валентность: в соединениях с кислородом в летучих соединениях с водородом	1	2	3	4	5	6	7	—
Высшие оксиды	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	—
Основания	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	—	—	—	—	—
Кислоты	—	—	H <sub>3</sub> AlO <sub>3</sub> , HAlO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , HPO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>	—
Соли	NaCl	MgCl <sub>2</sub>	AlCl <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	KClO <sub>4</sub>	—
Летучие соединения с водородом	—	—	—	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl	—

▲ Вам знакомы также химические элементы магний Mg и кальций Ca. Сходными с ними являются элементы бериллий Be, а также стронций Sr, барий Ba и радий Ra. Эти химические элементы тоже образуют похожие по составу и свойствам соединения.

Характерным представителем трехвалентных элементов является алюминий Al. С ним сходен галлий Ga и некоторые другие элементы.

Элемент углерод образует соединения как с кислородом, так и с водородом, например оксид углерода(IV) CO<sub>2</sub> и метан CH<sub>4</sub>. Напоминают по составу и свойствам соединений сходные с ним элементы кремний Si, германий Ge (широко используемый в полупроводниках), олово Sn и свинец Pb. Все они

образуют соединения типа RO<sub>2</sub> и RH<sub>4</sub>.

Для элемента азота известны, например, соединения с кислородом  $\text{N}_2\text{O}_5$  и с водородом  $\text{NH}_3$ . Соединения типа  $\text{R}_2\text{O}_5$  и  $\text{RH}_3$  образуют и другие элементы — фосфор Р, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi.

Аналоги характерны и для кислорода, и для серы. Это селен Se и теллур Te. В соединениях с водородом они двухвалентны и образуют соединения типа  $\text{H}_2\text{R}$ , например  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{H}_2\text{S}$ . (Эти соединения, кроме воды, обладают свойствами кислот. Поэтому химический знак водорода пишется на первом месте. В высших оксидах эти элементы шестивалентны и образуют соединения типа  $\text{RO}_3$ , например  $\text{SO}_3$ .)

Элемент хлор Cl образует с водородом соединение  $\text{HCl}$ . Сходные с ним элементы — фтор F, бром Br и иод I. Все они в соединениях с водородом одновалентны, для них характерны соединения типа  $\text{HR}$ .

Благородные газы (с. 61) также составляют группу сходных элементов. Некоторые из них в высших оксидах восьмивалентны, например ксенон ( $\text{XeO}_4$ ).

Многие химики: немецкие ученые И. Деберейнер (1780—1849) и Л. Мейер (1830—1895), англичанин Дж. Ньюлендс (1838—1898), француз А. Шанкурута (1819—1886) и другие — предлагали различные варианты классификации химических элементов. Однако им не удалось систематизировать все известные в их время химические элементы.

Только открытие русским ученым Д. И. Менделеевым одного из фундаментальных законов природы — *периодического закона химических элементов* — позволило создать единую систему химических элементов.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—3 (с. 122).

## § 35. Периодический закон Д. И. Менделеева

Ко времени открытия периодического закона были известны лишь 63 химических элемента. Кроме того, для многих химических элементов были неверно определены относительные атомные массы. Последнее обстоятельство особенно затрудняло систематизацию химических элементов, так как Д. И. Менделеев брал за ее основу значение относительных атомных масс. Так, например, у бериллия относительная атомная масса была определена 13,5 вместо 9, а это значит, что бериллий следовало поместить не на четвертом, а на шестом месте. Однако Д. И. Менделеев был твердо убежден, что относительная атомная масса бериллия определена неверно, и по совокупности свойств поместил его на четвертом месте. Сходные затруднения возникали и при расположении некоторых других элементов.

Таблица 17. Порядковый номер и относительная

Характеристика элементов	Химические														
	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P
Порядковый номер	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Относительная атомная масса (округленная)	1	4	7	9	11	12	14	16	19	20	23	24	27	28	31

Чтобы разобраться в сущности открытого Д. И. Менделеевым закона, проследим за изменением свойств химических элементов, расположенных в порядке возрастания их относительных атомных масс. Номер, который получает в этой последовательности каждый элемент, называют порядковым (атомным) номером (табл. 17).

Пользуясь таблицами 16 и 17, нетрудно заметить:

1. В ряду от лития Li до фтора F с возрастанием относительных атомных масс наблюдается постепенное ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Литий Li — щелочной металл с ярко выраженными металлическими свойствами. У бериллия Be металлические свойства сильно ослаблены, BeO и Be(OH)<sub>2</sub> амфотерны. У элемента бора B преобладают неметаллические свойства, которые затем постепенно усиливаются у последующих элементов, достигая наивысшей степени у фтора F. После него следует инертный элемент неон Ne.

2. С возрастанием относительных атомных масс от лития Li до углерода C валентность в соединениях с кислородом увеличивается от 1 до 4. Начиная с углерода C элементы в этом ряду образуют также летучие соединения с водородом. Валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 у углерода C до 1 у фтора F (табл. 17).

3. Начиная с элемента натрия Na (порядковый номер 11) наблюдается повторяемость свойств элементов предыдущего ряда. Натрий Na (подобно

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...английский химик Уильям Одлинг составил таблицу (1864), в которой расположил химические элементы в порядке возрастания их атомных масс, причем ряды таблицы были образованы сходными по свойствам элементами. Однако он обратил внимание лишь на закономерности арифметических отношений величин атомных масс.

...французский ученый Александр де Шанкурута предложил (1862) схему для классификации химических элементов, сгруппированных в порядке увеличения атомных масс по спирали. Эта схема не указывала точное место элемента в таблице и не получила признания.

## АТОМНАЯ МАССА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

### Элементы

S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Vt	Kr
16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
32	35,5	40	39	40	45	48	51	52	55	56	58,9	58,7	64	65	70	73	75	79	80	84

литию Li) — элемент с сильно выраженными металлическими свойствами, у магния Mg (аналогично бериллию Be) металлические свойства выражены слабее. Алюминий Al (подобно бору B) трехвалентен, но его оксид и гидроксид амфотерны. Кремний Si (как и углерод C) — неметалл. У последующих элементов — фосфора P и серы S — неметаллические свойства еще более усиливаются. Предпоследний в этом ряду элемент хлор Cl (подобно фтору F) обладает наиболее сильно выраженными неметаллическими свойствами. Этот ряд, как и предыдущий, заканчивается благородным газом аргоном. Аналогично предыдущему ряду валентность в соединениях с кислородом возрастает от 1 у элемента натрия Na до 7 у элемента хлора Cl. Валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 у кремния Si до 1 у хлора Cl.

4. Начиная с калия (порядковый номер 19) вновь наблюдается постепенное изменение свойств от типичного щелочного металла до типичного неметалла (галогена\*). Только в этом ряду находится не восемь, а восемнадцать химических элементов.

Располагая элементы в порядке возрастания относительных атомных масс, Д. И. Менделеев наблюдал периодическое изменение их свойств. Эту закономерность он в 1869 г. сформулировал в виде периодического закона:

*Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.*

Современная формулировка дана на с. 132.

Возникают вопросы: почему свойства химических элементов, расположенных в порядке возрастания относительных атомных масс, изменяются периодически? Почему в некоторых случаях (аргон Ar и калий K, кобальт Co и никель Ni, теллур Te и иод I) надо было отступить от общего принципа и расположить эти элементы не в порядке возрастания их относительных атомных масс?

Над этими и другими вопросами в свое время задумывался и Д. И. Менделеев. Он правильно предполагал, что эти вопросы будут решены при выявлении сложной структуры атомов.

\* См. пояснение на с. 157.

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ ЧТО...

...после открытия Д. И. Менделеевым (февраль 1869 г.) периодического закона химических элементов немецкий химик Лотар Мейер опубликовал (начало 1870 г.) статью «Природа химических элементов как функция их атомных весов» и пытался оспаривать приоритет Менделеева в открытии периодического закона.

▲ Сколь ясно понимал это великий Менделеев, видно хотя бы из таких замечательных его слов: «Легко предположить, но ныне пока нет еще возможности доказать, что атомы простых тел суть сложные существа, образованные сложением некоторых еще меньших частей, что называемое нами неделимым (атом) — неделим только обычными химическими силами, как частицы неделимы в обычных условиях физическими силами... Выставленная мною периодическая зависимость между свойствами и весом, по-видимому, подтверждает такое предчувствие...» (Менделеев Д. И. Избр. соч. — М., 1934. — Т. 2. — С. 111).

Ответьте на вопросы 4—5. Решите задачу.



1. Почему разделение химических элементов на две группы — металлы и неметаллы — является неточным и неполным? Вспомните, какими химическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды элементов цинка и алюминия. Напишите соответствующие уравнения химических реакций.

2. Приведите примеры, подтверждающие, что химические элементы можно распределить по отдельным группам.

3. Химический элемент галлий Ga сходен с элементом алюминием Al, а сера Se — с серой S. Напишите формулы оксидов, гидроксидов и солей, в состав

которых входят эти элементы. Составьте уравнения реакций, характеризующих химические свойства соответствующих соединений.

4. Сформулируйте периодический закон. Какие трудности возникали у Д. И. Менделеева при обосновании этого закона?

5. Почему Д. И. Менделеев назвал открытый им закон периодическим? Ответ подтвердите анализом свойств химических элементов.

● Проведено сплавление 4,05 г оксида цинка  $ZnO$  с гидроксидом натрия, взятым в избытке. Определите массу и количество образовавшегося вещества — соли.

## § 36. Периодическая таблица химических элементов

Расположив химические элементы в длинный ряд согласно возрастанию их относительных атомных масс, разделим этот ряд на более короткие, в которых свойства элементов изменяются от типичных металлов до типичных неметаллов — галогенов (в то время благородные газы не были еще открыты).

Горизонтальные ряды элементов, в пределах которых свойства элементов изменяются последовательно (например, ряд из восьми элементов от лития до неона или от натрия до аргона), Д. И. Менделеев назвал *периодами*.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ.

## ЧТО...

...за 100 с лишним лет, прошедших со времени открытия периодического закона, было предложено свыше 1000 вариантов графического изображения периодической таблицы. В учебнике дается один из них.

...Д. И. Менделееву принадлежат следующие слова: «Когда я стал окончательно оформлять мою классификацию элементов, я написал на отдельных карточках каждый элемент и его соединения и затем, расположив их в порядке групп и рядов, получил первую наглядную таблицу периодического закона. Но это был лишь заключительный аккорд, итог всего предыдущего труда...»

В 1-м периоде всего два элемента: водород Н и гелий Не.

Во 2-м и 3-м периодах содержится по восемь элементов. Это *малые периоды*. Затем следуют *большие периоды*: в 4-м и 5-м периодах — по восемнадцать элементов, в 6-м — тридцать два элемента, а 7-й (последний) период пока не завершен.

Как *малые*, так и *большие периоды начинаются щелочными металлами и заканчиваются благородными газами*. Во всех периодах с увеличением относительных атомных масс (слева направо) наблюдается ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Однако в малых периодах переход от щелочного металла к инертному элементу происходит через 8, а в больших — через 18 и 32 элемента. Поэтому в больших периодах металлические свойства элементов ослабляются с возрастанием порядкового номера медленнее, чем в малых периодах. Кроме того, в малых периодах слева направо валентность в соединениях с кислородом возрастает от 1 до 7 (например, от натрия Na до хлора Cl). В больших периодах вначале валентность в соединениях с кислородом, как правило, возрастает от 1 до 8 (например, в 5-м периоде от рубидия Rb до рутения Ru). Затем происходит резкий скачок, и валентность в соединениях с кислородом уменьшается до 1 (серебро Ag), потом снова возрастает.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ.

## ЧТО...

...в теле человека больше всего содержится элементов Н, О, С, N, относительно немного Na, Mg, P, S, Cl, K, Ca и очень мало F, Si, V, Cr, Mn, Fe, Co, Cu, Zn, Se, Mo, Sn, I. Массовая доля последних в сумме не превышает 0,6%, но эти элементы участвуют в важных жизненных процессах.

...если сосчитать все вертикальные столбцы (см. табл. 18), то их окажется 18, однако подгрупп будет 16, так как VIIIБ-группа в каждом большом периоде состоит из трех элементов. Так получают варианты полудлинной таблицы.

Нетрудно представить себе, как надо расположить вышеупомянутые семь периодов, чтобы получилась таблица химических элементов. С этой целью поместим элементы первых четырех периодов рядами один под другим. В том месте, где происходит скачок в изменении валентности элементов, в 4-м периоде, разделим его на *два ряда — четный и нечетный* (табл. 18).

Таблица 18

Периоды	Ряды	А I Б	А II Б	А III Б	А IV Б	А V Б	А VI Б	А VII Б	А VIII Б
1	1	H							He
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
	5	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

При таком расположении элементов всех периодов (трех малых и четырех больших) получается *таблица химических элементов* Д. И. Менделеева, которая состоит из горизонтальных и вертикальных рядов. В ней семь периодов, десять рядов и восемь вертикальных столбцов, названных группами. Каждая группа состоит из двух *подгрупп* — *главной* и *побочной*, или *A- и B-групп*. Если сосчитать все вертикальные столбцы (подгруппы), то их окажется 18.

Имеются три основных варианта периодической таблицы. Уже рассмотренная таблица, состоящая из 8 групп, называется *коротким (классическим) вариантом*.

Если показаны все 18 групп — образуется *полудлинный вариант* таблицы. В ней между элементами IIА- и IIIА-групп размещаются 10 элементов B-групп.

Третий вид — это *длинный вариант* таблицы, в которой размещаются элементы так же, как в полудлинном варианте, но только лантаноиды и актиноиды не вынесены за пределы таблицы. Таким образом, этот вид называют и вариантом 32 групп.

Как видно, периодическая таблица, составленная на основе периодического закона, является его графическим изображением.

Следует учитывать, что в состав главных подгрупп (A-групп) входят элементы как малых, так и больших периодов, т. е. они начинаются или с 1-го, или со 2-го периода. В состав побочных подгрупп (B-групп) входят элементы только больших периодов. Так, например, A-группа начинается с 1-го периода. В нее входят элементы водород H, литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. B-группа начинается с 4-го периода. В нее входят элементы медь Cu, серебро Ag и золото Au. Эти элементы способны проявлять валентность 1, что соответствует номеру группы. *Какие закономерности наблюдаются в группах элементов?*

Для элементов, объединенных в одну и ту же группу, характерны следующие закономерности:

1. Высшая валентность элементов в соединениях с кислородом (за некоторыми исключениями) соответствует номеру группы. Элементы Б-групп могут проявлять и другую высшую валентность. Так, например, медь — элемент IБ-группы — образует оксид  $\text{Cu}_2\text{O}$ . Однако наиболее распространенными являются соединения двухвалентной меди. Элементы IVA—VIIA-групп образуют также летучие соединения с водородом. Валентность элементов в соединениях с водородом определяется как разность между числом 8 и номером группы.

2. В А-группах (сверху вниз) с увеличением относительных атомных масс усиливаются металлические свойства элементов и ослабевают неметаллические. В Б-группах эта закономерность не всегда соблюдается.

Ответьте на вопросы 1—4.

?

1. Что называется периодом? Что общего у больших и малых периодов и чем они отличаются?

2. Расскажите о структуре периодической таблицы химических элементов и поясните, почему большие периоды раз-

делены на ряды, а группы — на подгруппы.

3. Что взял за основу Д. И. Менделеев при систематизации химических элементов?

4. Почему при расположении химических элементов в таблице возникли трудности с бериллием?

## § 37. Строение атома

Повторите по учебнику физики параграф «Строение атомов».

Нарисуйте схему строения атома водорода.

**Порядковый номер элемента — заряд ядра его атома.** Периодический закон Д. И. Менделеева и высказанные на его основе гипотезы явились стимулом к выяснению строения атома. В 1911 г. английский ученый Э. Резерфорд доказал на опыте, что в центре атома имеется положительно заряженное ядро. (Заряд ядра численно совпадает с порядковым номером элемента.)

Из курса физики вам известно, что вокруг положительно заряженного ядра атома находятся электроны. Отрицательный заряд электрона — наименьший (принят за единицу). В электронейтральном атоме число электронов должно быть равно порядковому (атомному) номеру элемента.

**Состав атомных ядер (протоны и нейтроны).** В 1896 г. французский ученый А. Беккерель обнаружил, что элемент уран U излучает лучи, подобные рентгеновским. Ученые Мария Склодовская-Кюри и Пьер Кюри уста-



Эрнест  
Резерфорд  
(1871—1937)

Английский физик. В 1911 г. своим знаменитым опытом рассеивания  $\alpha$ -частиц доказал существование положительно заряженного ядра в атомах.

новили, что такие же лучи, но гораздо интенсивнее излучают элементы *радий* Ra и *полоний* Po. Эти элементы и некоторые другие были названы *радиоактивными*, а само явление — *радиоактивностью*.

Для изучения свойств радиоактивных лучей небольшие количества солей радия исследователи помещали в маленькую свинцовую коробку с отверстием наверху (свинец поглощает лучи радия). Коробку с солями радия

вносили в электромагнитное поле. При этом было обнаружено, что радиоактивное излучение неоднородно (рис. 54). Дальнейшие исследования показали, что  $\beta$ -лучи — это поток уже известных вам частиц — электронов,  $\alpha$ -лучи — поток частиц с массой 4 и зарядом +2, а  $\gamma$ -лучи подобны рентгеновским.

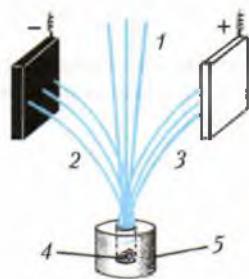


Рис. 54. Расщепление радиоактивного излучения в электрическом поле:  
1 —  $\gamma$ -лучи;  
2 —  $\alpha$ -частицы;  
3 —  $\beta$ -частицы;  
4 — радиоактивное вещество;  
5 — свинец

▲ В последующих экспериментах было также обнаружено, что в результате излучения  $\alpha$ -,  $\beta$ -частиц и  $\gamma$ -лучей атомы радия распадаются и образуются два новых элемента — *радон* Rn и *гелий* He:



В ядерных реакциях при химических знаках элементов верхние числа показывают массовые числа, а нижние — заряды ядер атомов.

Вам уже известно, что в химических реакциях атомы сохраняются, происходит лишь их перегруппировка. В приведенном выше процессе в отличие от химических реакций происходит превращение одних атомов в другие.

**Процессы превращения атомов одних элементов в другие относят к ядерным реакциям.**

# ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...после проделанных опытов Э. Резерфорд, входя в лабораторию, торжественно заявил: «Теперь я знаю, как выглядит атом!»

Благодаря открытию радиоактивности ученые окончательно убедились, что в состав атомов входят электроны и положительно заряженные частицы —  $\alpha$ -частицы. Но эти частицы нельзя считать элементарными, так как тогда нельзя объяснить строение атомных ядер многих элементов, например водорода, лития (массы их соответственно равны 1 и 7) и др. Поэтому ученых возникла мысль, что в состав ядер атомов входят частицы с зарядом +1 и массой 1. Такие частицы были названы *протонами*. Так как массы атомов, за исключением атома водорода, всегда больше той массы, которая приходится на долю протонов, то естественно было предположить, что в состав ядер входят также нейтральные частицы с массой 1. Такие частицы были экспериментально получены и названы *нейтронами*. Суммарное число протонов и нейтронов в ядре атома называют *массовым числом*.

**Изотопы.** В результате экспериментальных исследований было установлено, что, например, в природном кислороде имеются атомы с массовыми числами 16, 17, 18. Их соотношение таково:  $n(^{16}\text{O}) : n(^{17}\text{O}) : n(^{18}\text{O}) = 3 \cdot 10^3 : 1 : 6$ .

Оказалось, что и другие элементы состоят из атомов с различными массовыми числами. Так, например, в природной воде, кроме атомов водорода с массовым числом 1, имеются также атомы с массовым числом 2; соотношение чисел этих атомов следующее:

$$n(^1\text{H}) : n(^2\text{H}) = 7 \cdot 10^3 : 1$$

В ядерных реакциях получен также водород с массовым числом 3:  $^3\text{H}$ .

Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов в ядре, т. е. различные массовые числа, называют *изотопами*.

«Изотопы» означает «занимающие одно и то же место».

Например, атомы  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ , имеющие один и тот же заряд ядра, — это *изотопы кислорода*, а атомы  $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ,  $^3\text{H}$  — *изотопы водорода*. Легкий изотоп водорода  $^1\text{H}$  называют *протием*, изотоп  $^2\text{H}$  — *дейтерием* (D), изотоп  $^3\text{H}$  — *тритием* (T) (рис. 55).

Какую роль сыграли открытие радиоактивности и опыты Э. Резерфорда в развитии знаний о строении вещества?

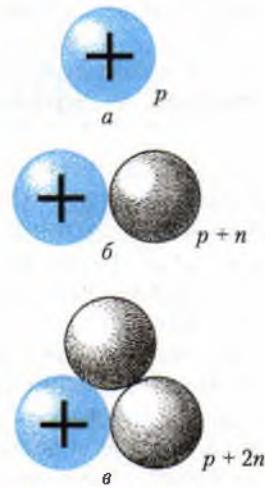


Рис. 55. Изотопы водорода: а — ядро атома протия; б — ядро атома дейтерия; в — ядро атома трития



Антуан  
Анри  
Беккерель  
(1852—1908)

Французский физик. В 1896 г. открыл явление самопроизвольного испускания солями урана лучей особой природы, которое впоследствии было названо радиоактивностью.

1. При осуществлении искусственных ядерных реакций было доказано, что в состав ядер атомов входят протоны и нейтроны. На основе этого была создана *протонно-нейтронная теория строения ядра*. Было установлено, что в ядре атома протия  $^1\text{H}$  имеется один протон, в ядре атома дейтерия  $^2\text{H}$  — один протон и один нейtron, в ядре атома трития  $^3\text{H}$  — один протон и два нейтрона, а в ядре атома алюминия  $^{27}\text{Al}$  — 13 протонов и 14 нейтронов.

Число протонов в ядре численно равно порядковому (атомному) номеру элемента ( $Z$ ) в периодической системе. Положительный заряд ядра в электронейтральном атоме компенсируется суммарным отрицательным зарядом электронов.

Например, порядковый номер элемента калия 19; следовательно, заряд ядра его атома +19. Вокруг ядра атома калия размещаются девятнадцать электронов с общим отрицательным зарядом -19.

**Следовательно, порядковый номер химического элемента совпадает с зарядом ядра его атома.**

2. Исследование продуктов естественных и искусственных ядерных реакций привело к открытию изотопов. На основе этого удалось углубить и расширить знания о химическом элементе. Согласно учению об изотопах понятию «химический элемент» можно дать такое определение:

**Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.**

Почему же атомные массы большинства элементов дробные? Выяснилось, что следует разграничивать понятия «относительная атомная масса изотопа» и «относительная атомная масса элемента». Значения относительных атомных масс изотопов очень близки к целым числам. Относительные же атомные массы элементов, как совокупности изотопов, выражаются дробными числами. Например, относительная атомная масса элемента хлора 35,5. Отличие этих понятий нетрудно понять. Элемент хлор состоит из двух изотопов с относительными атомными массами, очень близкими к 35 и 37. Изотопа  $^{35}\text{Cl}$  содержится в природной смеси 75%, а изотопа  $^{37}\text{Cl}$  — 25%. Отсюда средняя относительная атомная масса элемента хлора равна

$$35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 = 35,5$$

Химик и физик. Является одним из ученых, открывших явление радиоактивности. В 1898 г. совместно с Пьером Кюри открыла радиоактивные элементы — полоний и радий.

Мария  
Склодовская-  
Кюри  
(1867—1934)



Теперь понятно, почему в некоторых случаях у элементов с большим порядковым номером атомная масса меньше, чем у элементов с меньшим порядковым номером, например в парах элементов: аргон Аг и калий К, теллур Te и иод I. Оказывается, что это зависит от того, какие изотопы, тяжелые или легкие, преобладают в данном элементе. Элемент калий состоит преимущественно из более легких, а аргон — из более тяжелых изотопов.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—3 (с. 138).

**Расположение электронов по энергетическим уровням.** Теперь, когда вы познакомились с составом атомных ядер, выясним, как располагаются электроны вокруг них. Оказывается, электроны в атомах обладают различным запасом энергии, которую они поглощают или излучают определенными порциями — так называемыми *квантами*. Значение энергии электрона в атомах задается главным квантовым числом  $n$ , которое может быть выражено только целыми числами: 1, 2, 3, 4 и т. д. Электроны, которые обладают наименьшим запасом энергии ( $n=1$ ), находятся на первом *энергетическом уровне*, или электронном слое. Переход электрона из одного квантового состояния в другое связан со скачкообразным изменением энергии. При этом электроны могут переходить на второй и более удаленные энергетические уровни. Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле

$$N=2n^2, \text{ где } n \text{ — главное квантовое число.}$$

Согласно этой формуле на первом энергетическом уровне ( $n=1$ ) могут находиться два электрона ( $N=2 \cdot 1^2=2$ ), на втором ( $n=2$ ) — восемь электронов ( $N=2 \cdot 2^2=8$ ), на третьем ( $n=3$ ) — восемнадцать электронов ( $N=2 \cdot 3^2=18$ ) и т. д.

У элементов 1-го периода в атомах имеется только один энергетический уровень, на котором могут находиться не более двух электронов. Так, в атоме водорода H находится один электрон, а в атоме гелия He — два электрона:



ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...каждую секунду на Солнце 4 млн т водорода превращаются в гелий.

У атомов лития Li третий электрон помещается на втором энергетическом уровне, ибо первый уже заполнен. Всего на втором энергетическом уровне могут поместиться восемь электронов. Поэтому во 2-м периоде восемь элементов:

${}_{+3}^{\text{Li}}$	$2e^-$ , $1e^-$	${}_{+7}^{\text{N}}$	$2e^-$ , $5e^-$
${}_{+4}^{\text{Be}}$	$2e^-$ , $2e^-$	${}_{+8}^{\text{O}}$	$2e^-$ , $6e^-$
${}_{+5}^{\text{B}}$	$2e^-$ , $3e^-$	${}_{+9}^{\text{F}}$	$2e^-$ , $7e^-$
${}_{+6}^{\text{C}}$	$2e^-$ , $4e^-$	${}_{+10}^{\text{Ne}}$	$2e^-$ , $8e^-$

Третий энергетический уровень заполняется от натрия (один электрон) до аргона (восемь электронов). Распределение электронов от натрия Na до аргона Ar следующее:

${}_{+11}^{\text{Na}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $1e^-$	${}_{+15}^{\text{P}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $5e^-$
${}_{+12}^{\text{Mg}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $2e^-$	${}_{+16}^{\text{S}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $6e^-$
${}_{+13}^{\text{Al}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $3e^-$	${}_{+17}^{\text{Cl}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $7e^-$
${}_{+14}^{\text{Si}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $4e^-$	${}_{+18}^{\text{Ar}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $8e^-$

Дальнейшее заполнение электронами третьего энергетического уровня на этом прекращается.

Девятнадцатый электрон атома калия K и двадцатый — атома кальция Ca находятся не на третьем, а на четвертом энергетическом уровне. Схемы строения атомов этих элементов следующие:

${}_{+19}^{\text{K}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $8e^-$ , $1e^-$
${}_{+20}^{\text{Ca}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $8e^-$ , $2e^-$

Начиная с элемента скандия Sc и до элемента цинка Zn включительно возобновляется заполнение третьего энергетического уровня, а на четвертом сохраняются два электрона. Схемы строения атомов скандия Sc и цинка Zn следующие:

${}_{+21}^{\text{Sc}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $9e^-$ , $2e^-$
${}_{+30}^{\text{Zn}}$	$2e^-$ , $8e^-$ , $18e^-$ , $2e^-$

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

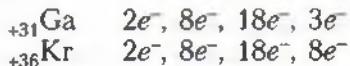
...первый искусственный элемент был получен в Италии в 1937 г. Его назвали технецием (элемент с порядковым номером 43). У этого элемента стабильных изотопов не имеется. В коре Земли он не встречается.

...в морской воде массовая доля дейтерия  $10^{-13}\%$ . Но этого достаточно, чтобы вполне обеспечить человечество необходимой энергией на многие годы.

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...в 1869 г. на Солнце открыли новый химический элемент, который называли гелием (от греч. «хелиос» — солнце). Только через 27 лет его открыли и на Земле. В производстве гелий получают из воздуха путем охлаждения. Поясните, каким образом, если известно, что у гелия из всех газов самая низкая температура кипения ( $-268,9^{\circ}\text{C}$ ).

С элемента галлия Ga возобновляется заполнение электронами наружного энергетического уровня до восьми электронов у инертного элемента криптона Kr, завершающего 4-й период:



Разберем вопросы, которые возникли в связи с открытием периодического закона (с. 121), и попытаемся на них ответить на основе приобретенных знаний о строении атомов.

1. Заряд атомного ядра (порядковый номер элемента) определяет химические свойства элемента. Это объясняется тем, что при возрастании заряда ядра на единицу появляется новый электрон, который обычно размещается на наружном энергетическом уровне атома. Электроны, которые находятся на наружных энергетических уровнях атома, менееочно связаны с ядром и могут быть легко отданы при химическом взаимодействии с другими атомами. Таким образом, числом электронов на наружном энергетическом уровне определяется валентность элементов. Поэтому они называются **валентными электронами**.

**Заряд ядра является основной характеристикой элемента.**

Так, у калия K, хотя и обладающего меньшей относительной атомной массой, чем аргон Ar (табл. 19), заряд атомного ядра на единицу больше ( ${}_{+18}\text{Ar}$ ,  ${}_{+19}\text{K}$ ). Поэтому калию присваивается очередной порядковый номер 19. Так как в атоме калия последний (девятнадцатый) электрон находится на четвертом наружном энергетическом уровне аналогично натрию, у которого последний (одиннадцатый) электрон помещается на третьем наружном энергетическом уровне, то они входят в группу щелочных металлов.

2. Сущность явления периодичности объясняется тем, что с возрастанием заряда ядра атомов элементов наблюдается периодическая повторяемость элементов с одинаковым числом валентных электронов, чем объясняется периодическая повторяемость свойств химических элементов и их соединений.

Например, периодическая повторяемость свойств у атомов лития Li, натрия Na и калия K объясняется тем, что на наружном энергетическом уровне их атомов имеется по одному валентному электрону.

В большинстве случаев с возрастанием заряда ядра атомов элементов закономерно увеличиваются их относительные атомные массы. Это и позволило Д. И. Менделееву открыть периодический закон, располагая элементы в порядке возрастания относительных атомных масс.

На основе теории строения атомов периодический закон Д. И. Менделеева в настоящее время формулируется так:

**Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атомов этих элементов.**

▲ **Состояние электронов в атомах.** Раньше ученые полагали, что электроны вращаются по орбитам вокруг положительно заряженных ядер и удерживаются на определенном расстоянии от них. Теперь доказано, что таких

орбит в атомах не существует. На основе расчетов и опытных данных ученые установили, что электрон может находиться на различных расстояниях от ядра. Удалось также установить вероятность пребывания электронов на определенном расстоянии от ядра. Если проследить вероятность нахождения электрона в направлении увеличения радиуса атома водорода, то оказывается, что вероятность пребывания электрона у самого ядра равна нулю, потом быстро возрастает, достигая максимального значения на расстоянии  $0,53 \cdot 10^{-10}$  м от ядра, а затем постепенно убывает. Пребывание электрона на определенном расстоянии от ядра условно изображают точками. Там, где электрон пребывает чаще, расположение точек более плотное, где реже — менее плотное.

Например, электрон в атоме водорода образует как бы облако шаровой формы, плотность которого наибольшая на расстоянии  $0,53 \cdot 10^{-10}$  м от ядра (рис. 56). Электроны, которые при движении образуют облако шаровой формы, принято называть *s-электронами*.

*Электронные облака называют также орбиталями.*

В атоме гелия He имеется два *s-электрона*. Поэтому возникает вопрос: как могут существовать на одном энергетическом уровне две электронные орбитали сферической формы? Оказывается, что электроны обладают внутренним свойством, характеризующим отношение электрона к магнитному полю. Это свойство получило название *спин* электрона. В магнитном поле энергия электрона с одним направлением спина увеличивается, а с противоположным направлением спина — уменьшается.

*Спин — собственный магнитный момент импульса электрона.*

*На одной орбите может находиться лишь два электрона, обладающих противоположными (антипараллельными) спинами.*

Пользуясь этими понятиями, расположение электронов в атомах изображают при помощи электронных формул, например  $\text{H} — 1s^1$ ,  $\text{He} — 1s^2$ , где

цифра перед буквой показывает номер энергетического уровня, буква — форму электронной орбитали, а цифра справа над буквой — число электронов с данной формой орбитали. Более наглядно расположение электронов по орбиталам можно изобразить так:



где клетка — орбиталь, стрелка — электрон, разнонаправленные стрелки — электроны с противоположными (антипараллельными) спинами.

У лития Li третий, а у бериллия Be четвертый электроны располагаются на втором энергетическом уровне (рис. 59). Эти электроны тоже образуют орбитали сферической формы, но большего размера.

У бора B появляется пятый электрон (третий на втором энергетическом уровне). Этот электрон при движении образует орбиталь, имеющую форму гантели (рис. 57). Электроны, которые при движении образуют орбиталь гантелейобразной формы, называют *p*-электронами.

Если за начало осей координат принять центр атомного ядра, то гантелейобразные орбитали располагаются вдоль координатных осей, как показано на рисунке 58.

Таким образом, на каждом энергетическом уровне, начиная со второго, могут находиться три *p*-орбитали. Они взаимно перпендикулярно ориентированы в пространстве вдоль осей *x*, *y*, *z* ( $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ). В атомах бора B, углерода C и азота N *2p*-орбитали заполняются по одному электрону. В атомах кислорода O, фтора F и неона Ne происходит спаривание электронов (см. рис. 59).

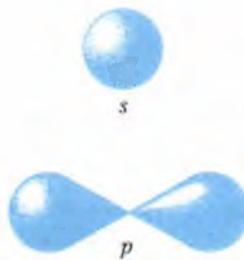


Рис. 57. Формы *s*- и *p*-электронных орбиталей

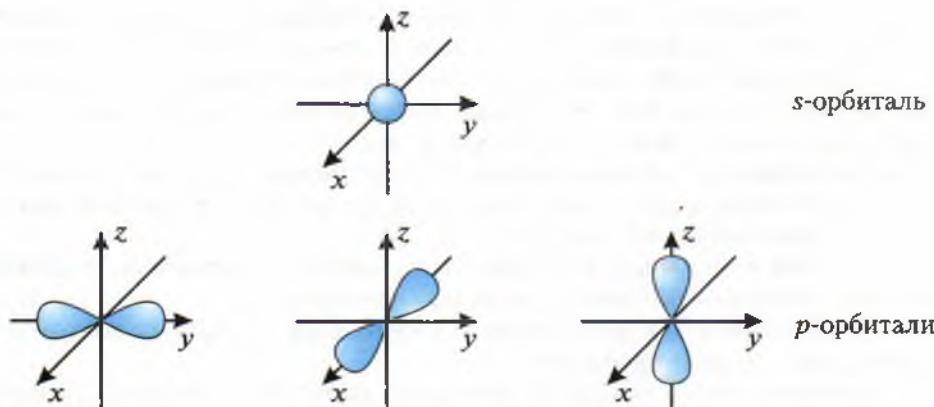


Рис. 58. Возможные расположения *s*- и *p*-орбиталей в пространстве

	1s							
H								
He			2s	2p				
Li								
Be								
B								
C								
N								
O								
F								
Ne								
	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p
K								
Ca								

Рис. 59. Расположение электронов в атомах первых двадцати элементов

Как видно из рисунка, на одном и том же энергетическом уровне могут находиться электроны с различной формой орбиталей. Такие электроны хотя и находятся на одном энергетическом уровне, но все же отличаются друг от друга энергией связи с ядром. Поэтому принято *энергетические уровни* делить на *подуровни*. На первом энергетическом уровне имеется один *s*-подуровень, а на втором — *s*- и *p*-подуровни.

Теория строения атома объясняет также, почему группа в периодической системе химических элементов делится на две подгруппы: *главную* (А-группу) и *побочную* (Б-группу).

К *главным подгруппам* (А-группам) относят те элементы, у которых *очередные электроны* (идущие по порядку) помещаются на *s*- и *p*-орбиталях. Это *s*- и *p*-электроны. В связи с этим и сами элементы главных подгрупп часто называют *s*- и *p*-элементами.

К *побочным подгруппам* (Б-группам) относят элементы, *очередные электроны* которых помещаются на *d*-орбиталях. Это *d*-элементы. Форма орбиталей *d*-электронов более сложная, чем *p*-электронов (рис. 60).

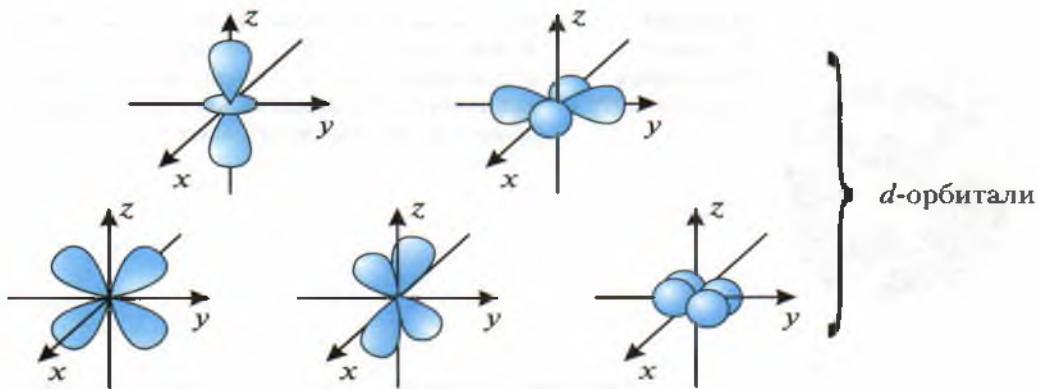
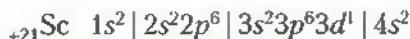


Рис. 60. Формы *d*-электронных орбиталей и их возможные положения в пространстве

Например, *d*-элементом является скандий Sc, так как один его очередной электрон расположен на *d*-орбитали:



Выполните упражнения 4—6 (с. 138).

### § 38. Значение периодического закона

Д. И. Менделеев не сомневался в объективности открытого им закона и твердо верил в его будущее. Незадолго до смерти Д. И. Менделеев писал: «...периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройки и развитие обещает». Он не ошибся. Периодический закон позволил Д. И. Менделееву и другим ученым предвидеть ряд фактов и явлений, предопределяющих развитие учения о строении вещества.

Ко времени открытия периодического закона многие элементы были неизвестны. Гениальность Д. И. Менделеева заключалась в том, что он, руководствуясь свойствами элементов, предсказал существование еще неоткрытых элементов, оставив для них незаполненными клетки в периодической системе. К неоткрытым тогда химическим элементам относились, например, скандий Sc, галлий Ga, германий Ge и некоторые другие. Выводы Д. И. Менделеева послужили стимулом к планомерным поискам, которые увенчались блестящим успехом: предсказанные химические элементы были открыты еще при жизни Д. И. Менделеева и его предсказания относительно их свойств подтвердились с удивительной точностью.



Дмитрий  
Иванович  
Менделеев  
(1834—1907)

Великий русский ученый-энциклопедист, химик, физик, технолог, геолог и метеоролог. Автор классического труда «Основы химии». Работа над этой книгой способствовала открытию Менделеевым периодического закона.

Руководствуясь периодическим законом, Д. И. Менделеев исправил многие относительные атомные массы элементов, которые были определены неправильно. Приведем пример. Как было сказано выше, относительная атомная масса бериллия была принята равной 13,5. В этом случае бериллий пришлось бы поместить между двумя неметаллами — углеродом С (относительная атомная масса 12) и азотом N (относительная атомная масса 14). Но тогда нарушилась бы закономерность в изменении свойств элементов. На основе периодического закона Д. И. Менделеев пришел к выводу, что бериллий нужно поместить между литием Li и бором B и его относительная атомная масса должна составлять примерно полусумму относительных атомных масс элементов, находящихся рядом с ним. Отсюда относительная атомная масса бериллия равна 9, т. е.  $\frac{7+11}{2}$ .

Аналогичный ход рассуждений позволил Д. И. Менделееву исправить относительные атомные массы других элементов. Дальнейшие исследования подтвердили правильность такого подхода.

Периодический закон сыграл большую роль в создании современной теории строения атомов, которая в свою очередь явилась подтверждением его положений.

1. Явление периодичности в изменении свойств химических элементов было объяснено электронными структурами атомов (с. 134).

2. Периодический закон и периодическая таблица Д. И. Менделеева помогли ученым раскрыть последовательность заполнения энергетических уровней, подуровней и орбиталей соответствующим числом электронов (с. 135).

3. На основе периодического закона удалось предсказать и открыть трансурановые (расположенные за ураном) элементы.

4. Периодический закон и система химических элементов имели большое значение для открытия радиоактивных изотопов и областей их применения. Как известно, радиоактивные изотопы широко используются в современной технике, медицине и сельском хозяйстве.

Выполните упражнение 7 (с. 138).

## § 39. Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева

Дмитрий Иванович Менделеев — один из величайших ученых мира — родился 27 января (8 февраля) 1834 г. в г. Тобольске в семье директора местной гимназии. После окончания Тобольской гимназии Д. И. Менделеев поступил в Петербургский педагогический институт, который он закончил в 1857 г. с золотой медалью.

Зашитив магистерскую диссертацию в 1859 г., Д. И. Менделеев уехал за границу в двухлетнюю научную командировку. После возвращения он был избран профессором сначала Петербургского технологического института, а затем университета, в котором в течение 23 лет вел научную и педагогическую работу. Во время студенческих волнений в 90-х гг. он выступил в защиту студентов и был вынужден покинуть университет. Последние годы своей жизни Д. И. Менделеев работал в Главной палате мер и весов.

Величайшим достижением творческой деятельности Д. И. Менделеева было *открытие периодического закона и создание периодической системы элементов*. Большую известность получила его докторская диссертация «О соединении спирта с водой и понимание растворов как ассоциаций». Разработанная Д. И. Менделеевым гидратная теория растворов имеет значение для науки и в наше время.

Выдающимся трудом Д. И. Менделеева является его книга «Основы химии». В этой книге впервые вся неорганическая химия была изложена на основе периодического закона.

Органически сочетая теорию с практикой, Д. И. Менделеев много внимания уделял вопросам технологии нефти. Он предлагал всемерно увеличивать добычу нефти и совершенствовать ее химическую переработку. Заинтересовавшись железорудной промышленностью Урала, Д. И. Менделеев рекомендовал использовать угли Кузнецкого бассейна. Он, как патриот своей родины, внес ряд ценных предложений для развития металлургии и многих других отраслей отечественной промышленности.

Научная деятельность Д. И. Менделеева была весьма многогранна. Велики его заслуги в разработке техники точных измерений, в теории воздухоплавания, в физике и в химической технологии. Ценными были его высказывания о всестороннем и разумном использовании природных богатств России.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...Д. И. Менделеев в 1887 г. один на аэростате поднялся выше облаков наблюдать солнечное затмение, а приземлился совсем в другой губернии. Суеверные люди посчитали, что это спустился на землю Всевышний.



1. Приведите примеры, которые являются доказательством того, что атомы имеют сложное строение.
2. Чем отличаются ядерные реакции от химических?
3. Изотопы различаются:
  - 1) числом электронов
  - 2) числом протонов
  - 3) числом нейтронов
  - 4) зарядом ядра
4. Поясните, что называется энергетическим уровнем, и изобразите схему строения атомов натрия Na, азота N, кальция Ca, фосфора P и хлора Cl.
5. На основе теории строения атомов объясните сущность явления периодичности в изменении химических свойств элементов.
6. Сходство в строении атомов химических элементов одной А-группы обусловливают:
  - 1) одинаковые радиусы атомов
  - 2) одинаковые заряды ядер атомов
  - 3) одинаковое число электронов на внешнем электронном слое
  - 4) одинаковое число электронных слоев
7. Охарактеризуйте научное и практическое значение периодического закона.

## Лабораторные опыты

### 18. Взаимодействие гидроксида цинка с растворами кислот и щелочей.

В две пробирки налейте по 1 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 5% и затем добавьте раствор сульфата цинка до выпадения осадка. В одну пробирку с осадком добавьте избыток гидроксида натрия и встряхните. В другую пробирку прилейте серную или соляную кислоту.

Для сравнения получите в двух пробирках гидроксид магния. К осадку в первой пробирке добавьте кислоту, а к осадку во второй — избыток щелочи.

**Задания.** 1. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно получить: а) гидроксид цинка; б) гидроксид магния. 2. Напишите уравнения реакций гидроксида цинка с: а) соляной кислотой; б) гидроксидом натрия. 3. Чем отличается по своим свойствам гидроксид цинка от гидроксида магния?

### § 40. Электроотрицательность химических элементов

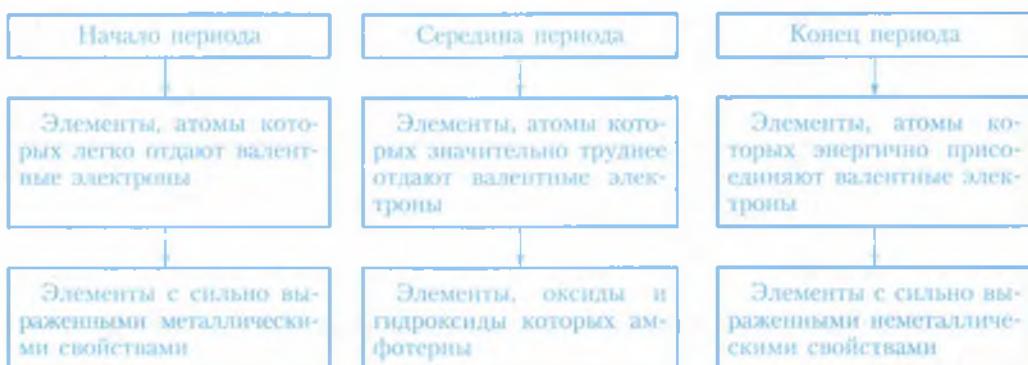
С точки зрения теории строения атомов принадлежность элементов к металлам и неметаллам определяется способностью их атомов отдавать или присоединять электроны при химических реакциях.

*Наиболее сильными металлическими свойствами обладают те элементы, атомы которых легко отдают электроны.*

*Наоборот, неметаллические свойства особенно выражены у тех элементов, атомы которых энергично присоединяют электроны.*

В периодах периодической таблицы Д. И. Менделеева слева направо постепенно усиливаются неметаллические свойства (схема 19).

Схема 19



ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
**ЧТО...**

...современным представлениям о распределении электронной плотности в молекуле в большей степени соответствует метод молекулярных орбиталей (*МО*). Молекулярная орбиталь возникает при взаимодействии двух атомных орбиталей (*АО*). При этом электронная плотность сконцентрирована между ядрами атомов (связывающая *МО*) или за ядрами (разрывающая *МО* — *МО\**). Энергетически более выгодна связывающая *МО*. Метод *МО* был разработан в 1927—1932 гг. Ф. Хундом, Р. Маллигеном и др.

В химии широко применяется понятие электроотрицательности (ЭО). Свойство атомов данного элемента оттягивать на себя электроны от атомов других элементов в соединениях называют электроотрицательностью.

Абсолютные значения электроотрицательностей выражаются неудобными для вычисления числами, затрудняющими их практическое применение. Поэтому условно можно принять за единицу электроотрицательность лития. Электроотрицательности других элементов вычисляют соответственно. Так получают примерную шкалу значений относительной электроотрицательности элементов (табл. 19). Численные значения электроотрицательностей даны весьма приближенно.

Таблица 19. Относительная электроотрицательность некоторых химических элементов

Периоды	Ряды	Группы							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1	H 2,1							
2	2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
3	3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,2	S 2,5	Cl 3,0	
4	4	K 0,8	Ca 1,0				Cr 1,7		Fe 1,8
	5			Zn 1,6				Br 2,8	
5	6	Rb 0,8	Sr 0,9					I 2,5	
		Cs 0,7	Ba 0,8						

Наибольшее значение электроотрицательности имеет элемент фтор: оно равно 4.

Зная численные значения электроотрицательностей, можно судить о принадлежности соответствующего элемента к металлам или неметаллам.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...энергия разрывающей  $MO^*$  больше, чем суммарная энергия электронов на исходных  $AO$ . На  $MO^*$  электрон попадает лишь после получения достаточной для этого энергии. На  $MO$  так же, как на  $AO$ , может быть не более двух электронов (с антипараллельными спинами). Вот почему ковалентную связь образует общая пара электронов.

У металлов электроотрицательность, как правило, меньше двух, а у неметаллов — больше двух. Так как электроотрицательность элементов возрастает в периодах слева направо, а в главных подгруппах (A-группах) — снизу вверх, то на основе периодической таблицы можно предсказать, какой из двух элементов обладает большей электроотрицательностью.

При образовании химической связи электроны переходят или смещаются к атомам элементов, обладающих большей электроотрицательностью. Поэтому сведения об электроотрицательности элементов особенно важны при характеристике природы и свойств химической связи.

Ответьте на вопрос 1 (с. 145).

## § 41. Основные виды химической связи

Пользуясь понятием электроотрицательности элементов, можно предсказать вид химической связи в соединении. Различают три случая образования химической связи:

1. а) Между атомами элементов, электроотрицательность которых одинакова. В частности, такое взаимодействие наблюдается при образовании простых веществ — неметаллов ( $H_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ), молекулы которых состоят из двух одинаковых атомов;

б) между атомами в металле, электроотрицательность которых также одинакова.

2. Между атомами элементов, электроотрицательность которых отличается, но не очень сильно. Этот случай встречается особенно часто, например при образовании молекул воды  $H_2O$ , хлороводорода  $HCl$ , метана  $CH_4$  и многих других веществ.

3. Между атомами элементов, электроотрицательность которых резко отличается, например между атомами щелочных металлов и атомами галогенов\*.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...связывающие MO возникают в той части межъядерного пространства, в котором при сближении атомов перекрываются AO. В результате перекрывания пары AO возникает пара MO: одна связывающая и одна разрыхляющая. При перекрывании s AO образуются  $\sigma_s$  и  $\sigma_s^*$  MO, при перекрывании  $p_x$  AO  $\rightarrow \sigma_x$  и  $\sigma_x^*$  MO, а при перекрывании  $p_y$  и  $p_z$  AO  $\rightarrow \pi_y$ ,  $\pi_y^*$ , а также  $\pi_z$  и  $\pi_z^*$  MO (звездочка (\*) указывает, что это разрыхляющая MO). Электрон на связывающей MO удерживается сильнее, чем на AO, а на разрыхляющей MO\* — слабее, чем на AO. Поэтому вещества без электронов на MO\* химически более стабильны и наоборот — наличие электронов на разрыхляющей MO\* обуславливает большую химическую активность.

\* См. пояснение на с. 144.

Электроотрицательность элементов влияет на распределение электронов между взаимодействующими атомами. В зависимости от характера распределения электронов в веществе различают три основных вида химической связи: *ковалентную, ионную и металлическую* (см. учебник 9 класса). Как правило, в «чистом виде» перечисленные виды химической связи встречаются редко. В большинстве соединений имеет место наложение разных видов связи.

**Ковалентная связь.** Этот вид связи образуется при взаимодействии атомов с одинаковой электроотрицательностью (первый случай). Разберем природу химической связи этого вида.

Из-за одинаковой электроотрицательности элементов отдача электронов одним атомом и присоединение их другим произойти не могут. Нетрудно догадаться, что в таких случаях валентные электроны оказываются на одинаковом расстоянии от ядер обоих атомов. При этом образуются общие электронные пары, связывающие атомы.

Образование молекул водорода  $H_2$  из атомов водорода можно показать так:



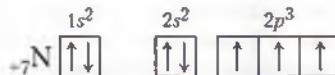
**Химическую связь, возникающую в результате образования общих (связывающих) электронных пар, называют ковалентной связью.**

Как правило, при образовании химического соединения атомы проявляют тенденцию к приобретению устойчивой конфигурации внешнего электронного слоя (из двух или восьми электронов) как в атомах инертных газов. Так, при образовании ковалентной связи в молекуле водорода каждый из атомов водорода приобретает устойчивую электронную конфигурацию за счет образования общей электронной пары. В других случаях при образовании ковалентной связи, например в молекулах  $F_2$ ,  $Cl_2$ , каждый атом приобретает устойчивую конфигурацию, состоящую из восьми электронов.

Итак, ковалентная химическая связь образуется при помощи общих связывающих электронных пар, что часто изображают с помощью так называемых электронных формул. *Как составить эти формулы?*

▲ **Пример.** Составить электронную формулу простого вещества азота  $N_2$ .

1. Записывают схему распределения электронов по энергетическим уровням и подуровням в атоме азота:



2. Отмечают, что в атоме азота три неспаренных электрона, поэтому между атомами азота в молекуле возникают три связывающие электронные пары:



3. Отдельно отмечают неподеленную электронную пару на внешнем электронном уровне каждого атома азота:



Таким путем можно составить электронные формулы всех газов, молекулы которых состоят из двух атомов.

Следует иметь в виду, что изображение электронов точками условно. Каждая точка представляет собой электронную орбиталь определенной формы. Сущность образования связывающих электронных пар объясняется перекрыванием электронных орбиталей. Перекрываться могут только орбитали электронов с антипараллельными спинами (с. 132). Электронная пара может обозначать перекрывание  $s-s$ -,  $s-p$ - или  $p-p$ -электронных орбиталей (рис. 61). Если электронные орбитали перекрываются по линии, соединяющей центры двух атомов (рис. 61), то такая связь называется  $\sigma$ -связью (сигма-связью).

В случае образования кратных  $p-p$ -связей (двойная или тройная) из-за взаимно перпендикулярного расположения в атомах  $p$ -электронных орбиталей только одна из связей может быть  $\sigma$ -связью. Остальные  $p$ -электронные орбитали перекрываются по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов (рис. 62). Такая связь называется  $\pi$ -связью (пи-связь). Например, в молекуле азота тройная связь: одна  $\sigma$ -связь и две  $\pi$ -связи.

В зависимости от того, какие электронные орбитали и как перекрываются, образуются химические связи, имеющие различную прочность. Этим и объясняется, почему при наличии двойных и тройных связей один из них разрываются легче, а другие труднее.

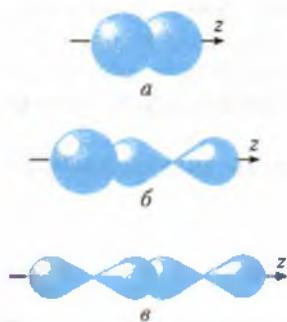


Рис. 61. Образование  $\sigma$ -связи в результате перекрывания:  
а —  $s-s$ ; б —  $s-p$ ; в —  $p-p$ -электронных орбиталей

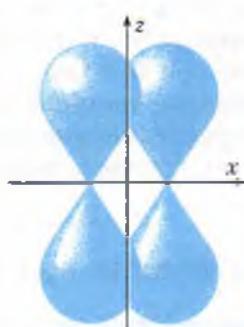


Рис. 62. Образование  $\pi$ -связи



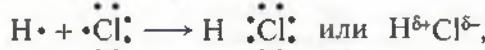
Рис. 63. Схема диполя

**Неполярная и полярная ковалентные связи.** До сих пор мы рассматривали образование ковалентной связи между атомами с одинаковой электроотрицательностью (первый случай).

В этом случае связывающие электронные пары располагаются симметрично между ядрами соединяющихся атомов. В результате образуются **неполярные молекулы**, в которых электроны расположены симметрично относительно ядер.

**Ковалентную химическую связь, которая образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью, называют ковалентной неполярной связью.**

Но многие молекулы состоят из атомов, электроотрицательности которых незначительно отличаются (второй случай). В этом случае общая электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного элемента, например:



где  $\delta+$  и  $\delta-$  (читается «дельта») — частичные заряды, которые по абсолютному значению меньше 1.

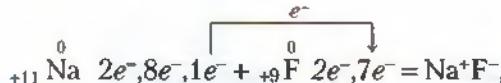
В данном случае в той части молекулы, где находится более электроотрицательный элемент, накапливается избыток отрицательного заряда, а где менее электроотрицательный элемент — избыток положительного заряда (рис. 63). Такие молекулы называют **полярными**.

**Химическую связь, образованную атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно, называют ковалентной полярной связью.**

**Ионная связь.** Этот вид связи образуется при взаимодействии атомов элементов, электроотрицательности которых резко различаются (третий случай). При этом происходит почти полное смещение электронов (электронных облаков) от атомов с меньшей электроотрицательностью к атомам с большей электроотрицательностью. Атомы, которые почти полностью отдают свои валентные электроны, превращаются в положительно заряженные ионы, а атомы, которые эти электроны приобретают, — в отрицательно заряженные ионы.

**Ионы — это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов.**

Схематически процесс превращения атомов в ионы можно изобразить так:

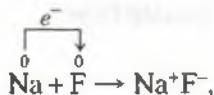


**ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,**

**ЧТО...**

...электронная пара на разрыхляющей  $MO^*$  полностью нейтрализует связующее действие пары электронов связующей  $MO$ . Поэтому, например, молекула  $\text{He}_2(\sigma_s)^2 (\sigma_s^*)^2$  не существует.

или



или



(Фторид натрия состоит из ионов натрия  $\text{Na}^+$  и фторид-ионов  $\text{F}^-$ ).

Из курса физики известно, что положительно и отрицательно заряженные частицы взаимно притягиваются. Следовательно, между положительными и отрицательными ионами существуют силы взаимного притяжения, т. е. образуется ионная химическая связь.

**Химическую связь, возникающую между ионами в результате действия электростатических сил притяжения, называют ионной связью.**

Соединения, которые при этом образуются, называют *ионными соединениями*. Наиболее типичная ионная связь возникает в солях между типичными металлами и галогенами.

Ионная связь существует также в солях кислородсодержащих кислот и в щелочах между атомами металлов и атомами кислорода.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 2–7.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...метод МО используют для определения (предсказания) реакционной способности веществ и в теории химической связи.



1. Что такое электроотрицательность? Используя таблицу 19 и периодическую таблицу, расположите химические знаки перечисленных ниже элементов в порядке возрастания значений электроотрицательности: фосфор, магний, бор, цезий, кислород, кремний, калий, углерод, водород, литий, фтор, сера, алюминий, кальций.

2. Почему числовые значения электроотрицательностей атомов элементов позволяют судить о виде химической связи, возникающей между атомами? Поясните на конкретных примерах.

3. В тетралях напишите по три формулы соединений с: а) ионной; б) ковалентной полярной; в) ковалентной неполярной связью. Изобразите их электронные формулы.

4. Даны вещества:  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{LiCl}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2$ . Поясните, какой вид связи существует между атомами в каждом отдельном соединении. Почему?

5. Учитывая значения электроотрицательностей элементов (табл. 19), составьте химические формулы и укажите сдвиг общих связывающих электронных пар в соединениях: а) кальция с водородом; б) лития с азотом; в) кислорода с фтором; г) углерода с серой; д) углерода с алюминием.

6. На конкретных примерах охарактеризуйте сущность ионной и ковалентной связей. Поясните, почему эти два вида химической связи резко не разграничиваются.

7. Какое соединение является более прочным и почему: а) иодид натрия или иодид калия; б) фторид натрия или хлорид натрия; в) иодид кальция или бромид кальция; г) фторид кальция или хлорид калия?

## § 42. Кристаллические решетки

Повторите из гл. I § 4 (см. с. 15—16).

**Кристаллические и аморфные вещества.** Если раздробить кальцит или другое твердое вещество, то образуются мелкие кристаллики определенной формы. Такие вещества называют *кристаллическими*.

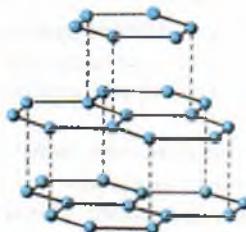
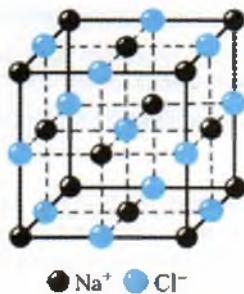


Рис. 64. Расположение атомов углерода в кристаллах графита



●  $\text{Na}^+$  ●  $\text{Cl}^-$

Рис. 65. Схема строения кристаллической решетки хлорида натрия

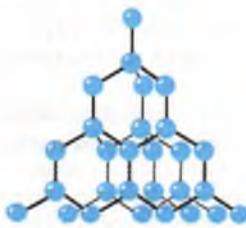


Рис. 66. Расположение атомов углерода в кристаллах алмаза

**Твердые вещества (стекло, смолы),** при ударе образующие осколки неопределенной формы, называют *аморфными*, т. е. бесформенными.

Как же объяснить существование твердых веществ со столь различными свойствами? Почему кристаллические вещества при ударе раскалываются в определенных плоскостях, а аморфные вещества этим свойством не обладают? Можно предположить, что в кристаллических веществах составляющие их частицы (ионы, атомы, молекулы) в одних направлениях находятся ближе друг к другу, чем в других. Так, в кристаллах графита в одних плоскостях атомы углерода расположены близко один к другому, образуя слой, а в других плоскостях — более далеко (рис. 64). Именно по плоскостям, в которых атомы углерода находятся дальше один от другого, графит легко расщепляется на чешуйки, например, когда вы пишете карандашом. Подобными свойствами обладает, например, слюда.

В кристаллах ионы, атомы или молекулы расположены строго упорядоченно, на определенных расстояниях. Это напоминает решетку с чередующимися узлами, отсюда название — кристаллическая решетка.

**Кристаллической решеткой** называют совокупность точек пространства, в которых располагаются частицы, образующие кристалл.

В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах этой решетки, различают *ионные, атомные и молекулярные кристаллические решетки*. Известны и *металлические кристаллические решетки*.

В аморфных веществах такого закономерного расположения частиц нет.

**Ионные кристаллические решетки.** Такие решетки характерны для ионных соединений. В узлах ионных решеток находятся противопо-

ложно заряженные ионы. Типичными представителями этих соединений являются соли. Например, в узлах кристаллической решетки хлорида натрия находятся ионы натрия и хлорид-ионы (рис. 65).

В хлориде натрия каждый ион связан (в трех перпендикулярных плоскостях) с шестью противоположно заряженными ионами. Эти ионы находятся на одинаковых расстояниях друг от друга, образуя кристаллы кубической формы (рис. 65). В кристаллах хлорида натрия отдельных молекул хлорида натрия не существует. Формула ионного соединения отражает не состав молекулы, а соотношение положительных и отрицательных ионов.

**Атомные кристаллические решетки.** В узлах атомных кристаллических решеток находятся отдельные атомы, связанные между собой ковалентными связями. Так как атомы подобно ионам могут располагаться в пространстве по-разному, то и в этих случаях образуются кристаллы различной формы. Например, в узлах кристаллических решеток алмаза (рис. 66) и графита (рис. 64) находятся атомы углерода, но из-за различного расположения атомов кристаллы алмаза имеют октаэдрическую форму, а кристаллы графита — призматическую.

**Молекулярные кристаллические решетки.** В узлах молекулярных кристаллических решеток находятся неполярные или полярные молекулы. Например, в узлах кристаллической решетки кислорода (при температуре ниже  $-219^{\circ}\text{C}$ ) находятся неполярные молекулы  $\text{O}_2$ , в узлах кристаллической решетки твердого хлороводорода (при температуре ниже  $-144^{\circ}\text{C}$ ) — полярные молекулы  $\text{HCl}$ . Как и в предыдущих случаях, в зависимости от взаимного расположения молекул в пространстве могут образовываться кристаллы различной формы.

**Зависимость некоторых физических свойств веществ от типов кристаллических решеток.** Существует следующая закономерность:

*Если известно строение вещества, то можно предсказать их свойства или наоборот: если известны свойства вещества, то можно определить их строение.*

Пользуясь этой закономерностью, попытаемся предсказать, каковы примерно должны быть температуры плавления фторида натрия  $\text{NaF}$ , фтора  $\text{F}_2$  и фтороводорода  $\text{HF}$ .

В узлах кристаллической решетки фторида натрия находятся ионы натрия  $\text{Na}^+$  и фторид-ионы  $\text{F}^-$ . Между ними действуют электростатические силы притяжения, которые сравнительно велики. Чтобы расплавить фторид натрия, нужно преодолеть эти силы и разрушить кристаллическую решетку. Значит, температура плавления фторида натрия должна быть высокой.

В узлах кристаллической решетки фтора находятся неполярные молекулы. Силы сцепления между ними небольшие. Поэтому фтор должен иметь низкую температуру плавления.

В узлах кристаллической решетки фтороводорода находятся полярные молекулы. Силы сцепления между ними гораздо больше, чем между неполярными молекулами. Поэтому температура плавления фтороводорода должна быть гораздо ниже, чем у фторида натрия, но выше, чем у фтора. Экспериментальные данные, приведенные в таблице, подтверждают это предположение.

Название вещества	Температура плавления (в °С)
Фторид натрия $\text{NaF}$	995
Фтор $\text{F}_2$	-220
Фтороводород $\text{HF}$	-83

Ковалентные связи между атомами очень прочные; поэтому можно предполагать, что для веществ с атомной решеткой характерна высокая температура плавления. Это тоже подтверждается на практике. Так, например, графит плавится при очень высокой температуре (3740 °С).

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—4. Решите задачи 1, 2 (с. 152).

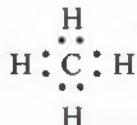
▲ **Валентность элементов в свете электронной теории.** Как нам уже известно (с. 32), валентность — это способность атомов одного элемента присоединять или замещать определенное число атомов другого элемента. Учение о строении атома позволяет раскрыть сущность этого понятия.

▲ **В ковалентных соединениях (а их большинство) валентность обычно определяется числом химических связей, которые образуются между атомами.**

Вы уже знаете (с. 142), что в большинстве случаев ковалентная связь образуется за счет общих электронных пар. Чаще всего в процессе образования общих электронных пар участвуют оба реагирующих атома (каждый из них предоставляет по одному электрону). Однако известны случаи, когда общую связывающую электронную пару предоставляет только один атом. Такие примеры будут рассмотрены в учебнике 9-го класса.

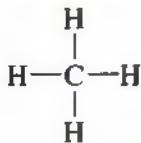
Таким образом, валентность в наиболее часто встречающихся случаях определяется числом общих электронных пар, связывающих атомы в данном соединении.

Например, электронную формулу метана  $\text{CH}_4$  изображают так:



В молекуле метана атом углерода имеет четыре общие электронные пары. Это означает, что углерод четырехвалентен. Каждый же атом водорода имеет по одной общей электронной паре, т. е. водород одновалентен.

Общие электронные пары можно изобразить и в виде черточек; получается *структурная формула*:

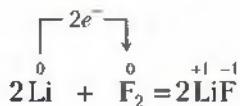
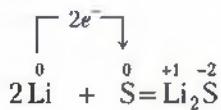


## § 43. Степень окисления

Повторите § 20 (с. 57) и § 27 (с. 74–75).

**Окисление и восстановление.** Взаимодействие веществ с кислородом, как и взаимодействие водорода с оксидами металлов – это частные случаи *окислительно-восстановительных реакций*, при которых происходит окисление и восстановление атомов элементов. Рассмотрим такие процессы с позиций представлений о строении электронных оболочек атомов.

Сопоставим реакции образования оксида лития  $\text{Li}_2\text{O}$ , сульфида лития  $\text{Li}_2\text{S}$  и фторида лития  $\text{LiF}$ . В этих реакциях происходит переход электронов от атомов лития к атомам кислорода, серы и фтора соответственно:



На примере этих реакций мы видим, что литий (менее электроотрицательный элемент) отдает валентные электроны, а кислород, сера и фтор (более электроотрицательные элементы) их присоединяют (табл. 20).

Таблица 20

Электронные формулы валентного слоя атомов	Электроотрицательность реагирующих элементов	Схема процессов химического взаимодействия	Химические формулы образующихся веществ
${}_{+3}\text{Li} 2s^1$ ${}_{+8}\text{O} 2s^2 2p^4$	1 3,5	${}_{+3}\text{Li} 2e^-, 1e^-$ ${}_{+8}\text{O} 2e^-, 6e^-$ ${}_{+3}\text{Li} 2e^-, 1e^-$	${}^{+1} \text{Li} {}^{-2} \text{O}$
${}_{+3}\text{Li} 2s^1$ ${}_{+16}\text{S} 3s^2 3p^4$	1 2,5	${}_{+3}\text{Li} 2e^-, 1e^-$ ${}_{+16}\text{S} 2e^-, 8e^-, 6e^-$ ${}_{+3}\text{Li} 2e^-, 1e^-$	${}^{+1} \text{Li} {}^{-2} \text{S}$
${}_{+3}\text{Li} 2s^1$ ${}_{+9}\text{F} 2s^2 2p^5$	1 4,0	${}_{+3}\text{Li} 2e^-, 1e^-$ ${}_{+9}\text{F} 2e^-, 7e^-$	${}^{+1} \text{Li} {}^{-1} \text{F}$

Процесс отдачи электронов называют окислением, а процесс присоединения — восстановлением.

*Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, являются окислителями, а которые отдают — восстановителями.*

В нашем примере атомы лития в реакциях с кислородом, серой и фтором отдают электроны, следовательно, они окисляются и являются восстановителями. Атомы же кислорода, серы и фтора присоединяют электроны, т. е. восстанавливаются, и, следовательно, являются окислителями.

**Степень окисления.** Следует отметить, что из трех реакций, указанных в таблице 20, почти полный переход электронов наблюдается только при взаимодействии лития с фтором. В остальных случаях происходит частичное смещение электронов от атомов лития к атомам кислорода и серы. Это объясняется разностью значений электроотрицательностей. В наших примерах эта разность в случае лития и фтора наибольшая. Поэтому только во фториде лития заряды, которые поставлены над знаками химических элементов, близки к +1 и -1. В оксидах и особенно в сульфидах лития фактические заряды сильно отличаются от проставленных. Это относится к большинству соединений, образующихся в окислительно-восстановительных реакциях: заряды, которые ставят над знаками элементов, являются условными. Этот условный заряд получил название *степени окисления*.

## Степень окисления – условный заряд элемента, рассчитанный исходя из условия, что все связи в соединении ионные.

Степень окисления может иметь и положительное, и отрицательное, и нулевое значение. Степень окисления ставится над символом элемента:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ . (Знаки «плюс» или «минус» ставят перед значением степени окисления, например +1, -3 и т. д. При обозначении зарядов ионов знак заряда ставят после числа: 2+, 2- и т. д.) *Величину степени окисления определяет число электронов, смещенных от атома менее электроотрицательного элемента к атому более электроотрицательного элемента.* Так, в хлороводороде  $\text{HCl}$  электрон атома водорода смещен в сторону атома хлора, поэтому водород имеет степень окисления +1, в хлор -1:  $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$ .

### Правила вычисления степени окисления элементов

1. Сумма степеней окисления атомов в соединении всегда равна нулю, а в сложном ионе – его заряду.
2. Степень окисления равна нулю как у свободных атомов, так и у атомов, входящих в состав неполярных молекул, например:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  и т. д. Это объясняется тем, что в таких молекулах смещения электронной плотности не происходит, так как величины электроотрицательностей атомов одинаковы.

3. Если элемент находится в граной подгруппе (А-группе) периодической таблицы, то высшая положительная степень окисления элемента обычно равна номеру этой группы. Так, магний находится во IIА-группе, следовательно его степень окисления равна +2, калий находится в IA-группе, и его степень окисления +1, сера находится в VIA-группе, и ее высшая положительная степень окисления равна +6.

4. Степень окисления фтора (наиболее электроотрицательного элемента) во всех соединениях с другими элементами равна -1.

5. Степень окисления кислорода обычно равна -2 за исключением соединения  $\text{OF}_2$  и пероксидов:  $\text{H}_2\text{O}_2$  ( $\text{H}^{+1}\text{O}^{-1}\text{O}^{-1}\text{H}^{+1}$ ),  $\text{Na}_2\text{O}_2$  ( $\text{Na}^{+1}\text{O}^{-1}\text{O}^{-1}\text{Na}^{+1}$ ).

6. Степень окисления водорода во всех его соединениях равна +1 за исключением соединений водорода с металлами, где его степень окисления равна -1 ( $\text{NaH}$ ).

Зная эти правила, мы можем вычислить степень окисления одного химического элемента, если известны степени окисления других химических элементов в данном соединении. Так, например, если требуется определить степень окисления хрома в дихромате калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , составляют следующее уравнение:

$$\begin{aligned} (+1) \cdot 2 + x \cdot 2 + (-2) \cdot 7 &= 0; \\ 2 + 2x - 14 &= 0; \\ 2x = 14 - 2; 2x &= 12; x = 6 \end{aligned}$$



Следовательно, степень окисления хрома в этом соединении +6:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

Степень окисления не всегда численно совпадает с валентностью. Например, в молекулах кислорода  $\text{O}_2$  и азота  $\text{N}_2$  степень окисления элементов равна нулю, но валентность кислорода равна двум, а азота — трем.

**Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, называют окислительно-восстановительными.**

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 5—8.

?

- Чем отличаются аморфные вещества от кристаллических?
- Как различаются температуры плавления веществ с различными кристаллическими решетками: а) ионной; б) атомной; в) молекулярной? Дайте объяснение.
- Для аммиака характерна кристаллическая решетка:
  - молекулярная
  - атомная
  - ионная
  - металлическая
- Какая кристаллическая решетка у вещества, полученного при взаимодействии металла и хлора?

- При взаимодействии водорода с оксидом меди(II) образовалось 0,1 моль меди. Вычислите: а) массу образовавшейся меди; б) массу и количество вещества оксида меди(II), вступившего в реакцию.

1) молекулярная

2) атомная

3) ионная

4) металлическая

5. Что такое степень окисления?

В чем сходство и различие степени окисления и валентности?

6. Степень окисления марганца в соединении  $\text{KMnO}_4$  равна:

1) +5 2) +7 3) 0 4) +2

7. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: а) алюминия с кислородом; б) железа с хлором; в) натрия с серой (образец записи см. на с. 150).

8. Составьте структурные формулы кислот: а) угольной, б) бромоводородной, в) сернистой, г) хлорной  $\text{HClO}_4$ .

2. В реакции образовалось 4 г оксида меди(II). Вычислите: а) массу и количество вещества меди, вступившей в реакцию; б) массу и количество вещества израсходованного кислорода.

## Лабораторные опыты

### 19. Составление моделей молекул и кристаллов веществ с различным видом химических связей.

Даны пластилин и металлические стержни. По заданию учителя изготовьте модели веществ с: 1) ионной; 2) атомной; 3) молекулярной кристаллической решеткой.

**Задания.** 1. Поясните, как различаются агрегатные состояния и температуры плавления и кипения веществ, представленные вашими моделями. 2. Объясните сущность этих различий.

### § 44. Закон Авогадро

Многие вещества (кислород, водород) существуют в газообразном состоянии. С газообразными веществами мы будем встречаться и в дальнейшем. Из курса физики вам известно, что газы подчиняются определенным законам. Одним из таких законов является закон Авогадро. Ознакомимся с ним подробнее.

**Открытие и формулировка закона.** Итальянский ученый А. Авогадро обратил внимание на то, что все газы одинаково сжимаются (закон Бойля — Мариотта), обладают одинаковым термическим коэффициентом расширения (закон Гей-Люссака) и имеют некоторые другие общие свойства. На основе этих законов и своих наблюдений А. Авогадро в 1811 г. высказал смелую мысль, которая позже подтвердилась многочисленными опытами и была сформулирована в виде закона:

**В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.**

**Объяснение закона Авогадро. Молярный объем газов.** При одних и тех же условиях расстояние между отдельными молекулами у всех газов примерно одинаковое. Так как объем самих молекул по сравнению с межмолекулярными расстояниями ничтожен, то из этого следует, что в равных объемах различных газов (при одних и тех же условиях) должно быть одинаковое число молекул. Следствием закона Авогадро является утверждение: *если в равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул, то массы различных газов, в которых содержится одинаковое число молекул, тоже должны занимать одинаковые объемы.*

Как вам известно, такими массами являются молярные массы и пропорциональные им массы газов. Так, например, 2 г водорода и 32 г кислорода содержат одинаковое число молекул, т. е.  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Экспериментально доказано, что 2 г водорода и 32 г кислорода (при нормальных условиях) занимают одинаковые объемы — 22,4 л. Следовательно:

**Моль газа при нормальных условиях имеет объем 22,4 л. Этот объем называют молярным объемом газа. Молярный объем газа — это объем 1 моль данного газа.**



Амедео  
Авогадро  
(1776—1856)

Итальянский ученый. В 1811 г. открыл закон, позже названный его именем.

Молярный объем газа находится из отношения объема газа (при н. у.) к соответствующему количеству вещества  $v$ :

$$V_M = \frac{V}{v},$$

где  $V$  — объем (в л),  $v$  — количество вещества (в молях). Таким образом, молярный объем измеряется в л/моль.

В расчетах следует учесть, что объем одного миллимоля (мМ) — 22,4 мл, одного киломоля (кМ) — 22,4 м<sup>3</sup>, одного мегамоля (ММ) — 22 400 м<sup>3</sup>.

**Значение закона Авогадро.** Так как 1 моль газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л, то, зная массу 1 л данного газа (при н. у.), можно вычислить молярную массу этого газа:

$$M = 22,4 \cdot \rho,$$

где  $\rho$  — плотность, т. е. масса 1 л данного газа при нормальных условиях. Например, экспериментально установлено, что масса 1 л кислорода при нормальных условиях составляет 1,43 г. Из этого следует

$$M(O_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1,43 \text{ г/л} \approx 32 \text{ г/моль};$$
$$M_r(O_2) = 32$$

▲ При расчетах более удобно использовать относительную плотность газа, т. е. относительную величину, показывающую, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого. По относительной плотности также можно вычислить молярную массу. Относительную плотность принято обозначать буквой  $D$ .

Чтобы определить, например, во сколько раз данный газ тяжелее водорода, следует массу определенного объема газа разделить на массу такого же объема водорода. Так как согласно закону Авогадро в равных объемах число молекул исследуемого газа и водорода будет одинаковым, то плотность по водороду можно вычислить так:

$$D_{H_2} = \frac{v \cdot M}{v \cdot 2} = \frac{M}{2},$$

где  $v$  — число молей в данном объеме,  $M$  — молярная масса исследуемого газа, число 2 — молярная масса водорода,  $D_{H_2}$  — плотность по водороду.

Если определяют плотность по другому газу, то вместо молярной массы водорода (т. е. числа 2) берут молярную массу этого газа. Так, например, если определяют плотность данного газа по кислороду или воздуху, то получают следующие выражения:

$$D_{\text{O}_2} = \frac{M}{32}; \quad D_{\text{возд}} = \frac{M}{29},$$

где число 29 — средняя молярная масса воздуха.

Отсюда видно, что *плотности газов, измеренные при одинаковых условиях, относятся как их молярные массы.*

Чаще всего молярные массы различных газов определяют по следующим формулам:

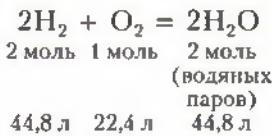
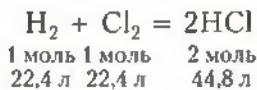
$$M = 2D_{\text{H}_2}; \quad M = 29D_{\text{возд}}$$

Так как молярные, молекулярные и относительные молекулярные массы численно совпадают, то по этим формулам вычисляют также молекулярные и относительные молекулярные массы ( $M_r$ ) соответствующих газов.

Пользуясь понятиями «молярный объем газа», «плотность газа» и «относительная плотность газа», можно производить различные расчеты.

## § 45. Объемные отношения газов при химических реакциях

Нам уже известно, что коэффициенты, стоящие перед химическими знаками и формулами, показывают не только число атомов и молекул, но и число молей, участвующих в реакции. Поэтому уравнения реакций между газами можно записать и так:



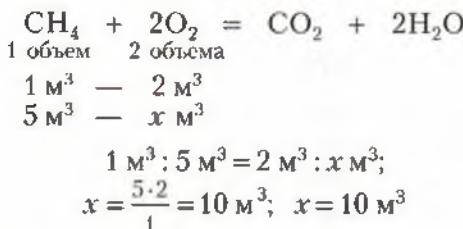
Если сократить указанные численные значения объемов реагирующих и образующихся газов на число 22,4, то получаются простые целые числа, показывающие объемные отношения газов: в первой реакции — 1 : 1 : 2, а во

второй — 2 : 1 : 2. Следовательно, реакции между газообразными веществами подчиняются определенным закономерностям:

**При неизменном давлении объемы реагирующих и образующихся газов относятся между собой как небольшие целые числа.**

Коэффициенты в уравнениях реакций показывают число объемов реагирующих и образовавшихся газообразных веществ.

Отношения объемов реагирующих газов позволяют также производить ряд расчетов, не прибегая к вычислению относительных молекулярных масс. Например, нужно вычислить объем кислорода, необходимого для сжигания 5 м<sup>3</sup> метана:



Ответ. Для сжигания 5 м<sup>3</sup> метана требуется 10 м<sup>3</sup> кислорода.

Ответьте на вопросы 1—4. Решите задачи 1—4.

?

1. Какие физические явления и факты подтверждают правильность закона Авогадро? Сформулируйте этот закон.

2. Поясните, почему можно вывести понятие «молярный объем газа» на основе следствия закона Авогадро.

1. Определите относительную плотность оксида азота(П) по воздуху.

2. При взаимодействии хлора с водородом образовалось 0,25 моль хлороводорода. Вычислите объем хлора, вступившего в реакцию (н. у.).

3. Каково значение закона Авогадро? Поясните на конкретных примерах.

4. Каким закономерностям подчиняется поведение газообразных веществ в химических реакциях? Поясните на конкретных примерах.

3. Сгорело 6 кг угля С. Вычислите объем образовавшегося оксида углерода(IV) (н. у.).

4. Вычислите, какой объем кислорода потребуется для сжигания 10 м<sup>3</sup> этана C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> (н. у.).

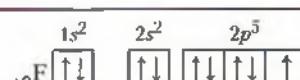
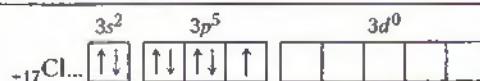
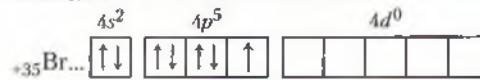
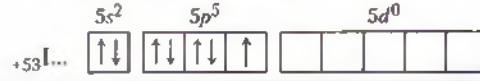
Прежде чем приступить к изучению этой темы, повторите из гл. VI § 36 и из гл. VII § 41, 43.

Как с увеличением порядковых номеров изменяются свойства химических элементов в главных подгруппах (A-группах) периодической таблицы?

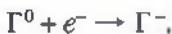
## § 46. Положение галогенов в периодической таблице и строение их атомов

Галогены (от греч. *halos* — соль и *genes* — рождающий, рожденный) находятся в VIIA-группе периодической таблицы химических элементов. Схемы строения их атомов даны в таблице 21.

Таблица 21. Строение атомов галогенов

Элемент	Электронная формула валентного слоя	▲ Заполнение валентных орбиталей электронами
F	${}_{+9}F\ 1s^2 2s^2 2p^5$	${}_{+9}F$ 
Cl	${}_{+17}Cl\ ... 3s^2 3p^5$	${}_{+17}Cl\ ...$ 
Br	${}_{+35}Br\ ... 4s^2 3d^{10} 4p^5$	${}_{+35}Br\ ...$ 
I	${}_{+53}I\ ... 5s^2 4d^{10} 5p^5$	${}_{+53}I\ ...$ 

На наружном энергетическом уровне атомов галогенов находятся семь электронов. До восьми электронов (октета) на наружном энергетическом уровне, т. е. до устойчивого состояния атомов, характерного для благородных газов, атомам галогенов недостает по одному электрону. К тому же атомы галогенов по сравнению с атомами металлов того же периода обладают большим зарядом ядра, меньшим атомным радиусом и имеют по одному неспаренному электрону. Поэтому атомы всех галогенов (особенно фтора и хлора) энергично присоединяют недостающий электрон:



где  $\Gamma$  — галоген.

Галогены являются сильными окислителями. Их окислительная способность закономерно увеличивается с уменьшением атомных радиусов. Для них характерна степень окисления  $-1$ .

Молекулы галогенов состоят из двух атомов. Их строение показано в таблице 22.

Таблица 22. Схема строения молекул галогенов

Химическая формула	Структурная формула	Электронная формула	Образование химической связи при перекрывании электронных орбиталей валентных электронов
$F_2$	$F-F$	$:\ddot{F}:\ddot{F}:$	
$Cl_2$	$Cl-Cl$	$:\ddot{Cl}:\ddot{Cl}:$	

Галогены могут образовывать соединения с кислородом, в которых их атомы проявляют положительную степень окисления, например  $\overset{+1}{Cl_2}O_2$ ,  $\overset{+7}{Cl_2}O_7$ ,  $KClO_3$ .

Но известно кислородное соединение фтора  $OF_2$ , в котором фтор имеет отрицательную степень окисления, равную  $-1$ ; фтор более электроотрицательный элемент, чем кислород.

## § 47. Хлор

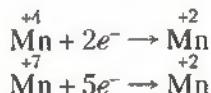
Из всех галогенов наибольшее значение имеет хлор. Рассмотрим его более подробно.

▲ **Получение.** Впервые хлор получил шведский химик Карл Шееле в 1774 г. В природных соединениях хлор, как правило, имеет степень окисления  $-1$ . Для получения хлора в свободном состоянии надо окислить его ионы:

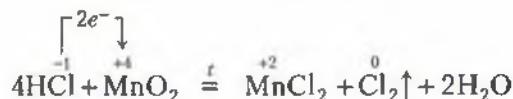


Для этого в промышленности используют постоянный электрический ток.

В лабораторных условиях хлор получают из соляной кислоты, действуя на нее сильными окислителями. Чаще всего применяют оксид марганца(IV)  $MnO_2$  или перманганат калия  $KMnO_4$ . В этих соединениях окислителем является марганец со степенями окисления +4 и +7. Это объясняется тем, что атомы марганца с указанными степенями окисления энергично отнимают электроны от других атомов или ионов и сами восстанавливаются до степени окисления +2:



В этом можно убедиться, если на оксид марганца(IV) или перманганат калия (рис. 67) подействовать концентрированной соляной кислотой. Выделение хлора можно обнаружить по желто-зеленому цвету и по удущливому запаху:



Как видно, в этой реакции хлорид-ионы окисляются до нейтральных атомов, из которых образуются молекулы хлора. Окислителем является марганец в степени окисления +4.

**Физические свойства.** Хлор при обычных условиях — газ желто-зеленого цвета с резким удущивым запахом, почти в 2,5 раза тяжелее воздуха. При комнатной температуре в одном объеме воды растворяется 2,5 объема хлора с образованием так называемой *хлорной воды*.

Хлор под давлением около 0,6 МПа уже при комнатной температуре превращается в жидкость. В таком виде хлор обычно хранят и транспортируют в стальных баллонах или цистернах.

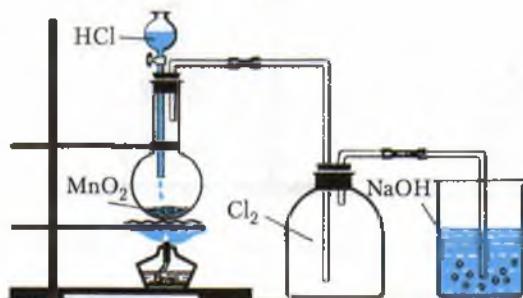


Рис. 67. Получение хлора в лаборатории

**Химические свойства.** Основные химические свойства хлора показаны на схеме 20.

Схема 20



### I. Взаимодействие хлора с простыми веществами

1. Хлор реагирует почти со всеми металлами с образованием солей. Эти реакции являются окислительно-восстановительными (с. 152). Так, например, хлор реагирует с натрием (рис. 68; опыт проводят в вытяжном шкафу!):

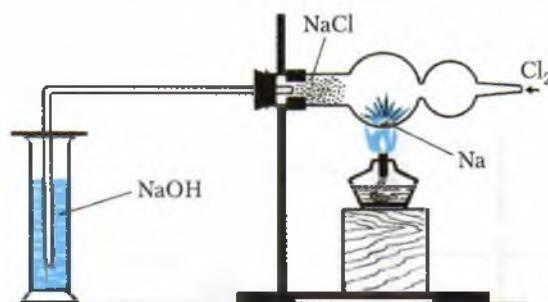


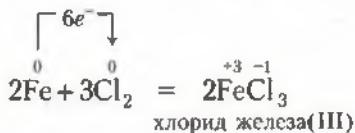
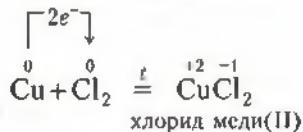
Рис. 68. Взаимодействие хлора с натрием

\* К галогенидам относят соединения галогенов с металлами.

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...впервые ядовитый газ (хлор) в качестве боевого отравляющего вещества был использован в 1915 г. Так как хлор тяжелее воздуха, он располагается ближе к поверхности земли. Н. Д. Зелинский изобрел противогаз, в котором помещается активированный уголь, адсорбирующий хлор. Таким образом вдыхаемый воздух очищается.

При повышенной температуре хлор реагирует также с медью, железом и некоторыми другими металлами (рис. 69 и 70):



С некоторыми металлами хлор реагирует при обычной температуре, например с сурьмой (рис. 71):

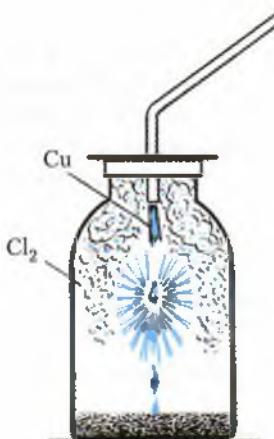
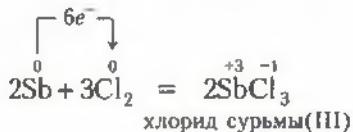


Рис. 69. Горение меди в хлоре

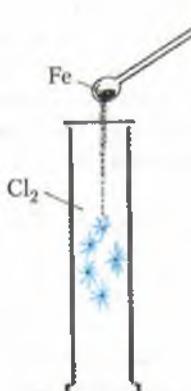


Рис. 70. Горение железа в хлоре

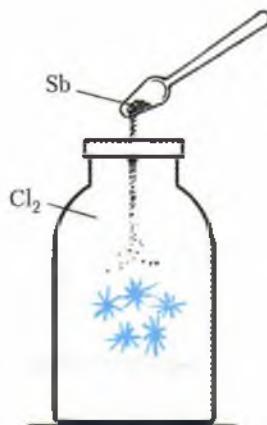
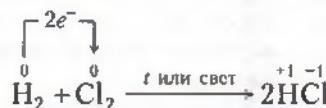
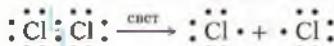


Рис. 71. Горение сурьмы в хлоре

2. Хлор реагирует с водородом. Реакция хлора с водородом начинается только при нагревании или освещении:



Механизм этой реакции следующий. При действии, например, прямого солнечного света происходит разрыв ковалентной связи в молекуле хлора:



В результате разрыва ковалентной связи образуются атомы хлора с одним неспаренным электроном. Эти атомы химически чрезвычайно активны; они реагируют с молекулой водорода:



Образуется атомарный водород, который тоже является химически очень активной частицей. В свою очередь атом водорода действует на молекулу хлора и т. д. *Подобные реакции, в результате которых происходит цепь последовательных превращений, относятся к цепным реакциям.*

При взаимодействии хлора с водородом образуется дымящееся на воздухе газообразное вещество  $\text{HCl}$  с резким запахом, хорошо растворимое в воде. Водный раствор хлороводорода обладает кислотными свойствами и называется *соляной кислотой*.

## II. Взаимодействие хлора со сложными веществами

1. Хлор реагирует с водой. Можно наблюдать, как реагирует хлор с водой, если выставить на свет колбу, наполненную раствором хлора в воде — хлорной водой (рис. 72). Через некоторое время можно заметить выделение пузырьков газа — это кислород. Раствор постепенно утрачивает зеленоватый цвет, а синий лакмус в нем приобретает красный цвет. Происходит реакция, в которой образуются две кислоты:

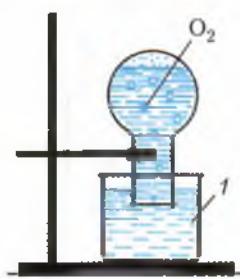
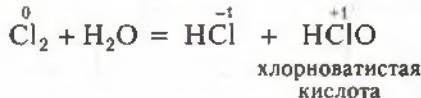
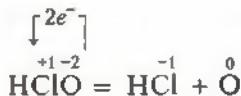


Рис. 72. Вытеснение кислорода из воды хлором: 1 — сосуд с водой



Хлорноватистая кислота — сильный окислитель. Она легко разлагается:



Из уравнения видно, что в этом процессе окислителем является хлор в степени окисления +1.

2. Хлор реагирует со щелочами (см. с. 110).

3. Хлор вытесняет из солей бром и иод (см. с. 170).

**Применение хлора.** Хлор широко применяют в хозяйственной деятельности. Как вам известно, при взаимодействии хлора с водой образуется соляная кислота и выделяется кислород. Доказано, что в этой реакции вначале выделяется атомарный кислород, который обладает сильными окислительными свойствами. Благодаря тому что при взаимодействии хлора с водой образуется сильный окислитель — хлорноватистая кислота, хлор применяют для обеззараживания питьевой воды, для отбеливания ткани и бумаги. Процесс отбеливания объясняется тем, что большинство красящих веществ при взаимодействии с хлорноватистой кислотой разрушаются и превращаются в бесцветные соединения.

Способность хлора реагировать со сложными веществами используется для получения пластмасс, красителей, медикаментов и других продуктов путем хлорирования органических соединений (рис. 73).



Рис. 73. Применение хлора и его соединений: 1 — хлорирование воды; 2 — получение фосгена  $\text{COCl}_2$ ; 3 — хлорида олова(IV)  $\text{SnCl}_4$  и хлорида титана(IV)  $\text{TiCl}_4$  для дымовой завесы; 4 — лекарственных веществ; 5 — красителей; 6 — растворителей; 7 — синтетического каучука; 8 — синтетических волокон; 9 — средств для защиты растений; 10 — пластмасс; 11 — галогенов; 12 — соляной кислоты; 13 — веществ для дезинфекции; 14 — отбеливание ткани; 15 — беление бумаги

Хлор применяют также для синтеза соляной кислоты. Хлорная вода используется как сильный окислитель в химических лабораториях.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 4—9. Решите задачи 1, 2.

?

1. Начертите схемы распределения электронов в атомах галогенов по энергетическим уровням. Поясните, какой из галогенов и почему должен быть самым сильным окислителем.

2. Изобразите строение молекул фтора и фтороводорода с помощью их электронных формул. Укажите вид химической связи в молекулах этих веществ.

3. Чем отличаются вещества фтор, фтороводород, фторид натрия: а) по виду химической связи; б) по строению кристаллической решетки; в) по химическим свойствам?

4. В каких наиболее важных соединениях хлор встречается в природе? Покажите их месторождения на карте. Почему хлор в природе не встречается в свободном состоянии?

5. На двух конкретных примерах объясните, как получают хлор в свободном состоянии.

1. В закрытом прочном сосуде смешали 8 л хлора с 12 л водорода и смесь взорвали. Какой объем хлороводорода получился? Какой газ и в каком объеме остался в избытке?

Составьте уравнения соответствующих химических реакций.

6. Охарактеризуйте основные химические свойства хлора. Составьте уравнения химических реакций, показывающие: а) взаимодействие лития с хлором; б) сгорание порошка железа в хлоре; в) горение водорода в хлоре; г) взаимодействие хлора с водой. Проставьте степени окисления над знаками химических элементов. Поясните, что в этих реакциях окисляется и что восстанавливается.

7. Почему синяя лакмусовая бумагка в свежеприготовленной хлорной воде обесцвечивается, а в хлорной воде, которая длительное время находилась на свету, краснеет?

8. К схеме 20 (с. 160) составьте по два-три примера уравнений химических реакций для каждого приведенного случая.

9. На каких химических свойствах хлора основано его использование на практике? Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Какой объем, масса и количество вещества хлора при нормальных условиях выделится при взаимодействии оксида марганца(IV)  $MnO_2$  массой 17,4 г с соляной кислотой, взятой в избытке?

## § 48. Хлороводород

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ?

ЧТО...

...хлороводород был открыт в 1772 г. Дж. Пристли.

...может быть дым без огня. Для этого в один стакан поместите каплю концентрированной соляной кислоты, а в другой — каплю концентрированного раствора аммиака и соедините стаканы отверстиями. Стаканы заполняются дымом, состоящим из частиц  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (рис. 74).

Из всех галогеноводородов особенно большое значение имеют хлороводород и его раствор в воде — хлороводородная, или соляная, кислота.

**Химическая формула и строение молекулы.** Химическая формула хлороводорода  $\text{HCl}$ , электронная формула  $\text{H}:\ddot{\text{C}}\text{l}^{\cdot}$ . Химическая связь в молекуле ковалентная, сильнополярная.

**Получение.** В промышленности хлороводород получают сжиганием водорода в хлоре. Чтобы ознакомиться с этой реакцией на практике, получают водород, проверяют его на чистоту, поджигают у конца газоотводной трубы и вносят в сосуд с хлором (см. рис. 47, с. 75). Водород продолжает гореть в хлоре с образованием хлороводорода:



Водород необходимо сжигать до полного удаления хлора. Затем в сосуд налить немного воды и раствора синего лакмуса. Покраснение последнего свидетельствует об образовании кислоты.

В лаборатории хлороводород получают нагреванием хлорида натрия с концентрированной серной кислотой  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Смесь этих веществ реагирует уже при комнатной температуре, но при этом образуется гидросульфат натрия:



При сильном нагревании получается сульфат натрия:



**Физические свойства.** Хлороводород — бесцветный газ, немного тяжелее воздуха, с резким запахом, во влажном воздухе дымит. Наиболее характерным свойством хлороводорода является его большая растворимость в воде. При  $0^{\circ}\text{C}$  в одном объеме воды растворяется около 500 объемов газа. Так, если заполненный хлороводородом цилиндр закрыть стеклянной пластинкой, опрокинуть вверх дном, внести в воду и пластинку убрать (рис. 75), то вода заполнит цилиндр.



Рис. 74. Дым без огня



Рис. 75. Растворение хлороводорода в воде: *а* — в начале опыта; *б* — через некоторое время после начала опыта; 1 — хлороводород; 2 — соляная кислота

**Химические свойства.** В отличие от соляной кислоты хлороводород при обычных условиях не реагирует ни с металлами, ни с их оксидами.

**Применение.** Основная масса хлороводорода используется для производства соляной кислоты. Благодаря тому что хлороводород может присоединяться к молекулам некоторых органических веществ, его используют для производства пластмасс и каучука.

Ответьте на вопросы 1, 2. Решите задачи 1—3 (с. 169).

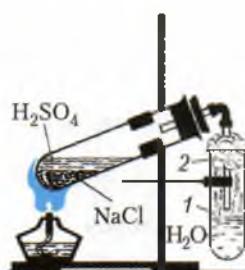
## § 49. Соляная кислота и ее соли

**Получение.** Соляную кислоту получают растворением хлороводорода в воде.

В лаборатории соляную кислоту можно получить в приборе, изображенном на рисунке 76. При выполнении этого опыта следят, чтобы конец газоотводной трубки находился вблизи уровня воды, но не погружался в нее. Если это не учесть, то из-за большой растворимости хлороводорода вода попадет в пробирку с серной кислотой и произойдет сильное разогревание, в результате чего содержимое может быть выброшено из пробирки.

В промышленности соляную кислоту получают сжиганием водорода в хлоре и растворением продукта реакции в воде.

Рис. 76. Получение соляной кислоты в лаборатории: 1 — хлороводород; 2 — вата



**Физические свойства.** Растворяя хлороводород в воде, можно получить 40%-ный раствор соляной кислоты с плотностью  $1,19 \text{ г}/\text{см}^3$ . Однако в продажу концентрированной соляной кислоте

массовая доля хлороводорода составляет около 0,37, или 37%. Плотность такого раствора примерно 1,19 г/см<sup>3</sup>.

Концентрированная соляная кислота — это бесцветный раствор, сильно дымящий во влажном воздухе, с резким запахом вследствие выделения хлороводорода.

**Химические свойства.** Соляная кислота имеет ряд общих свойств, характерных для большинства кислот (с. 103). Кроме того, она обладает и некоторыми особыми свойствами (табл. 23).

Таблица 23. Химические свойства соляной кислоты

Свойства, общие с другими кислотами (см. с. 103)	Особые свойства
<ol style="list-style-type: none"><li><b>Изменение окраски индикаторов</b></li><li><b>Взаимодействие с металлами:</b> <math display="block">2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow</math></li><li><b>Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:</b> <math display="block">2\text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}</math> <math display="block">2\text{HCl} + \text{ZnO} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}</math></li><li><b>Взаимодействие с основаниями:</b> <math display="block">2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}</math></li><li><b>Взаимодействие с солями:</b> <math display="block">2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow + \text{CaCl}_2</math></li></ol>	<ol style="list-style-type: none"><li><b>Взаимодействие с нитратом серебра</b> (нитрат серебра является реагентом на соляную кислоту и ее соли); выпадает осадок белого цвета, который не растворяется ни в воде, ни в кислотах: <math display="block">\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3</math></li><li><b>Взаимодействие с окислителями</b> (<math>\text{MnO}_2</math>, <math>\text{KMnO}_4</math>, <math>\text{KClO}_3</math> и др.): <math display="block">6\text{HCl} + \text{KClO}_3 = \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2\uparrow</math></li></ol>

Взаимодействие соляной кислоты и ее солей с нитратом серебра(I) используют для распознавания хлорид-ионов. Как распознать другие галогениды (бромиды, иодиды), вы узнаете в 9 классе.

**Применение.** Большие количества соляной кислоты расходуются для удаления оксидов железа перед покрытием изделий из этого металла другими металлами (оловом, хромом, никелем). Чтобы соляная кислота реагировала только с оксидами, но не с металлом, к ней добавляют особые вещества, называемые ингибиторами.

**Ингибиторы — это вещества, замедляющие реакцию.**

Соляная кислота применяется для получения различных хлоридов. Ее используют для получения хлора в лабораториях. Раствор соляной кислоты (массовая доля хлороводорода 0,5%) прописывают больным с пониженной кислотностью желудочного сока. Более наглядно применение соляной кислоты и ее важнейшей соли — хлорида натрия — показано на рисунках 77 и 78.

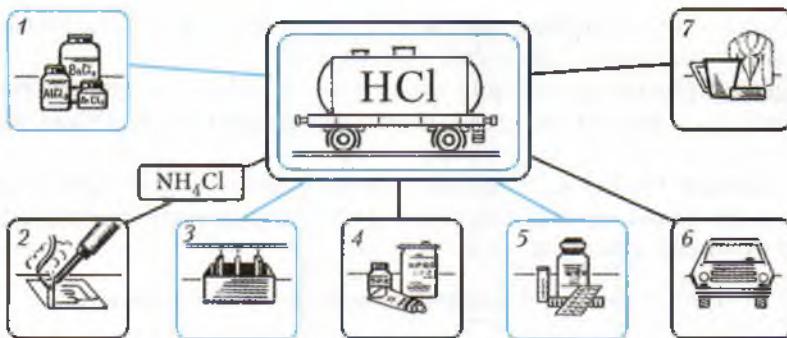


Рис. 77. Применение соляной кислоты: 1 — получение солей; 2 — при паянии; 3 — очистка поверхности металлов в гальваностегии; 4 — получение красок; 5 — лекарств; 6, 7 — пластмасс и других полимеров

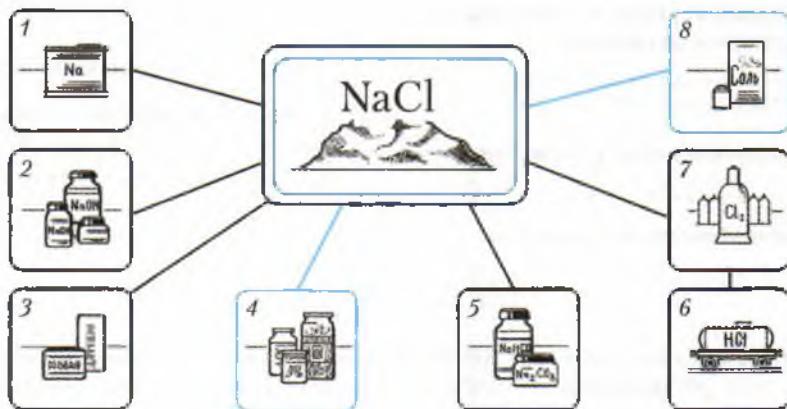


Рис. 78. Применение хлорида натрия: 1 — получение натрия; 2 — гидроксида натрия; 3 — мыла; 4 — для консервирования; 5 — получение соли; 6 — соляной кислоты; 7 — хлора; 8 — права к пище

**ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...**

...соляная кислота, выделяющаяся в желудке, обеспечивает процесс пищеварения. Под действием соляной кислоты пища переваривается, а большинство бактерий, попавших в желудок с пищей, быстро погибает. При пониженной кислотности желудочного сока необходимо лечение.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 3—5 (с. 169). Решите задачи 4, 5 (с. 169).

?

1. Какими двумя способами можно получить хлороводород? Составьте уравнения соответствующих химических реакций.
2. Охарактеризуйте физические и химические свойства хлороводорода и поясните, для каких целей этот газ используется.
3. Как в лабораторных условиях и в промышленности получают соляную кислоту?

- 1. Через раствор иодида калия пропустили 100 мл газовой смеси, предназначением для синтеза хлороводорода. В результате выделилось 0,508 г иода. Каков был состав газовой смеси в процентах (по объему)?
- 2. Хлороводород, который получили при взаимодействии избытка концентрированной серной кислоты с 58,5 г хлорида натрия, растворили в 146 г воды. Определите массовую долю хлороводорода в процентах в полученном растворе.

лоту? Составьте уравнения соответствующих химических реакций.

4. Даны формулы следующих веществ: Zn, Cu, Al, CaO, SiO<sub>2</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, NaOH, Al(OH)<sub>3</sub>, Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, CaCO<sub>3</sub>, Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>. Какие из указанных веществ реагируют с соляной кислотой? Составьте уравнения соответствующих реакций.

5. Расскажите о том, где на производстве или в быту используется соляная кислота.

3. В одном объеме воды при комнатной температуре растворяется примерно 400 объемов хлороводорода. Вычислите массовую долю хлороводорода в процентах в полученном растворе.

4. Какое количество алюминия прореагирует с соляной кислотой, взятой в избытке, для получения 5,6 л водорода (н. у.)?

5. Рассчитайте, хватит ли 140 мл раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ), чтобы с ней полностью прореагировало 13 г цинка.

## § 50. Сравнительная характеристика галогенов

Строение атомов галогенов рассмотрено на с. 157—158.

**Нахождение в природе.** Из-за высокой окислительной способности галогены в природе в свободном состоянии не встречаются. Важнейшие природные соединения галогенов показаны на схеме 21.

Схема 21

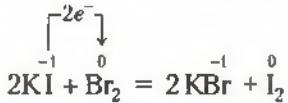
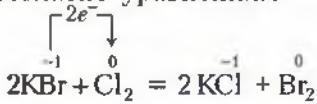


## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...человек в течение суток потребляет примерно 10 г, а в году — 3,5 кг хлорида натрия. Можно подсчитать, что все жители нашей планеты в год израсходуют примерно 17,5 млн т хлорида натрия, который можно перевезти поездом длиной примерно 5000 км.

**Получение.** Галогены в природных соединениях проявляют степень окисления -1, поэтому для получения в свободном состоянии надо окислить их ионы:  $\Gamma^- - e^- \rightarrow \Gamma^0$ . Для этого в промышленности используют постоянный электрический ток, а в лабораторных условиях применяют различные вещества, обладающие окислительными свойствами. С получением хлора мы уже познакомились (см. с. 159).

Чтобы понять, как можно получить в свободном состоянии остальные галогены, надо выяснить, как изменяется способность к окислению в ряду ионов  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ . Оказывается, слабее всего удерживают избыточные электроны те ионы, радиус которых больше, т. е. иодид-ионы  $I^-$ . В этом можно убедиться на практике. Фторид-ионы  $F^-$  можно окислить (получить свободный фтор) только в процессе электролиза. Хлорид-ионы  $Cl^-$  можно окислить не только в процессе электролиза, но и соединениями марганца, в которых содержатся  $Mn^{+4}$  или  $Mn^{+7}$ . Бромид-ионы  $Br^-$  и иодид-ионы  $I^-$  можно окислить не только упомянутыми выше соединениями марганца, но и свободным хлором, а иодид-ионы  $I^-$  также и бромом. Это подтверждается следующим опытом. Если к растворам бромида калия и иодида калия прилить хлорную воду (раствор хлора в воде) и к раствору иодида калия прилить бромную воду, то по изменению цвета можно обнаружить выделение свободных брома и иода согласно уравнениям



Способность более активных галогенов вытеснять менее активные галогены из их соединений используется на практике. Так, например, получают бром и иод при действии хлора на их соединения.

## ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ, ЧТО...

...самое обыкновенное средство тушения пожаров — вода — горит в струе фтора светло-фиолетовым пламенем.

...фтор поступает в наш организм с питьевой водой. При недостатке фтора уменьшается устойчивость эмали зубов к содержащимся в пище кислотам.

**Физические свойства.** С увеличением относительных атомных масс галогенов закономерно возрастают их температуры кипения и постепенно стущается окраска (табл. 24). Галогены сравнительно малорастворимы в воде. Например, при обычных условиях в одном литре воды растворяется 7,8 г хлора, а иода всего только 0,02 г. Фтор уже при обычных условиях бурно реагирует с водой, и поэтому его раствор в воде получить нельзя.

Таблица 24. Физические свойства галогенов

Название элемента	Символ элемента	Относительная атомная масса	Температура кипения (в °C)	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет
Фтор	F	19,0	-188,13	Газ	Светло-зеленый
Хлор	Cl	35,5	-34,1	Газ	Желто-зеленый
Бром	Br	79,9	59,2	Жидкость	Красно-бурый
Иод	I	126,9	185,5	Кристаллический	Темно-фиолетовый, почти черный

В органических растворителях — в бензине, керосине, спирте и др. — галогены растворяются лучше. Например, если к иодной воде прилить бензин и встряхнуть, то после отстаивания видно, что весь иод перешел в бензин.

При нагревании иода появляются фиолетовые пары, которые постепенно конденсируются в виде блестящих кристалликов. Осуществляются возгонка (сублимация) и конденсация (десублимация) иода.

**Возгонка (сублимация) — переход вещества из твердого состояния (без плавления) в газообразное.**

**Конденсация (десублимация) — обратный процесс, переход вещества из газообразного состояния непосредственно в твердое.**

Возгонкой и конденсацией часто пользуются для получения иода и других веществ в чистом виде.

**Химические свойства.** Химическая активность галогенов объясняется способностью их атомов присоединять электроны и превращаться в отрицательно заряженные ионы. Теория строения атома и представления об электротрищательности (с. 139) позволяют предвидеть, какой из галогенов должен быть наиболее химически активным. Так как атомные радиусы галогенов возрастают от фтора к иоду, то наиболее сильно притягивать к себе электроны должен атом фтора, т. е. фтор химически наиболее активен, а иод наименее активен. В этом мы уже убедились, наблюдая опыты взаимного вытеснения галогенов из их солей: химическая активность, т. е. окислительная способность, галогенов в ряду F, Cl, Br, I закономерно уменьшается. Химическая же

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,  
ЧТО...

...самое характерное свойство фтороводородной (лавиковой) кислоты — это ее способность взаимодействовать с оксидом кремния(IV). Эту кислоту нельзя хранить в стеклянных сосудах, так как она является одной из составных частей стекла. Для ее хранения можно использовать полиэтиленовые сосуды.

активность ионов в ряду  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$  увеличивается, ибо она связана не с присоединением, а с отдачей электронов.

Другие химические свойства галогенов сходны с химическими свойствами хлора (см. схему 20, с. 160).

**Применение.** Применение хлора рассмотрено на странице 163.

Второе место по применению занимает фтор. Его используют для фотографирования органических соединений.

Бром, иод и их соединения (в том числе органические) используют в медицине. Например, иодная настойка (раствор иода в спирте) служит для дезинфекции ран, соединения иода используют для лечения заболевания щитовидной железы, а соединения брома ( $KBr$ ,  $NaBr$ ) — для успокоения нервной системы.

### ▲ Связь между хлором и его важнейшими соединениями.

Схема 22



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—6. Решите задачу.



1. Охарактеризуйте способы получения галогенов в свободном состоянии. Какие из галогенов труднее, а какие легче выделить в свободном состоянии?

2. Охарактеризуйте изменение физических и химических свойств галогенов в зависимости от изменения их относительных атомных масс.

3. К водному раствору иодида калия добавили раствор крахмального клейстера. Затем через этот раствор про-

пустили хлор. Как изменился цвет раствора и почему?

4. Составьте уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:  $Cl_2 \rightarrow$   
 $\rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu$ .

5. Составьте в тетрадях конспект ответа о хлоре и соляной кислоте по образцу, который дан на с. 60.

6. Составьте уравнения реакций к схеме 22.

● Какой из газов тяжелее — фтор или хлор — и во сколько раз?

## Лабораторные опыты

**20. Распознавание соляной кислоты, хлоридов, бромидов, иодидов и иода.** 1. Для распознавания соляной кислоты, хлоридов, бромидов и иодидов в одну пробирку налейте 1—2 мл разбавленной соляной кислоты, во вторую — столько же водного раствора хлорида натрия, в третью — водного раствора бромида натрия, а в

четвертую — иодида калия. Во все пробирки добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра(I) или нитрата свинца(II).

2. Для распознавания иода в пробирку налейте 2—3 мл воды, добавьте немного крахмала, перемешайте эту взвесь и влейте ее во вторую пробирку с 2—3 мл воды, нагретой до кипения. Полученный раствор крахмала налейте в две пробирки и охладите. В одну из них добавьте несколько капель иодида калия, а в другую — раствор иода в спирте.

**Задания.** 1. Напишите уравнения соответствующих реакций и подумайте, как можно отличить: а) соляную кислоту от других кислот; б) хлориды от других солей; в) растворы хлоридов от соляной кислоты; г) бромиды, иодиды от хлоридов. Почему вместо раствора нитрата серебра(I) можно также использовать раствор нитрата свинца(II)? 2. Как можно доказать наличие свободного иода? Как обнаружить в продукте питания, например в белом хлебе, крахмал?

**21. Вытеснение галогенами друг друга из растворов их соединений.** В одну пробирку налейте 3—4 мл водного раствора бромида калия или бромида натрия, а во вторую и третью — столько же иодида калия или иодида натрия. В первую и вторую пробирки добавьте 1—2 мл хлорной воды, а в третью — столько же бромной воды.

**Задания.** 1. О чем свидетельствует изменение цвета раствора в пробирках? Напишите уравнения соответствующих химических реакций. 2. На основе проделанных опытов поясните, в какой последовательности галогены вытесняют друг друга из соединений.

## Практическая работа 6

**1. Получение соляной кислоты и опыты с ней.** Получение соляной кислоты. Соберите прибор, как показано на рисунке 76 (с. 166).

В пробирку насыпьте 2—3 г поваренной соли и прилейте концентрированную серную кислоту (2 : 1), чтобы она смочила всю соль. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в другую пробирку так, чтобы он был примерно на расстоянии 0,5—1,0 см от поверхности воды. Затем в первой пробирке осторожно нагревайте смесь в течение 5—6 мин (следите, чтобы кислоту не перебросило во вторую пробирку с водой!).

**Задание.** а) Напишите уравнения химических реакций, протекающих между концентрированной серной кислотой и хлоридом натрия при обычных условиях и при сильном нагревании. б) Чем вызвано появление во второй пробирке тонких струек, опускающихся вниз? в) Почему конец газоотводной трубки должен находиться на расстоянии 0,5—1,0 см от поверхности воды?

**2. Химические свойства соляной кислоты.** Полученную при растворении хлороводорода в воде соляную кислоту разлейте поровну в шесть пробирок. В первую пробирку опустите лакмусовую бумажку. Во вторую пробирку положите кусочек цинка или магниевые стружки, а в третью — кусочек меди. В четвертую пробирку поместите немного оксида меди(II) и нагрейте раствор. В пятую пробирку поместите немного свежеприготовленного гидроксида меди(III), в шестую — немного мела или другого карбоната.

**Задания.** 1. Со всеми ли металлами реагирует соляная кислота? Составьте уравнения реакций, протекающих между соляной кислотой и указанными металлами. 2. Как объяснить образование в четвертой и пятой пробирках растворов синего цвета, а в шестой — выделение газа? Составьте уравнения соответствующих реакций.

**3. Распознавание соляной кислоты и ее солей.** В одну пробирку налейте 1—2 мл разбавленной соляной кислоты, во вторую — столько же раствора хлорида натрия, а в третью — раствор хлорида кальция. Во все пробирки добавьте по нескольку капель раствора нитрата серебра(I) или нитрата свинца(II)  $Pb(NO_3)_2$ . Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в концентрированной азотной кислоте.

**Задания.** 1. Напишите уравнения соответствующих реакций и подумайте, как можно отличить: а) соляную кислоту от других кислот; б) хлориды от других солей; в) растворы хлоридов от соляной кислоты. 2. Почему вместо раствора нитрата серебра(I) можно также использовать раствор нитрата свинца(II)?

# ОГЛАВЛЕНИЕ

Как пользоваться учебником . . . . .	3
--------------------------------------	---

## ГЛАВА I. **Первоначальные химические понятия**

§ 1. Предмет химии. Вещества и их свойства . . . . .	5
§ 2. Чистые вещества и смеси . . . . .	7
§ 3. Физические и химические явления. Химические реакции . . . . .	11
§ 4. Молекулы и атомы . . . . .	13
§ 5. Простые и сложные вещества . . . . .	17
§ 6. Химические элементы . . . . .	19
§ 7. Относительная атомная масса химических элементов . . . . .	21
§ 8. Знаки химических элементов . . . . .	22
§ 9. Закон постоянства состава веществ . . . . .	26
§ 10. Химические формулы. Относительная молекулярная масса . . . . .	27
§ 11. Валентность химических элементов . . . . .	32
§ 12. Определение валентности элементов по формулам их соединений. Составление химических формул по валентности . . . . .	33
§ 13. Атомно-молекулярное учение . . . . .	35
§ 14. Закон сохранения массы веществ . . . . .	37
§ 15. Химические уравнения . . . . .	39
§ 16. Типы химических реакций . . . . .	40
§ 17. Количество вещества. Моль. Молярная масса . . . . .	41
Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете . . . . .	48
Лабораторные опыты . . . . .	49
Практическая работа 1 . . . . .	51
Практическая работа 2 . . . . .	52

## ГЛАВА II. **Кислород. Горение**

§ 18. Кислород, его общая характеристика и нахождение в природе . . . . .	53
§ 19. Получение кислорода . . . . .	53
§ 20. Свойства кислорода . . . . .	55
§ 21. Применение кислорода. Круговорот кислорода в природе . . . . .	57
§ 22. Воздух и его состав . . . . .	60
§ 23. Тепловой эффект химических реакций . . . . .	64
§ 24. Топливо и способы его сжигания . . . . .	66
Лабораторные опыты . . . . .	69
Практическая работа 3 . . . . .	70

## ГЛАВА III. **Водород**

§ 25. Водород, его общая характеристика и нахождение в природе . . . . .	71
§ 26. Получение водорода . . . . .	71
§ 27. Свойства и применение водорода . . . . .	74
Лабораторные опыты . . . . .	77

<b>ГЛАВА IV. Растворы. Вода</b>	
§ 28. Вода — растворитель. Растворы . . . . .	78
§ 29. Вода . . . . .	82
Практическая работа 4 . . . . .	88
<b>ГЛАВА V. Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений</b>	
§ 30. Оксиды . . . . .	89
§ 31. Основания . . . . .	93
§ 32. Кислоты . . . . .	100
§ 33. Соли . . . . .	105
Лабораторные опыты . . . . .	113
Практическая работа 5 . . . . .	114
<b>ГЛАВА VI. Периодический закон и периодическая таблица химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома</b>	
§ 34. Классификация химических элементов. . . . .	115
§ 35. Периодический закон Д. И. Менделеева . . . . .	119
§ 36. Периодическая таблица химических элементов . . . . .	122
§ 37. Строение атома . . . . .	125
§ 38. Значение периодического закона . . . . .	135
§ 39. Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева . . . . .	137
Лабораторные опыты . . . . .	138
<b>ГЛАВА VII. Химическая связь. Строение веществ</b>	
§ 40. Электроотрицательность химических элементов . . . . .	139
§ 41. Основные виды химической связи. . . . .	141
§ 42. Кристаллические решетки . . . . .	146
§ 43. Степень окисления . . . . .	149
Лабораторные опыты . . . . .	152
<b>ГЛАВА VIII. Закон Авогадро. Молярный объем газов</b>	
§ 44. Закон Авогадро . . . . .	153
§ 45. Объемные отношения газов при химических реакциях. . . . .	155
<b>ГЛАВА IX. Галогены</b>	
§ 46. Положение галогенов в периодической таблице и строение их атомов . . . . .	157
§ 47. Хлор . . . . .	158
§ 48. Хлороводород . . . . .	165
§ 49. Соляная кислота и ее соли . . . . .	166
§ 50. Сравнительная характеристика галогенов . . . . .	169
Лабораторные опыты . . . . .	172
Практическая работа 6 . . . . .	173