

ФГОС

8



Д. М. Жилин

Х И М И Я



ИЗДАТЕЛЬСТВО

БИНОМ

**ФГОС**

**Д. М. Жилин**

# **ХИМИЯ**

**Учебник  
для 8 класса**

Рекомендовано  
Министерством образования  
Российской Федерации  
к использованию в образовательном процессе  
в образовательных учреждениях,  
реализующих образовательные программы  
общего образования



Москва  
БИНOM. Лаборатория знаний  
2012



УДК 54  
ББК 24.12я721  
Ж72

**Жилин Д. М.**

**Ж72** Химия : учебник для 8 класса / Д. М. Жилин. — М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2012. — 268 с. : ил., [16] с. цв. вкл.

ISBN 978-5-9963-0904-7

Учебник открывает УМК нового поколения по химии (8–9 классы), в состав которого входят учебники и лабораторные журналы, а также методические и дидактические материалы для учителей, электронные материалы на диске и ссылки на Интернет-ресурсы. Уделено особое внимание практическим работам с целью приобретения учащимися навыков и умений, что должно способствовать формированию взаимосвязей между формальным химическим языком и реальной жизнью, а также пониманию учебной программы.

Учащиеся знакомятся с системой основных химических понятий и окружающим миром как состоящим из химических соединений, приобретают начальные навыки составления уравнений реакций и решения количественных задач химии. Имеются описания опытов.

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

УДК 54  
ББК 24.12я721

По вопросам приобретения обращаться:  
«БИНОМ. Лаборатория знаний»

Телефон: (499) 157-5272  
e-mail: binom@Lbz.ru

<http://www.Lbz.ru>, <http://metodist.Lbz.ru>

ISBN 978-5-9963-0904-7

© БИНОМ. Лаборатория  
знаний, 2012

# ПРЕДИСЛОВИЕ

Химия — наука, способная творить чудеса. Фейерверки и материалы для компьютерных чипов; негорючие ткани и пластины, запоминающие форму; компакт-диски и духи — всё это разработано химиками. Некоторые чудеса делать несложно. Другие полезные дела доступны только тем, кто очень хорошо знает химию и очень много работает. Этот курс лишь приоткроет перед вами многообразие веществ и их превращений, покажет подходы к решению их загадок, научит основам химического языка, на котором общаются химики. Даже изучив этот начальный курс химии и получив отличные оценки, вы не сможете изготовить ни негорючей ткани, ни компакт-диска, ни даже фейерверка. Тем не менее, выполнив множество интересных и красивых опытов и усвоив основы химических знаний, вы сможете в старших классах всё дальше и глубже открывать волшебный мир веществ и их превращений.

Вокруг вас всегда происходит множество химических процессов — от приготовления пищи до высыхания краски на заборе, от удобрения почвы до стирки белья, от разжигания костров до застывания цемента в кирпичной кладке. Имея багаж химических знаний, вам будет легче понимать эти процессы и проводить их с минимальной затратой сил и средств. Каждый день человек имеет дело с материалами — от тканей для одежды до кровли для крыши, и знание химии поможет вам выбрать наилучший материал. Возможно, в жизни вам будут попадаться разные мошенники, обещающие превратить воду в золото, предлагающие кастюли с антибактериальным покрытием или таблетки для похудения. Знание химии позволит вам не попадаться на их уловки.

# КАК ПОЛЬЗОВАТЬСЯ УЧЕБНИКОМ

Этот учебник, как и любой другой, содержит основы знаний в определённой области науки. Люди воспринимают информацию по-разному: то, что понятно одному, непонятно другому. Одному требуются подробные объяснения, другой — иллюстрацию. Поэтому при изучении химии можно идти разными маршрутами, которые как раз и указаны в этом учебнике.

Главный путь — текст, где необходимая информация изложена довольно подробно.

На полях содержатся значки (пиктограммы), которые указывают на различные разделы текста и обращают ваше внимание на важность материала.

**ЗАДАНИЕ.** В тексте параграфа предусмотрены задания, выполнение которых поможет понять материал.

Эти задания лучше всего выполнять по мере чтения параграфа, желательно письменно.

**ОПЫТ.** В учебнике приведено множество опытов, которые можно выполнить своими руками, необходимых для иллюстрации теоретического материала.

Опыты, лабораторные и практические работы, в которых требуется составить письменный отчёт, приведены в лабораторном журнале.

Предупреждения об опасности и знаки техники безопасности вынесены на поля рядом с опытом, к которому относятся. На с. 10 указаны специальные знаки безопасности. Некоторые опыты следует проводить в защитных очках.

На контрольные вопросы следует отвечать устно.

При этом ответы на контрольные вопросы и информация, нужная для решения задач, всегда содержатся в одном-двух предыдущих абзацах.

В конце параграфа предусмотрены ключевые задания, которые помогут вам понять насколько хорошо вы запомнили и усвоили учебный материал.

Вся ключевая информация и определения понятий выделены цветными линиями. **Определения** нужно понимать и уметь ими пользоваться, иначе дальнейшее изложение будет непонятно.



Если нет уверенности, что материал хорошо понят, следует обратиться к *примерам*.

**ПРИМЕР.** *Вполне возможно, что такие же примеры может придумать и кто-то из вас.*

Информация по теме параграфа, предназначенная для любознательных, изложена мелким шрифтом.

При изучении химии один из главных этапов — научиться решать типовые задачи. В учебнике описаны основные приёмы решения задач и даже приведены соответствующие *алгоритмы* (подробная последовательность действий) с примерами. Обращаться к алгоритмам следует только в том случае, если после чтения основного текста учебника и примеров вы всё-таки не смогли решить задания. Тогда выполнять задание следует, имея под рукой алгоритм. Выполнив первое задание по алгоритму, приступайте к следующему, по возможности не заглядывая в алгоритм. Заучивать алгоритмы категорически не следует — это всего-навсего временная подпорка, которую вы должны отбросить как можно быстрее.

В конце каждого параграфа приведены контрольные вопросы, на которые следует ответить устно дома. Вся информация, необходимая для ответа на контрольный вопрос, содержится в этом же параграфе. Кроме того, в конце параграфов имеются *задания на дом*, которые нужно выполнять письменно. Как правило, эти задания аналогичны тем, которые вы уже встретили в тексте (только задания повышенной сложности, которые отмечены звёздочкой (\*), могут вызвать затруднения). Для большинства домашних заданий в конце учебника приведены ответы.

---

### ЭТО ИНТЕРЕСНО!

Интересная дополнительная информация.

---

После каждого параграфа приведён список ресурсов, в котором указано, где можно взять дополнительную информацию по данной теме. Это либо интернет-ссылки, либо компакт-диски, которые поставляются в школы.

В конце учебника находится предметный указатель.

# ПОИСК И ОЦЕНКА ХИМИЧЕСКОЙ ИНФОРМАЦИИ

Мы живём в эпоху информационного взрыва. Море информации вокруг постоянно пополняется с экранов телевизоров, со страниц газет, журналов, из всемирной сети Интернет. К сожалению, многое из этой информации недостоверно. Чтобы не потонуть в информационном море, нужно уметь искать информацию и, самое главное, уметь оценивать её достоверность.

Прежде всего нужно запомнить, что абсолютно достоверной информации не бывает. Наиболее достоверную информацию можно получить из справочников, энциклопедий, научных монографий и учебников. Но даже там можно найти досадные ошибки.

Книги создаются большим коллективом. Наряду с авторами, над книгами работают редакторы, им помогают рецензенты — первые читатели, призванные оценить достоверность содержащейся в книге информации. Представление об учёном можно получить, набрав в поисковых системах Интернета фамилию вместе с ключевым словом, отражающим область научных интересов этого учёного. Отсутствие в книге указаний на рецензентов (обычно размещаемых на оборотной стороне титульного листа) должно настораживать читателя. Весьма недоверчиво нужно относиться к «энциклопедиям», у которых всего один или два автора и нет научных редакторов.

Очень важный источник достоверной научной информации — научные журналы. Большинство издаётся на английском языке, поэтому найти их можно либо в специализированных библиотеках, либо в виде интернет-версий.

О новейших научных исследованиях и открытиях можно узнать из научно-популярных журналов. Статьи туда пишут учёные, стараясь в краткой и понятной для читателя без специальной подготовки форме изложить серьёзные научные проблемы. Можно рекомендовать издающиеся в течение десятилетий журналы «Химия и жизнь», «Наука и жизнь», «Природа».

Химическая информация из газет и популярных журналов, такая как «горячие» новости, часто преследует исключительно рекламные интересы коммерческих предприятий и поэтому она должна уточняться по научным источникам.

Сложнее всего оценивать достоверность информации в сети Интернет, куда каждый пользователь может выложить всё, что угодно. Наиболее достоверна информация на сайтах официальных организаций (например, сайт Министерства образования и науки РФ <http://mon.gov.ru/>, сайт Федеральной службы государственной статистики России <http://www.gks.ru/>, статистические данные ООН <http://data.un.org>, сайт американского агентства по



защите окружающей среды [www.epa.gov](http://www.epa.gov) и т. д.). Заслуживает доверия информация на сайтах профессиональных организаций (например, сайт химического факультета МГУ им. М. В. Ломоносова [www.chem.msu.ru](http://www.chem.msu.ru) или сайт Российского химико-технологического университета им. Д. И. Менделеева [www.mustr.ru](http://www.mustr.ru)).

Осторожнее нужно относиться к информации на персональных и информационных сайтах. При работе с ними нужно оценивать профессионализм автора и знакомиться с комментариями к статьям. К информации на коммерческих сайтах нужно относиться крайне осторожно, так как она направлена на продвижение коммерческих продуктов.

Достоверность информации можно оценить по её содержанию. Химия — экспериментальная наука, поэтому химическая информация должна подтверждаться экспериментом, причём таким, который можно повторить по его описанию. Поэтому подробное описание соответствующих экспериментов или хотя бы ссылки на такое описание говорят в пользу достоверности информации.

Крайне сомнительна информация, изложенная с нарушением логического хода рассуждений, противоречащая основным естественнонаучным принципам, известным экспериментальным данным и, разумеется, вашим собственным наблюдениям.

Достоверность информации можно проверить, найдя критические отклики (хотя бы в сети Интернет). Никогда не следует читать только одну статью по интересующей теме — всегда нужно найти статью оппонентов. С помощью сети Интернет это сделать довольно легко, так как статьи по одной теме «откликаются» на одни и те же *ключевые слова*. При этом следует обращать внимание не на число мнений «за» или «против», а на аргументированность критики. Одна статья «против» может перевесить многие статьи «за».

Много полезной информации находится на сайтах [www.alhimik.ru](http://www.alhimik.ru) и [www.XuMuk.ru](http://www.XuMuk.ru). Ресурсы по конкретным темам приведены в конце каждого параграфа. Наши ссылки на ресурсы нельзя считать исчерпывающими, однако при пользовании другими ресурсами следует помнить про достоверность информации.

## Ресурсы

- Библиотека образовательных интернет-ресурсов по химии, <http://school-collection.edu.ru/> (Коллекции → Предметные коллекции → Химия)  
<http://window.edu.ru/window/library> (Поиск материала на сайте осуществляется по поисковой строке или с помощью каталога → Общее образование → Химия)  
<http://fcior.edu.ru/> (Основное общее образование → раздел «Химия»; для работы необходимо скачать с сайта дистрибутив плеера ОМС. Поиск ресурсов по сайту можно осуществлять с помощью каталога или поисковой строки. В разделе «Ресурсы» указаны названия модулей)



- Официальный информационный портал единого государственного экзамена, <http://www1.ege.edu.ru/>, демонстрационные варианты ЕГЭ.
- Видеозаписи химических экспериментов (на английском языке), <http://chemed.chem.purdue.edu/demos/index.html>  
<http://www.kentchemistry.com/KentsDemos.htm>
- Множество видеозаписей химических экспериментов (на самых разных языках) можно найти на англоязычных серверах [www.youtube.com](http://www.youtube.com) и <http://www.metacafe.com>, задавая соответствующие ключевые слова (например, «chemical reaction»).
- Задачи химических олимпиад (с решениями) <http://www.chem.msu.ru/rus/olimp/>  
<http://www.chem.msu.ru/rus/school/sorokin/>
- Задачники <http://window.edu.ru/window/> → Сборник задач и упражнений по общей химии / Ю. Ю. Громов и др.; Сборник задач и упражнений по химии / М. И. Лебедева и др.

### *Интерактивные электронные пособия*

- Лента времени «Химия жизни» <http://school-collection.edu.ru/>, название набрать в поисковой строке
- Интерактивные задания по химии (по сути, тесты с проверкой правильности ответа). <http://school-collection.edu.ru> Коллекции → Предметные коллекции → Химия → Интерактивные задачи по химии.

### *Книги и журналы в электронном формате*

- Журнал «Химия и жизнь» (все выпуски) <http://school-collection.edu.ru/e-learn/>
- Программа для рисования химических формул ACD/ChemSketch. Включает возможность составления названий веществ по структурной формуле. Для образовательных учреждений бесплатно. Англоязычная. <http://www.acdlabs.com/>

### *Справочники и энциклопедии онлайн*

- Википедия — наиболее полная онлайн-энциклопедия <http://ru.wikipedia.org>
- Википедия на английском языке <http://en.wikipedia.org>
- Статьи по химической тематике из Большой советской энциклопедии <http://www.chemport.ru/str.php?l=%C0>
- Энциклопедия «Элементы» <http://elementy.ru/chemistry>

### *Различные справочные данные по химии*

- <http://www.chemport.ru/data/>
- Химические свойства индивидуальных веществ [http://www.chemport.ru/chemical/\\_substances/\\_properties/\\_letter/\\_a.html](http://www.chemport.ru/chemical/_substances/_properties/_letter/_a.html)
- Растворимость веществ в воде (более 1000 записей) <http://chemister.da.ru/Database/Tables/sol-water.dbp>
- Таблица Менделеева со справочными данными и другой полезной информацией, <http://chemistry.narod.ru/tablici/Tablica.htm>

### *Учебные тексты и справочная информация*

- <http://chemistry.narod.ru/>
- <http://chemistry.aznet.org/chemistry/link02.htm>

И наконец, этот учебник поддерживается сообществами «Учебник химии» сразу в нескольких социальных сетях:

- <http://blogs.mail.ru/community/chem-textbook/>
- <http://vkontakte.ru/club2589027>

Также учебник поддерживается на сайте методической службы издательства «БИНОМ»

- <http://metodist.Lbz.ru>



## ГЛАВА I

# ХИМИЧЕСКАЯ ЛАБОРАТОРИЯ

Мы сами творцы в горящем гимне —  
Шуме фабрики и лаборатории.

*В. Маяковский. Облако в штанах*

### § 1

## Техника безопасности при химических экспериментах

Любая практическая работа начинается с ознакомления с правилами техники безопасности. Особенно это касается работы в химической лаборатории.

### Общие правила поведения в лаборатории

- Работать в лаборатории необходимо в халате, который защищает одежду от попадания капель жидкостей и от мельчайших частиц реактивов в воздухе.
- Опыты с нагреванием следует проводить в защитных очках. При нагревании возможно растрескивание стеклянной химической посуды, а также выброс горячих жидкостей.
- Длинные волосы должны быть заколоты и убраны (под халат, шапочку или косынку), иначе они могут попасть в реактивы или пламя.
- Передвигаться по лаборатории следует медленно и плавно. Запрещается делать резкие движения и издавать резкие звуки. Любое резкое движение или резкий звук воспринимается учителем как нештатная ситуация, в которой необходима его помощь.
- Запрещается загромождать проходы портфелями, сумками и другими предметами.
- В лаборатории запрещается пить, принимать пищу и хранить её в открытом состоянии. В воздухе лаборатории могут содержаться вредные для здоровья частички реактивов. При вдыхании пылевые частицы задерживаются ворсинками и слизистой оболочкой носоглотки, а при оседании на пищу попадают в желудок, что очень опасно.
- Запрещается проводить какие бы то ни было эксперименты, не согласованные с учителем.
- По окончании лабораторных (практических) работ следует убрать рабочее место, сдать его дежурному и вымыть руки с мылом.



## Правила обращения с реактивами



Рис. 1. Так нужно нюхать вещества

- Запрещается пробовать вещества на вкус.
- При необходимости определения запаха вещества следует держать открытый сосуд с ним на расстоянии 10–20 см от носа и плавным движением ладони гнать воздух над отверстием на себя (рис. 1).
- С едкими веществами — щелочами, кислотами — обращаться осторожно.
- Слянки с горючими жидкостями нельзя держать рядом с огнём.

## Знаки безопасности, согласно Государственному общероссийскому стандарту ГОСТ Р 12.4.026-2001



пожаро-  
опасно



горячая  
поверхность



аллергическое  
(раздражающее)  
вещество, едкий газ



едкое  
вещество

## Действия в опасных ситуациях

- При попадании на кожу:
  - реактивы сразу же смыть струёй холодной воды;
  - кислоту смыть раствором соды (хранится в аптечке);
  - щёлочь смыть раствором борной кислоты (из аптечки) или раствором уксуса.
- При попадании в глаза:
  - реактива промыть глаза холодной водой. Для этого набрать воды в «лодочку» ладони, поднести её к глазу и несколько раз поморгать в воде;
  - кислоты — промыть глаза раствором пищевой соды;
  - щёлочи — раствором борной кислоты.
- Разлитые горячие жидкости тушить, накрывая одеялом из негорючего материала.
- При попадании горячей жидкости на одежду или её воспламенении лечь на пол так, чтобы горящая часть одежды оказалась внизу.
- При этих и других нештатных ситуациях сообщить учителю и следовать его указаниям.




Где в кабинете химии находятся:

- а) огнетушитель; б) одеяло из негорючего материала;  
в) аптечка; г) рубильник, отключающий электричество?

Несоблюдение любого из вышеизложенных правил — достаточное основание для удаления нарушителя из лаборатории. Помните, что нарушение правил техники безопасности в химической лаборатории может причинить вред не только вам, но и окружающим.

1. ВСЕГДА ДУМАЙТЕ ПЕРЕД ТЕМ, КАК ЧТО-ТО СДЕЛАТЬ.
2. БУДЬТЕ ВНИМАТЕЛЬНЫ ДРУГ К ДРУГУ.

## Задание на дом

- 1.1. На этикетке с веществом стоит значок . Какие меры предосторожности следует предпринять при работе с этим веществом?
- 1.2. Вы пролили на руку жидкость из баночки с надписью «соляная кислота». Ваши действия?
- 1.3. Выполните электронные тесты (см. Ресурсы).

## Ресурсы

### Дополнительные материалы

- Первая помощь при нештатных ситуациях:  
<http://chemexpress.fatal.ru/Navigator/911.htm>
- Первая помощь при различных ожогах:  
<http://lechebnik.info/503/28.htm>

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Лабораторная посуда и оборудование“»:  
<http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Правила работы в школьной лаборатории»:  
<http://fcior.edu.ru>

## § 2

## Приёмы работы с веществами и химическая посуда

Рекомендуется повторить правила техники безопасности (§ 1).

- В какой одежде нужно работать в лаборатории?
- Какие эксперименты нельзя проводить в лаборатории?
- Как следует передвигаться по лаборатории?
- Что нужно сделать по окончании работы?

**Оборудование.** Сухое горючее с подложкой и крышкой или спиртовка; стеклянная трубка длиной около 10 см; стакан химический; железная проволока (или скрепка); пробирки; штатив для пробирок; держатель для пробирок; промывалка с дистиллированной водой; защитные очки; спички.

Химические опыты проводят в специальной химической посуде, которую, чаще всего, изготавливают из стекла (рис. 2).





Рис. 2. Химическая посуда

Стекло — очень удобный материал потому, что оно почти ни с чем не реагирует. Из него можно делать изделия самой разной формы. Кроме того, стекло прозрачно, поэтому можно наблюдать за происходящим в сосуде. Однако не надо забывать, что стеклянные изделия легко бьются и осколками можно порезаться. Работа со стеклом требует аккуратного обращения.

Что будет, если химики вдруг станут использовать железные пробирки?

При проведении химических опытов вещества часто нужно нагревать. Для этого используют спиртовку или сухое горючее. Их зажигают спичкой, а гасят — накрывая пламя специальными крышками.

Категорически запрещается задувать пламя сухого горючего и спиртовок!

**ОПЫТ 2.1. Приёмы обращения с сухим горючим.** Таблетку сухого горючего (рис. 3) кладут на специальную подложку и поджигают спичкой. Накрывают горящую таблетку крышкой (рис. 4) — она должна быть накрыта полностью. Крышку



Рис. 3. Сухое горючее



Рис. 4. Горящую таблетку сухого горючего гасят с помощью крышки



Рис. 5. Горящую спиртовку гасят, накрывая колпачком

сразу не поднимают — нагретое сухое горючее дымит и при этом неприятно пахнет.

**ОПЫТ 2.2. Работа со спиртовкой.** Берут спиртовку, отвинчивают колпачок. Зажигают фитиль спиртовки спичкой. Затем накрывают пламя колпачком — фитиль должен быть полностью скрыт (рис. 5).

Нагревать стеклянные изделия нужно аккуратно. Дело в том, что стекло обладает двумя уникальными свойствами. Во-первых, оно очень плохо проводит тепло. Нагревая стеклянную трубку на огне, её можно держать руками недалеко от места нагрева (с металлической трубкой так сделать не удастся).



**Класс: оксиды**

**$C_2H_5OH$**

Номенклатурное  
название:

этанол.

Тривиальное  
название:

этиловый спирт,  
спирт, алкоголь

### БУДЕМ ЗНАКОМЫ!

Бесцветная жидкость с характерным запахом. Замерзает при  $-113^{\circ}C$ , кипит при  $78,5^{\circ}C$ . Легче воды (плотность  $0,79 \text{ г/см}^3$ ), но смешивается с ней в любых соотношениях. Растворяет жиры и многие органические вещества. Горит слабо коптящим пламенем.

Продукт естественных биохимических процессов во многих организмах, в том числе в организме человека (по разным данным, в 1 л крови содержится от 0,2 до 15 мг этанола). В больших дозах этиловый спирт ядовит. Регулярное употребле-

ление алкоголя приводит к повреждению печени, почек, нервной системы и нарушению социального поведения.

Используют в химических производственных процессах как сырьё для синтеза многих органических веществ, в качестве растворителя, а также как дезинфицирующее средство (70%-й водный раствор). В 2002 г. во всём мире было произведено 78 млн т этилового спирта.



Во-вторых, при нагревании стекло очень сильно расширяется. А это значит, что если изделие из стекла быстро нагреть или сильно охладить в одном месте, то тепло не успеет распределиться по всему изделию. Стекло в месте нагрева расширится (или при охлаждении сожмётся) и треснет. Поэтому **нельзя**:

- резко охлаждать и резко нагревать стекло;
- нагревать толстостенные стеклянные сосуды и сосуды с неравномерной толщиной стенок;
- нагревать мокрое снаружи стекло. Жидкость при испарении отводит тепло, что вызывает неравномерное расширение стекла, и оно трескается.


**ОПЫТ 2.3. Изучение теплопроводности железной проволоки и стекла.** Наливают воду в стаканчик. Надевают *защитные очки*. Зажигают сухое горючее.

Берут пальцами железную проволоку (или разогнутую скрепку) за конец. Другой конец проволоки вносят в пламя и нагревают его до тех пор, пока пальцам не станет горячо. Насколько быстро это произошло?

Проволоку опускают в стакан с холодной водой. Что происходит?

Затем берут пальцами стеклянную трубку. Вносят её конец в пламя и нагревают до тех пор, пока вблизи стекла пламя не приобретёт жёлтый цвет (это означает, что та часть трубки, которая находится в пламени, прогрелась почти до  $500^{\circ}\text{C}$ ). Чувствуют ли ваши пальцы изменение температуры стекла?

Разогретый конец трубки быстро опускают в воду. Что происходит?

Тушат пламя. Осколки стекла после занятия надо высыпать в специальную банку (или стаканчик). 

При температуре выше  $500^{\circ}\text{C}$  кусок металла или керамики начинает светиться. В отличие от металла и керамики стекло, даже сильно нагретое, не светится, и горячее стекло по внешнему виду нельзя отличить от холодного. Для того чтобы оценить температуру стеклянного изделия, следует осторожно приблизить к нему руку (внутренней стороной ладони) на расстояние 1–2 см: если оно горячее, рука почувствует исходящее тепло.

Работы, связанные с нагреванием стекла, следует проводить в защитных очках.

При резких перепадах температуры или неравномерном нагреве стекло растрескивается.

Горячее стекло внешне ничем не отличается от холодного.




**Рис. 6.** На посуде из термостойкого стекла присутствует специальная маркировка



**Рис. 7.** Так нужно нагревать пробирку

Нагревать можно только посуду из специального (термостойкого) стекла (рис. 6). При этом снаружи посуда должна быть сухой, а прогревать её следует равномерно — иначе треснет. При нагревании вещества в пробирке надо соблюдать определённые правила.

- Пробирку заполнять не более чем на четверть её объёма (иначе содержимое может выплеснуться).
- Пробирка, которую нагревают, должна быть сухой снаружи (иначе она треснет).
- Пробирку надо зажимать в держателе (чтобы не обжечь пальцы).
- При нагревании пробирку следует наклонять под углом  $45^\circ$  (чтобы увеличить площадь поверхности испарения жидкости из пробирки, рис. 7).
- Сначала следует прогреть пробирку почти по всей её длине, а только потом нагревать нижнюю часть (иначе пробирка может треснуть).
- Открытый конец пробирки следует направлять в сторону от людей (во избежание несчастного случая).
- Нельзя заглядывать в горячую пробирку (чтобы содержимое случайно не попало в глаза).
- Горячие пробирки ни в коем случае не следует ставить в пластмассовый штатив, так как он может расплавиться! Их нужно ставить в сухой фарфоровый стакан.

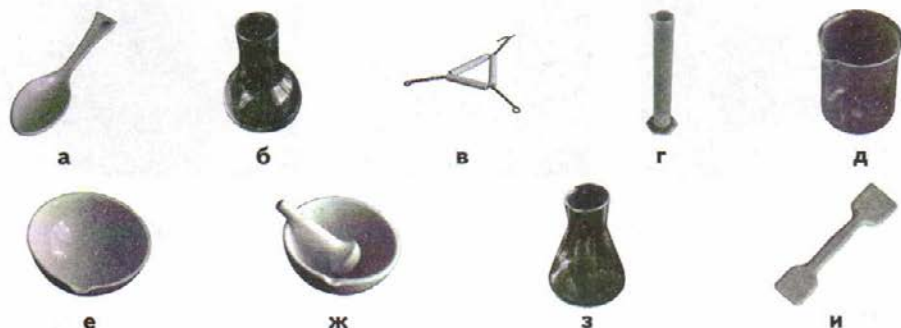
**ОПЫТ 2.4. Нагревание воды.** Наливают воду в пробирку и нагревают до кипения. Когда вода закипит, пламя тушат. 





## Контрольные вопросы

2.1. Назовите посуду.



- 2.2. Что может произойти со стеклом, если его неравномерно нагреть?  
 2.3. При каких условиях пробирка может треснуть?  
 2.4. При каких условиях горячее содержимое пробирки может выплеснуться из неё?  
 2.5. Как отличить горячее стекло от холодного и не обжечься при этом?  
 2.6. Как надо располагать пробирку, когда её нагревают?  
 2.7. Выполните модуль «Лабораторная работа „Лабораторная посуда и оборудование“» (см. ссылку ниже).



www

## Ресурсы

- Модуль «Знакомство со школьной лабораторией. Посуда для проведения опытов», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Лабораторная работа „Лабораторная посуда и оборудование“», <http://fcior.edu.ru>

### Дополнительные материалы

- Именные химические приборы, <http://him.1september.ru/articlef.php?ID=200103601>

### Имитация эксперимента

- Модуль «Лабораторная работа „Приборы для нагревания“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Лабораторная работа „Приёмы обращения с лабораторным штативом“», <http://fcior.edu.ru>

### Тесты

- Модуль «Тесты по теме „Оборудование химической лаборатории“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Химическая посуда экспериментальная», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Нагревание веществ и нагревательные устройства в химической лаборатории», <http://fcior.edu.ru>



## ГЛАВА II ВЕЩЕСТВО И РЕАКЦИЯ

### § 3

#### Вещество как объект изучения химии

Рекомендуется повторить. Из курса природоведения вспомните, что такое вещество; какие бывают свойства вещества; какие агрегатные состояния вещества вы знаете; как вы понимаете слово «элемент»?



**Химия** — наука о веществах и их превращениях.

**Химия** — наука о веществах и их превращениях. Одна из задач химии — *предсказать* поведение (свойства) вещества в тех или иных условиях (что будет, если... ). Для этого нужно знать состав вещества, т.е. сделать его **химический анализ**. Другая задача — *получить* вещество с заданными свойствами (как сделать так, чтобы... ). Для этого используют методы **химического синтеза**.

Что же такое вещество? Обозначим некоторые границы этого понятия<sup>1)</sup>.

**Вещество** — всё то, из чего состоят окружающие нас предметы. Распилив железный прут, получим множество предметов (физических тел): два куска прута и опилки. Но вещество (железо), из которого сделан прут, в результате наших действий не изменилось. Сделаем вывод: вещество есть то, что остаётся неизменным при делении тел.

Вещество остаётся неизменным при делении тел.

Иногда одним и тем же словом обозначают и тело, и вещество. Например, стекло в оконной раме — тело, но стекло как материал предмета в оконной раме — вещество. Когда мы говорим: «Вставить стекло» или «Стекло разбито», — имеем в виду тело, когда говорим: «Стекло прозрачно», — вещество.

Можно ли описывать вещество с помощью длины и массы?



<sup>1)</sup> Не будем давать строгого определения, которое всё ещё остаётся предметом горячих споров учёных.



Вещество обладает совокупностью свойств, изменение которых означает качественное изменение вещества (и наоборот): цвет, запах, плотность, растворимость в воде, теплопроводность, электропроводность и др. Описание вещества включает набор существенных свойств этого вещества, которые зависят от внешних условий.

### ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВА

- |                         |                      |         |
|-------------------------|----------------------|---------|
| • Температура плавления | • Растворимость      | • Цвет  |
| • Температура кипения   | • Теплопроводность   | • Запах |
| • Плотность             | • Электропроводность |         |

Свойства веществ зависят от условий. Например, цвет вещества часто зависит от того, насколько оно измельчено. Так, на дневном свете крупные кристаллы дихромата калия оранжевые, растёртые в ступке — жёлтые (см. цветной блок: рис. Ц-1). Металлическая платина в слитке — серебристая, а мелкораздробленная — чёрная.

Другой пример — температура кипения, которая зависит от давления. Так, на уровне моря вода кипит при  $100^{\circ}\text{C}$ , а в горах на высоте 4000 м — при  $80^{\circ}\text{C}$ .

Третий пример — запах, который у многих веществ зависит от их содержания в воздухе (что создаёт проблемы парфюмерам). Так, при большой концентрации вещество скатол имеет цветочный запах, а при разбавлении пахнет фекалиями. Из этих примеров следует, что в описании свойства вещества надо указывать условия, при которых эти свойства были определены.

Многие свойства веществ зависят от условий.



Каково агрегатное состояние воды в природе?

Каждое вещество имеет название. В давние времена, когда веществ было известно немного, люди давали им **тривиальные названия**. Вода, мел, поваренная соль — всё это тривиальные названия. Однако со временем знания расширялись и людям пришлось работать со всё большим числом разных веществ, придумывать для них названия стало затруднительно (ещё более затруднительно стало держать все тривиальные названия в памяти!). Поэтому были разработаны *правила химической номенклатуры* (системы названий), по которым вещества получили **номенклатурные названия**. Например, номенклатурное название воды — оксид водорода, мела — карбонат кальция, поваренной соли — хлорид натрия. Правила химической номенклатуры установлены Международным союзом теоретической и прикладной химии. На склянке с веществом обязательно должно быть указано его номенклатурное название.

**Тривиальное** — название, сложившееся исторически.

**Номенклатурное** — название, которое даётся по определённым правилам.

Наряду с названием каждое вещество имеет **химическую формулу**, которая понятна любому химику. Формулы записывают с помощью **химических символов** и арабских цифр. Числа в нижнем индексе так и называются **индексами**. Например, формула воды  $\text{H}_2\text{O}$ , мела  $\text{CaCO}_3$ . Здесь H, O, Ca и C — химические символы, а числа 2 и 3 — индексы.

### ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА

$\text{CaCO}_3$

↑   ↑   ↑   ↑  
символы   индекс

В символах встречаются прописные и строчные буквы. Следите за этим при чтении химических формул

Каждый символ обозначает определённый **химический элемент**.

Каждый символ обозначает определённый **химический элемент**. На момент съезда ИЮПАК 16 августа 2003 г. было известно 110 химических элементов. Все символы и названия химических элементов можно найти в *Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева* (очень часто для краткости её называют таблицей Менделеева), которая помещена на форзацах учебника. Химический символ может быть записан либо одной большой (прописной) буквой, либо двумя — большой и одной маленькой (строчной) в соответствии с латинским названием элемента. Например, символ водорода H — от латинского названия водорода *hydrogenium*, а символ гелия He — от латинского *helium*.

В химических формулах смысловое значение имеют как размер букв, так и индексы.

### ЭТО ИНТЕРЕСНО!

ИЮПАК (от англ. IUPAC — *International Union of Pure and Applied Chemistry*) — Международный союз теоретической и прикладной химии. Организация создана в 1919 г. для «развития международного сотрудничества в области химии и использования химии на пользу человечества». В частности, ИЮПАК разрабатывает и распространяет международные стандарты в области химии.

[www.iupac.org](http://www.iupac.org)





**Менделеев Дмитрий Иванович (1834–1907)** — великий российский химик. Открыл Периодический закон (1869) и составил Периодическую систему элементов, что позволило предсказывать свойства веществ.

В химических формулах смысловое значение имеют как размер букв, так и индексы. Например, формула  $\text{Co}$  обозначает элемент кобальт (вещество — металл кобальт) и состоит из одного символа, записанного с помощью двух букв (от латинского *cobaltum*), а формула угарного газа  $\text{CO}$  состоит из двух символов  $\text{C}$  и  $\text{O}$  (от латинского *carboneum* и *oxygenium*).  $\text{H}_2\text{O}$  — формула воды, а  $\text{H}_2\text{O}_2$  — пероксида водорода; формулы отличаются числами в индексах (табл. II.2).

Химические формулы читают по определённым правилам, называя химические символы в формуле чаще всего по латинскому названию элемента. Если символ состоит из одной буквы, обычно читается просто буква. Правила чтения некоторых химических символов приведены в табл. II.1.

Таблица II.1

**Правила чтения некоторых химических символов  
и названия соответствующих элементов**

Символ	Чтение символа	Название элемента	Символ	Чтение символа	Название элемента
<b>H</b>	аш	Водород	<b>Ca</b>	кальций	Кальций
<b>C</b>	цэ	Углерод	<b>Cr</b>	хром	Хром
<b>N</b>	эн	Азот	<b>Mn</b>	марганец	Марганец
<b>O</b>	о	Кислород	<b>Fe</b>	феррум	Железо
<b>Na</b>	натрий	Натрий	<b>Co</b>	кобальт	Кобальт
<b>Mg</b>	магний	Магний	<b>Cu</b>	купрум	Медь
<b>Al</b>	алюминий	Алюминий	<b>Zn</b>	цинк	Цинк
<b>Si</b>	силициум	Кремний	<b>Ba</b>	барий	Барий
<b>P</b>	пэ	Фосфор	<b>Ag</b>	аргентум	Серебро
<b>S</b>	эс	Сера	<b>I</b>	йод	Иод
<b>Cl</b>	хлор	Хлор	<b>Pb</b>	плюмбум	Свинец
<b>K</b>	калий	Калий	<b>Li</b>	литий	Литий

Таблица П.2

**Примеры чтения некоторых химических формул**  
(вертикальная черта означает короткую паузу)

Формула	Чтение	Название и использование вещества
$O_2$	о два	Кислород. Газ, которым мы дышим
$AgCl$	аргентум хлор	Хлорид серебра — светочувствительное вещество. Используется в плёночной фотографии
$MgCl_2$	магний хлор два	Хлорид магния. Используется как противогололёдное средство
$KMnO_4$	калий марганец о четыре	Перманганат калия. Раствор (марганцовка) — дезинфицирующее средство
$NaHCO_3$	натрий аш цэ о три	Гидрокарбонат натрия (питьевая сода). Разрыхлитель для теста
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	купрум   эс о че- тыре   на пять аш два о	Сульфат меди пятиводный (медный купорос). Используется в сельском хозяйстве для борьбы с грибковыми заболеваниями растений
$Ba(NO_3)_2$	барий   эн о три   дважды	Нитрат бария. Используется в составах зелёного огня в фейерверках
$Pb(IO_3)_2$	плюмбум   йод о три   дважды	Иодат свинца. Раньше использовался для предотвращения образования града в облаках
$Ca(H_2PO_4)_2$	кальций   аш два пэ о четыре   дважды	Дигидрофосфат кальция (двойной суперфосфат). Удобрение
$(NH_4)_2Cr_2O_7$	эн аш четыре   дважды хром два о семь	Дихромат аммония. С этим веществом можно проделать красивый опыт («вулканчик»)
$Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$	кальций   эн о три дважды   на четыре аш два о	Нитрат кальция четырёхводный (шведская селитра). Удобрение
$[Al_2Si_2O_5](OH)_4$	алюминий два си- лициум два о пять   о аш четырежды	Каолинит — белая глина. Сырьё при изготовлении фарфора
$K_3[Fe(CN)_6]$	калий три феррум   цэ эн вшестеро	Гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль). Раньше использовали в фотографии



## Контрольные вопросы

- 3.1. Перечислите существенные свойства вещества.
- 3.2. Что означает запись формулы мела  $\text{CaCO}_3$ ?
- 3.3. Какие элементы входят в состав углекислого газа  $\text{CO}_2$ ?
- 3.4. Чем тривиальные названия веществ отличаются от номенклатурных?

## Задание на дом

- 3.1. Выучите правила чтения химических символов (см. табл. II.1).
- 3.2. Прочитайте следующие химические формулы:  $\text{I}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CoSO}_4$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ .
- 3.3. Опишите пять известных вам веществ.
- 3.4\* Найдите в табл. II.1 элементы, русские названия которых не совпадают с латинскими.
- 3.5\* Выпишите из табл. II.2 в два столбика тривиальные и номенклатурные названия.
- 3.6. Выпишите из табл. II.2 в два столбика тривиальные и номенклатурные названия любых 5 веществ. Прочитайте формулы.
- 3.7. Найдите в Периодической системе Д. И. Менделеева символы рутения Ru, названного в честь России и других элементов, названия которых связаны с российскими городами и учёными.

## Домашний эксперимент

**Изучение некоторых физических свойств веществ, применяемых в быту.**

1. Изучите содержимое домашней аптечки. Если в ней есть иод, марганцовка, зелёнка — запомните, как они выглядят. По каким признакам можно различить эти вещества?
2. Найдите на кухне сахар, поваренную соль, питьевую соду и лимонную кислоту. Запомните, как они выглядят. Несколько кристалликов этих веществ можно попробовать на вкус. При этом вещества не глотайте, а после каждой пробы прополосните рот водой. Какой вкус у каждого из этих четырёх веществ?

**Изучение некоторых свойств уксусной кислоты.**

3. Эксперимент проводить только в присутствии родителей.

Категорически запрещается пробовать на вкус неразбавленное содержимое ёмкостей, на этикетках которых написано «уксусная кислота» или «уксусная эссенция».

Возьмите на кухне уксус и уксусную эссенцию (уксусную кислоту). Можно ли различить эти вещества по внешнему виду? Понюхайте их (как это делать, посмотрите на с. 10). Если на этикетке написано «столовый уксус» (9%), можете аккуратно попробовать его на вкус, для чего налить немного уксуса в чашку, обмакнуть ложку в жидкость и прикоснуться к ложке языком.

## Ресурсы

### Дополнительные материалы

- Модуль «История химии (Углублённый уровень сложности)», <http://fcior.edu.ru>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Знаки химических элементов», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «История развития химии», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Вещество как объект изучения химии», <http://fcior.edu.ru>

## Практическая работа № 1

### ОПИСАНИЕ ВЕЩЕСТВ

**Задача.** Описать вещества, находящиеся в лотке: агрегатное состояние, цвет, растворимость в воде, цвет раствора.

**Оборудование.** Пробирки, штатив для пробирок, ёмкость с дистиллированной водой, ёршик, стакан для слива.

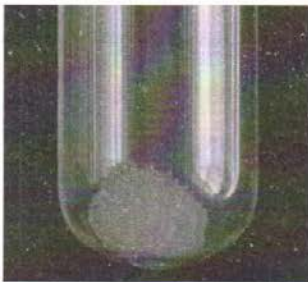
**Реактивы.** Дистиллированная вода; остальные реактивы выдаются учителем.

**Ход работы.** В лабораторном журнале заполняют таблицу.

Название	Формула	Агрегатное состояние	Цвет вещества	Растворимость	Цвет раствора
----------	---------	----------------------	---------------	---------------	---------------

Название и формулу вещества перепишите с этикетки на банке с веществом. Далее надо записать агрегатное состояние: тв (твёрдое вещество), ж (жидкость), г (газ).

Смотрят на вещество и отмечают его цвет. Для проверки растворимости несколько кристалликов вещества насыпают в пробирку (кристаллы должны едва покрывать доньшко, рис. 8) и примерно на четверть пробирки заполняют дистиллированной водой. Круговыми движениями (рис. 9) перемешивают содержимое пробирки. Если раствор приобретает окраску либо количество исход-



**Рис. 8.** Кристаллы вещества должны едва покрывать доньшко



**Рис. 9.** Растворение вещества в пробирке



**Рис. 10.** Растворение вещества в стакане



ного вещества заметно уменьшается, считается, что вещество растворимо (ставят р). Если вещество образует взвесь, содержащее пробирки непрозрачно и оседает со временем, то вещество считается нерастворимым (н). Если вещество растворяется, отмечают цвет раствора в таблице. Если вещество не растворяется, в столбце «цвет раствора» поставьте прочерк (—). Не бывает «прозрачного» или «мутного» цвета. Если вещество растворилось (хотя бы частично), но полученный раствор не окрашен, то говорят, что раствор бесцветный (рис. 10).

Не бывает «прозрачного» или «мутного» цвета. Если раствор не окрашен, то говорят, что он бесцветный. Если жидкость мутная, то это не раствор.

Использованные пробирки следует ополаскивать сначала водопроводной, а потом дистиллированной водой. Содержимое пробирок и промывную воду сливать либо в раковины на столе, либо (если раковины нет) — в стаканчик для слива. Если на стенках пробирок остался твёрдый налёт, его смывают ёршиком, после чего ополаскивают пробирку дистиллированной водой.

**Отчёт.** Тетрадь с заполненной таблицей сдают учителю.

www

## Ресурсы

- Модуль «Тренажёр „Описание некоторых свойств чистых веществ“», <http://fcior.edu.ru>

## § 4

### Агрегатные состояния и переходы между ними

Рекомендуется повторить правила техники безопасности (§ 1), названия химической посуды и приёмы нагревания пробирок (§ 2).

- Что такое твёрдое, жидкое и газообразное состояния (вспомните из курса физики)?
- Какие вы знаете жидкости, газы и твёрдые вещества? Как кипит и замерзает вода и тает лёд (из жизненного опыта)?
- Какие эксперименты нельзя проводить в лаборатории?
- Как следует нагревать вещества в пробирке?
- Что нужно сделать по окончании лабораторной работы?

**Оборудование.** Химический стакан, пробирка, держатель для пробирок, спиртовка или сухое горючее с подставкой и крышкой, чашка для выпаривания с подставкой, промывалка с дистиллированной водой, защитные очки.

**Реактивы.** Дистиллированная вода, олово.

Воду наливают в стакан. Вода в стакане находится в жидком состоянии. Стекло, из которого сделан стакан, — в твёрдом. Воздух, который находится вокруг, — в газообразном.

Твёрдое, жидкое и газообразное состояния вещества называются **агрегатными состояниями**.

Чем же различаются вещества в твёрдом, жидком и газообразном состояниях? Различий довольно много. Отметим только несколько.

Сравним стакан, воду и воздух. Вещества, из которых состоят эти предметы (физические тела), отличаются по способности сохранять *форму*.


- В **твёрдом** состоянии вещество сохраняет **постоянную форму** (для изменения формы надо совершить физическую работу или затратить энергию: разбить, нагреть).
- В **жидком** состоянии вещество приобретает форму сосуда, в который его налили и **легко изменяет форму**, однако объём его остаётся постоянным.
- В **газообразном** состоянии вещество **легко меняет объём**, поэтому не имеет **формы**.

Вещества в разных агрегатных состояниях имеют разные *механические свойства*. Мы легко проходим сквозь воздух, с некоторым трудом передвигаемся в воде, но останавливаемся перед стеной. Агрегатные состояния различаются и другими *физическими свойствами*. Например, вещества в твёрдом состоянии проводят тепло очень хорошо, в жидком — несколько хуже, а в газообразном — совсем плохо. Скорость звука в твёрдых веществах примерно в 10 раз превышает скорость звука в газе.

Твёрдое состояние: форма и объём постоянны.

Жидкое состояние: объём постоянен, форма — нет.

Газообразное состояние: ни форма, ни объём не постоянны.

**ОПЫТ 4.1. Изучение теплопроводности воды.** В пробирку на 3–4 см по высоте наливают воду и нагревают её до кипения. Через кусок сухой ткани или фильтровальной бумаги (эти материалы в порах между волокнами удерживают воздух), сложенной в 3–4 слоя, берутся за нижнюю (горячую) часть пробирки. Далее вновь берутся за горячую часть пробирки, но уже смочив эту тряпку (или бумагу) водой (тем самым вытеснив воздух из пор). В каком случае сильнее ощущается, что в пробирке горячая вода? 


Можно ли перевести вещество из одного агрегатного состояния в другое? Проведём опыт.







**ОПЫТ 4.2. Изучение агрегатных состояний олова.** Чашку для выпаривания ставят на подставку. Под неё помещают на подложке сухое горючее (или спиртовку). Кладут в чашку несколько гранул олова и нагревают. Ждут, пока твёрдое олово перейдёт в жидкое состояние (расплавится). Чтобы убедиться, что олово стало жидким, можно легонько постучать по чашке для выпаривания держателем для пробирок, наблюдая за веществом. Дают жидкости (расплаву) остыть. В чашке опять твёрдое вещество. Повторяют опыт. Олово снова расплавится при нагревании и застынет при охлаждении.

Застывшее олово кладут обратно в ёмкость, откуда были взяты гранулы, или сдают учителю. 

Итак, мы наблюдали, что при нагревании олово переходит в жидкое состояние, а при охлаждении оно снова становится твёрдым. При этом свойства олова не изменяются.

**Плавление** — переход вещества из твёрдого состояния в жидкое.

**Кристаллизация** — переход вещества из жидкого состояния в твёрдое.



**ОПЫТ 4.3. Изучение агрегатных состояний воды.** Как в опыте 4.2 берут чашку для выпаривания, штатив и сухое горючее. Наливают в чашку немного дистиллированной воды. Поджигают сухое горючее. Через некоторое время вода закипит. Над ней

**Класс: металлы**

**Sn**

Номенклатурное  
название:  
олово

### БУДЕМ ЗНАКОМЫ!


Серебристо-белый легкоплавкий (температура плавления  $232^{\circ}\text{C}$ ), мягкий, очень пластичный и ковкий металл (см. цветной блок: рис. Ц-46). При сгибании издаёт характерное потрескивание («оловянный крик») из-за трения кристалликов друг о друга.

Существует в виде двух кристаллических форм (модификаций): белое (плотность  $7,29\text{ г/см}^3$ ) и серое олово ( $5,78\text{ г/см}^3$ ). При температурах ниже  $13^{\circ}\text{C}$  белое олово переходит в серое. Из-за изменения плотности олова при таком переходе оловянные предметы разрушаются («оловянная чума»). Предполагается, что одной из причин гибели антарктической экспедиции Роберта Скотта в 1912 г. была оловянная чума, поразившая банки с керосином (в банках использовался оловянный припой).

Химически довольно стойко, однако при нагревании выше температуры плавления медленно реагирует с кислородом воздуха, в результате чего покрывается матовой плёнкой оксида.

Используют как компонент припоев и легкоплавких сплавов. Из олова можно отливать мелкие изделия (например, оловянных солдатиков). В виде сплавов с медью (бронзы) олово известно с глубокой древности.

держат стакан или колбу с холодной водой. Что наблюдается на стенках стакана (колбы)? Продолжают нагревание некоторое время и гасят пламя. Как изменился объём воды в чашке?

Объём воды в чашке уменьшился. Однако вода не исчезла — ведь капли воды вы видели на стенках холодного стакана (колбы). В этом опыте вода всего лишь переходит из жидкого состояния в газообразное и обратно. 

**Испарение** — переход вещества из жидкого состояния в газообразное.

**Конденсация** — переход вещества из газообразного состояния в жидкое или твёрдое.

Вода (как и любая другая жидкость) испаряется даже при комнатной температуре. Например, если пролить на стол немного воды, на следующий день стол будет сухим — вода испарилась. При комнатной температуре испарение происходит только с поверхности. Однако если воду (и другие жидкости) нагревать, то при какой-то температуре (для воды при  $100^{\circ}\text{C}$  при атмосферном давлении) она начинает бурлить. Это значит, что испарение началось по всему объёму жидкости.

**Кипение** — испарение по всему объёму вещества.

Иногда твёрдое вещество может переходить в газообразное состояние, минуя жидкое. Этот процесс называется **возгонкой**, или **сублимацией**. Так ведёт себя, например, сухое горючее. Лёд тоже способен возгоняться, поэтому бельё можно высушить даже на сильном морозе.

**Возгонка (или сублимация)** — переход вещества из твёрдого состояния в газообразное.

Переходы вещества между разными агрегатными состояниями называются **фазовыми переходами** (рис. 11).

При плавлении, кристаллизации, испарении и конденсации *состав вещества не изменяется*, он переходит из одного агрегатного состояния в другое. Плавление, кристаллизация, испарение, конденсация и возгонка — *физические процессы*.

**Фазовые переходы** — физические процессы перехода вещества между агрегатными состояниями.

Чем же обусловлены различия свойств вещества в трёх агрегатных состояниях? Вещество в разных агрегатных состояниях имеет различное строение (структуру). В *твёрдом состоянии частицы* вещества связаны друг с другом и строго упорядочены.





Рис. 11. Фазовые переходы

Они не могут свободно перемещаться, а могут только колебаться вблизи определённых положений. Из-за почти полной неподвижности частиц вещества твёрдые тела сохраняют свою форму, а из-за прочных связей имеют высокую механическую прочность.

При плавлении строгая структура вещества разрушается, но его частицы по-прежнему удерживаются вблизи друг от друга (расстояния между ними практически не изменяются), хотя и способны свободно перемещаться. Из-за постоянства расстояний между частицами *жидкость сохраняет свой объём*, но из-за свободного перемещения частиц может течь и *изменять форму*.

При испарении расстояния между частицами резко увеличиваются. Например, при атмосферном давлении расстояния между частицами *в газе* примерно в 10 раз больше их собственного размера. При этом *частицы перемещаются* быстро и *беспорядочно*. Газ *заполняет весь* предоставленный *объём*. Плотность газа гораздо меньше плотности жидкостей и твёрдых веществ.

Твёрдое состояние можно уподобить строю солдат, жидкое — толпе в транспорте в час пик, газообразное — грибникам в лесу.

Твёрдое состояние: есть упорядоченность и взаимосвязь частиц.

Жидкое состояние: частичная упорядоченность и взаимосвязь частиц.

Газообразное состояние: частицы не упорядочены, но взаимодействуют.

## Контрольные вопросы

- 4.1. Какие бывают агрегатные состояния вещества?
- 4.2. В чём заключаются различия в строении вещества в трёх агрегатных состояниях?
- 4.3. Какие свойства вещества различаются в трёх агрегатных состояниях?
- 4.4. Что такое фазовые переходы? Какие бывают фазовые переходы?
- 4.5. Приведите примеры фазовых переходов.

## Задание на дом

- 4.1. На основе различий в строении вещества в твёрдом и газообразном состояниях объясните, почему газы проводят тепло гораздо хуже, чем твёрдые вещества.

## Домашний эксперимент

### Изучение агрегатных состояний воды

1. Заполните наполовину пластиковую (не стеклянную!) бутылочку водой. Положите её в морозилку. Периодически извлекайте и смотрите, как замерзает вода. Сколько времени заняло замерзание? Как изменилась замёрзшая вода по сравнению с жидкой? Можно ли теперь вылить воду из бутылки?
2. Достаньте бутылку со льдом из морозилки и положите в тёплое место. Какие изменения там происходят? Отличается ли от исходной воды вещество в бутылке после размораживания?
3. Налейте в небольшую кастрюлю примерно пол-литра воды, поставьте на плиту и нагрейте. Что наблюдается на поверхности воды по мере нагревания? Как определить, что началось кипение? Что слышно незадолго до кипения, и как этот звук изменяется, когда начинается кипение?
4. Возьмите свечу и какой-нибудь большой плоский предмет (старую тарелку, металлический лист и т. п.). Зажгите свечу и держите её горизонтально над тарелкой или металлическим листом (рис. 12). Через некоторое время парафин, из которого сделана свеча, начнёт плавиться и капать вниз. Что будет происходить с каплями, когда они попадают на холодную поверхность? Продолжится ли плавление парафина, если задуть свечу?



Рис. 12. Парафин, капающий с горячей свечи

## Ресурсы

- Модуль «Тренажёр „Свойства веществ в разных агрегатных состояниях“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Агрегатные состояния веществ», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Газы», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Жидкие вещества», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Твёрдые вещества», <http://fcior.edu.ru>



## § 5

## Химическая реакция. Условия протекания химической реакции. Признаки химической реакции

Рекомендуется повторить понятие «вещество» (§ 3).

- Перечислите существенные свойства вещества.
- Какие названия применимы только к веществу, какие — к телам (предметам), какие — и к телам, и к веществу: железо, гиря, водяной пар, асфальт, кирпич, воздух?
- Чем отличается варёное яйцо от сырого?
- Что остаётся после сгорания бензина в двигателе автомобиля?


**Оборудование.** Пробирки, штатив для пробирок, держатель для пробирок, промывалка с дистиллированной водой.

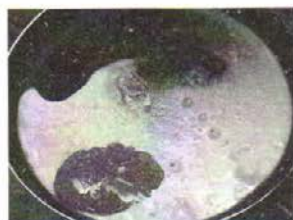
**Реактивы.** Дистиллированная вода, иодид калия  $KI$ , сульфат меди  $CuSO_4$ , карбонат натрия  $Na_2CO_3$ , соляная кислота  $HCl$ , раствор нитрата серебра  $AgNO_3$ .

Можно ли превратить одно вещество в другое? Можно. Такие превращения называются **химическими реакциями**.

**Химическая реакция** — процесс превращения одних веществ в другие.

При каких условиях вещества вступают в химические реакции? Этот вопрос настолько сложен, что является одним из основных вопросов науки химии в целом. Здесь мы изложим некоторые самые общие принципы.

**ОПЫТ 5.1. Смешение как условие протекания реакции.** В одну пробирку насыпьте несколько кристаллов иодида калия  $KI$ , в другую — сульфата меди  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . Наблюдаются ли какие-нибудь изменения? Ссыпьте вещества в одну пробирку. Наблюдаются ли изменения на сей раз? Теперь добавьте в пробирку немного воды. Что наблюдается? 



**Рис. 13.** Разбитое на сковороду яйцо, приготовленная яичница, а также яичница с обугленными краями

Чтобы вещества вступили в реакцию, необходимо (но не всегда достаточно) их хорошо *перемешать*. Поэтому реакции стараются проводить в растворах или жидкой фазе.

**ОПЫТ 5.2. Нагревание как условие протекания реакции.** Насыпьте в пробирку гидроксокарбонат меди  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  и нагрейте. Что наблюдается?

При нагревании все реакции идут быстрее. Поэтому часто для проведения реакции реакционную смесь *нагревают*. Кроме того, нагревание способствует разложению одного вещества на несколько.

Чтобы произошла реакция, вещества нужно смешать.  
Нагревание ускоряет все реакции.

Часто одни и те же вещества могут вступать в несколько разных реакций. Преобладание той или иной реакции зависит от температуры и других условий. При нагревании все реакции ускоряются, но по-разному. Обычно чем сильнее изменяется вещество, тем сильнее ускоряется реакция. Поэтому при одной температуре может преобладать одна реакция, а при другой — другая. Пример таких конкурирующих реакций — приготовление обыкновенной яичницы. Когда мы правильно её готовим, происходит свёртывание белка (рис. 13). Если же перегреть — она обуглится. При температуре около  $100^\circ\text{C}$  белки сворачиваются быстрее, чем происходит обугливание. Чтобы поджарить яичницу при этой температуре, достаточно не более пяти минут, а вот чтобы превратить яичницу в угольки — несколько часов. При  $300^\circ\text{C}$  же обугливание происходит очень быстро.

**Класс: соли**  
 **$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$**

Номенклатурное  
название:

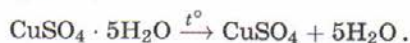
сульфат меди  
пятиводный.

Тривиальное  
название:

медный купорос

### БУДЕМ ЗНАКОМЫ!

Синие кристаллы, хорошо растворимые в воде с образованием синего раствора. При нагревании кристаллы теряют воду и превращаются в бесцветный безводный сульфат меди  $\text{CuSO}_4$  (см. цветной блок: рис. Ц-47):



На воздухе безводный сульфат меди медленно поглощает влагу из воздуха и снова окрашивается в голубой цвет.

При попадании в желудок малые дозы вызывают рвоту, в больших дозах может наступить смертельное отравление. При попадании на кожу может вызвать раздражение.

Используют в сельском хозяйстве (для борьбы с грибковыми заболеваниями растений), при нанесении медных покрытий, при электролитическом выделении меди в промышленности и в синтезе других соединений меди.







При приготовлении пищи продукты, как правило, вступают в химические реакции. Приведите пример такой реакции и укажите условия, при которых она идёт.

Как узнать, идёт ли химическая реакция? В результате химической реакции из исходных веществ образуются другие вещества, поэтому химическая реакция сопровождается изменением свойств веществ.




**ОПЫТ 5.3. Изменение цвета раствора.** В пробирку насыпьте карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (0,5 см) и добавьте воды на (4–5 см). Растворите карбонат натрия. Отлейте немного раствора в другую пробирку и добавьте 1–2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдается? 



**ОПЫТ 5.4. Выделение газа.** Налейте в пробирку соляной кислоты  $\text{HCl}$  на 3–4 см по высоте. Добавьте к ней половину оставшегося раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Что наблюдается? 



**ОПЫТ 5.5. Выпадение осадка.** К оставшемуся раствору  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  добавьте несколько капель раствора нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ . Что наблюдается на этот раз? 

В предыдущих опытах вы наблюдали несколько признаков химической реакции: изменение цвета, выделение газа, выпадение осадка из раствора. Всё это — признаки химических реакций. Можно сказать, что если условия процесса исключают фазовые переходы, а изменение агрегатного состояния всё-таки происходит, значит, мы имеем дело с химической реакцией. Кроме того, при химических реакциях может выделяться или поглощаться тепло.



Какие признаки реакций наблюдались в опытах 5.1 и 5.2?

### ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

- Изменение цвета
- Выпадение осадка из раствора
- Растворение прежде нерастворимого вещества
- Выделение газа
- Изменение запаха
- Выделение или поглощение теплоты или света



Какие признаки химической реакции наблюдаются при приготовлении яичницы? Происходит ли химическая реакция при приготовлении яичницы?

Какие признаки химической реакции наблюдаются при горении спички? Происходит ли при этом химическая реакция (рис. 14)?



Рис. 14. Спичка, горящая спичка, догоревшая спичка

Правильно ли утверждать, что если мы наблюдаем какой-нибудь из вышеуказанных признаков, то это означает, что идёт химическая реакция? Нет! Любой из этих признаков также может быть вызван физическими процессами. Раньше (§ 1) мы уже говорили, что свойства вещества зависят от условий, поэтому изменения условий могут привести к изменению свойств. Например, если нагреть воду до кипения, она превратится в газ (водяные пары). Однако при охлаждении пары вновь превратятся в воду. Никаких химических реакций при этих физических процессах не происходит.

Чтобы убедиться, что при изменении условий действительно произошла химическая реакция, нужно восстановить первоначальные условия. Если свойства вещества восстановятся, значит, скорее всего, протекал физический процесс.

Как узнать, идёт ли химическая реакция? В результате химической реакции из исходных веществ образуются другие вещества, поэтому химическая реакция сопровождается изменением свойств веществ.

## Контрольные вопросы

- 5.1. Что такое химическая реакция?
- 5.2. Что нужно сделать, чтобы два вещества прореагировали между собой (если они вообще способны реагировать)?
- 5.3. Быстрее или медленнее происходят химические реакции при нагревании?
- 5.4. Имеется толстый кусок мяса, который нужно прожарить, не допуская подгорания. При какой температуре это лучше делать:  $120^{\circ}\text{C}$ ,  $300^{\circ}\text{C}$ ?
- 5.5. При включении электрической лампочки она начинает светиться. Можно ли только на основании этого наблюдения говорить, что в электрической лампочке протекает химическая реакция?



## Задание на дом

- 5.1. Приведите примеры физических процессов, протекающих:
- а) с изменением цвета вещества;
  - б) с изменением агрегатного состояния вещества;
  - в) с выделением энергии.
- 5.2. Приведите примеры химических реакций, знакомых вам в быту или из курса природоведения. Укажите признаки этих реакций.

## Домашний эксперимент

### Изучение признаков и условий химических реакций

1. Приготовьте яичницу. Для этого возьмите небольшую сковороду и налейте на неё немного подсолнечного масла. Оно должно равномерно покрыть поверхность. Если вы используете сковородку с тефлоновым покрытием, можно обойтись без масла. Разбейте одно или два яйца и вылейте их содержимое на сковороду. Поставьте сковороду на слабый огонь и жарьте яйца до готовности. При желании съешьте яичницу (можете предварительно посолить). В дальнейшем сделайте то же, но изменяя интенсивность нагрева и тем самым температуру сковороды; также можно готовить на сковороде с крышкой или без. Задача — приготовить яичницу как можно быстрее, но не обуглив её.
2. Капните на срез хлеба или картофеля несколько капель раствора иода. Как изменится цвет иода? Можно ли говорить, что иод вступил в химическую реакцию?
3. *Эксперимент проводить только в присутствии родителей.*

Нежелательно допускать попадания раствора марганцовки на кожу и одежду.

Насыпьте в стакан несколько крупинок марганцовки (из домашней аптечки) и добавьте немного воды. Когда она растворится, капните полученный раствор на вату или бумагу. Как изменится цвет марганцовки? Можно ли говорить, что происходит химическая реакция?

Следите, чтобы раствор марганцовки не попал на руки, — иначе руки окрасятся в коричневый цвет, который сойдёт только через несколько дней.

4. При взаимодействии с органическими веществами (в том числе с ватой, древесиной, бумагой) марганцовка превращается в коричневый оксид марганца  $MnO_2$ . Поэтому от концентрированного раствора марганцовки древесина приобретёт коричневый цвет. Положите деревяшку на несколько слоёв газеты (чтобы капли раствора не попали куда не надо). Приготовьте немного тёмного раствора марганцовки. С помощью кисточки раствор нанесите на деревяшку. Обработку древесины можно повторить после высыхания.

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Выделение газа — признак химической реакции (дым без огня), <http://experiment.edu.ru/attach/6/448.mov>
- Свечение — признак химической реакции, <http://experiment.edu.ru/attach/6/449.mov>
- Колебательная реакция Бриггса—Раупера, <http://experiment.edu.ru/attach/6/450.mov>

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Физические и химические явления. Роль химии в жизни человека“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Первоначальные представления о химических реакциях», <http://fcior.edu.ru>

## § 6

## Растворы

Рекомендуется повторить существенные свойства вещества (§ 3); отличия твёрдого вещества от жидкого (§ 4).

- Приведите примеры трёх твёрдых веществ и трёх жидкостей.
- Как отличить твёрдое вещество от жидкости?
- Что происходит с сахаром, если его высыпать в чай и перемешать? Для чего мы размешиваем сахар?

**Оборудование.** Штативы с пробирками, чашка для выпаривания с штативом, сухое горючее с подставкой и крышкой (или спиртовка), тигельные щипцы (или держатель для пробирок), ёмкость для слива, ёмкость с дистиллированной водой.

**Реактивы.** Поваренная соль  $\text{NaCl}$ , сульфат меди  $\text{CuSO}_4$ , щавелевая кислота  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , раствор нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ .

Из жизненного опыта вы знаете, что некоторые вещества, например сахар и соль, растворяются в воде. Делая опыты, вы также сталкивались с тем, что одни вещества растворяются в воде, а другие — нет. Что же такое растворение вещества? Выполним опыт.

**ОПЫТ 6.1. Приготовление раствора хлорида натрия.** В пробирку насыпают хлорид натрия  $\text{NaCl}$  ( $\approx 0,5$  см). Наливают в эту же пробирку воды (на 3–4 см).

Каково агрегатное состояние хлорида натрия? Каково агрегатное состояние воды? Можно ли увидеть хлорид натрия в воде (рис. 15 на с. 37)?



Перемешивают круговыми движениями содержимое пробирки. Как изменяется видимое количество хлорида натрия в пробирке?

Продолжают перемешивание, пока весь хлорид натрия не растворится. Какое агрегатное состояние вещества — содержимого пробирки теперь?

Полученный раствор не выливают, а оставляют для следующих опытов. ▢

Когда вы только насыпали хлорид натрия в воду, то чётко видите, где кончается вода и начинается хлорид натрия, т. е. видите границу раздела. При перемешивании хлорид натрия как бы исчезает в воде. *Отсутствие границы* между двумя веществами (иными словами, однородность образующейся смеси) и есть отличительный признак раствора.

---

**Раствор** — однородная смесь двух и более веществ.

---

В большинстве случаев вы будете иметь дело с растворами твёрдых веществ в жидкости (чаще — в воде).

---

**Растворитель** — жидкость, в которой растворяются другие вещества (твёрдые, жидкости или газы).

---

Присутствие хлорида натрия в водном растворе нельзя заметить невооружённым глазом. Как же тогда обнаружить растворённое вещество в растворе?

Во-первых, все знают, что на вкус раствор соли солёный (не вздумайте пробовать на вкус какие-то растворы в лаборатории — это можно сделать только с поваренной солью или сахаром в кухонной посуде дома!).

Во-вторых, многие растворы (в том числе раствор поваренной соли), в отличие от чистой воды, проводят электрический ток.

В-третьих, если вещество окрашено, его раствор обычно также окрашен.

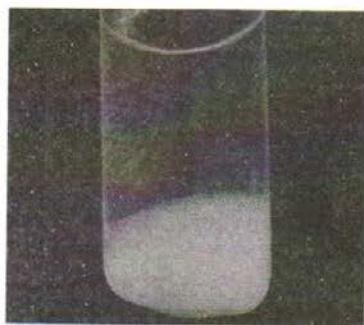
В-четвёртых, вещество в растворе вступает в химические реакции, которые можно наблюдать на опыте. Убедимся в этом.

### КАК ОБНАРУЖИТЬ РАСТВОРЁННОЕ ВЕЩЕСТВО В РАСТВОРЕ?

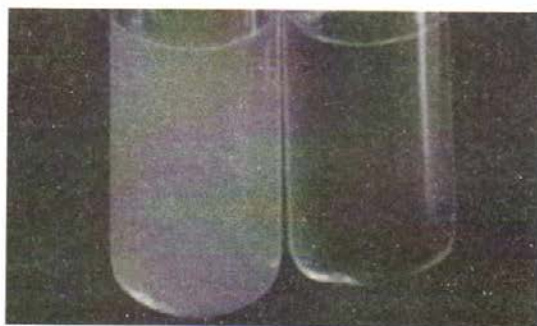
- По цвету (если растворённое вещество окрашено).
- По изменению свойств вещества в растворе.
- По видимым реакциям растворённых веществ с другими веществами.

#### ОПЫТ 6.2. Обнаружение поваренной соли нитратом серебра.

В одну пробирку наливают дистиллированную воду (1 см), в другую — такой же объём раствора поваренной соли, кото-



**Рис. 15.** Кристаллы поваренной соли на дне пробирки с насыщенным раствором



**Рис. 16.** Пробирки с раствором поваренной соли (слева) и дистиллированной (справа) водой, к которым добавлен  $\text{AgNO}_3$

рый был приготовлен в опыте 6.1. В обе пробирки добавляют по несколько капель раствора нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ . Что наблюдается (рис. 16)?



*Свойства раствора отличаются как от свойств растворителя, так и от свойств растворённого вещества. Поэтому растворение можно считать химическим процессом.*

Что же происходит с веществом при его растворении? Мельчайшие частицы растворителя окружают мельчайшие частицы растворённого вещества и разрывают связи между ними. После этого мельчайшие частицы растворённого вещества равномерно распределяются в объёме растворителя (рис. 17). Поэтому агрегатное состояние раствора остаётся жидким, но частицы растворённого вещества приносят в раствор новые свойства.

Можно ли выделить растворённое вещество из раствора? Можно, если удалить растворитель. Обычно растворитель кипит при гораздо более низкой температуре, чем растворённое вещество. Поэтому растворитель можно **выпарить** (испарить) путём нагревания раствора до кипения. Проведем этот опыт.

**Выпаривание** — удаление растворителя из раствора путём его испарения при нагревании.

### ОПЫТ 6.3. Выпаривание воды из раствора хлорида натрия.

Чашку для выпаривания ставят на проволоочный штатив. Наливают в чашку раствор хлорида натрия, приготовленный в опыте 6.1. Нагревают раствор на пламени спиртовки (или сухого горючего — берут часть таблетки, чтобы нагревание было неинтенсивным и раствор не разбрызгивался), до тех пор пока вода полностью не испарится. Гасят пламя.







Что осталось в чашке для выпаривания? В каком агрегатном состоянии находится вещество в чашке? 

После испарения воды в чашке осталась соль, в результате растворения и последующего выпаривания растворителя ни вода, ни соль не превратились в другие вещества. Поэтому растворение — физический процесс. Получается, что растворение имеет двойственную природу, объединяя физический и химический процессы. Обычно говорят, что растворение — пограничный процесс между физическим и химическим.

**Растворение** — процесс, пограничный между физическим и химическим.

 **ОПЫТ 6.4. Растворы разной концентрации.** В две пробирки наливают по одинаковому объёму воды (3–4 см). В одну насыпают несколько кристалликов сульфата меди  $\text{CuSO}_4$ , в другую — тот же сульфат меди, но побольше (на 1 см). Сульфат меди растворяют. Какова интенсивность окраски раствора в этих пробирках (см. цветной блок: рис. Ц-5)? Во втором растворе содержится гораздо больше этого вещества, чем в первом, и его окраска интенсивнее. 

Содержание вещества в растворе указывают с помощью **концентрации**. Чем больше в растворе вещества, тем концентрированнее раствор.

**Концентрация** отражает содержание растворённого вещества в растворе.



**Рис. 17.** Растворение вещества подобно началу бала. Сначала растворитель (кавалеры) и растворяемое вещество (дамы) группируются отдельно. Но потихоньку частицы растворителя окружают частицы растворяемого вещества и забирают их в объём растворителя (кавалеры выводят дам в танцевальный круг), вещество и растворитель перемешиваются и образуется раствор

Химики редко работают с твёрдыми веществами, обычно из веществ готовят растворы. Дело в том, что в растворе все реагирующие частицы очень хорошо перемешаны, и реакции идут гораздо быстрее и полнее, чем в твёрдой фазе (см. цветной блок: рис. Ц-6).

**ОПЫТ 6.5. Взаимодействие щавелевой кислоты с карбонатом натрия.** На дно пробирки насыпают щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  и добавляют столько же карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Перемешивают их в твёрдом виде. Идёт ли реакция?

Теперь добавляют в пробирку несколько капель воды. Что наблюдается? Идёт ли реакция теперь?



## Контрольные вопросы

- 6.1. Какими способами можно выделить растворённое вещество из раствора?
- 6.2. По каким признакам растворение можно отнести к физическим процессам, а по каким — к химическим?
- 6.3. По каким признакам можно определить, что вещество растворимо?

## Задание на дом

- 6.1. На столе стоят стаканы со сладким и недостаточно (для вас) сладким чаем. В каком из них больше концентрация сахара?
- 6.2. Приведите три примера веществ, нерастворимых в воде.

## Домашний эксперимент

**Изучение растворимости поваренной соли и сахара**

1. Сколько чайных ложек поваренной соли может раствориться в половине стакана воды? Сколько может раствориться в таком же объёме воды чайных ложек сахара? Что лучше растворяется, соль или сахар?
2. Сколько соли нужно растворить в половине стакана воды, чтобы почувствовать солоноватый привкус?

## Ресурсы

*Видеоматериалы*

- «Вода». <http://ru.youtube.com>, искать «Вода. „Леннаучфильм“».
- Растворение твёрдых веществ в воде, <http://school-collection.edu.ru>

*Электронные пособия*

- Модуль «Истинные растворы», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Классификация растворов», <http://fcior.edu.ru>





## Лабораторные опыты

**ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ВЕЩЕСТВ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ**

**Задача.** Описать взаимодействие веществ в водных растворах, указав только признаки химических реакций. Растворы готовят непосредственно перед работой.

**Оборудование.** Пробирки, штатив для пробирок, ёмкость с дистиллятом, ёршик, стакан для слива.

**Реактивы.** Сульфат меди  $\text{CuSO}_4$ , карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , соляная кислота  $\text{HCl}$  (р-р), нитрат серебра  $\text{AgNO}_3$  (р-р), тиосульфат натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

**Отчёт.** Оформляют в лабораторном журнале в форме таблицы парных взаимодействий.

Верхняя строка и левый столбец таблицы — формулы реагентов, а в остальных клетках — краткое описание происходящего при сливании их растворов. Выделение газа следует обозначать знаком  $\uparrow$ , выпадение осадка — знаком  $\downarrow$ . После знака осадка ( $\downarrow$ ) надо обязательно указать его цвет. Если цвет получившегося раствора не похож на цвет исходных, цвет исходного раствора записывают под формулой реагента, а цвет нового раствора в соответствующей ячейке. Если признаков химической реакции не наблюдается, в клетке ставят прочерк (-).



Рис. 18. Бумажный ярлык на пробирке

**Ход работы.** Сначала в пробирках растворяют отдельно вещества, выданные в твёрдом виде. Для этого в пробирку насыпают вещество (0,5 см) и приливают воду (3–4 см). Содержимое пробирки перемешивают круговыми движениями. На каждую пробирку следует надеть бумажный ярлык с формулой (рис. 18).

Все растворы надо готовить на дистиллированной воде.

Исходные вещества обратно в банки не отсыпать.

Если в растворе происходит выделение газа (пузырьки газа покидают раствор достаточно быстро) — нужно успеть это заметить.

Когда все растворы приготовлены, разливают раствор  $\text{CuSO}_4$  по четырём пробиркам.

В первую пробирку добавляют раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , во вторую —  $\text{HCl}$ , в третью —  $\text{AgNO}_3$ , в четвёртую —  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Наблюдаемые признаки химических реакций записывают в таблицу. Пробирки, в которых проводили опыты, моют.

Далее разливают по трём пробиркам раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . В первую из них добавляют раствор  $\text{HCl}$ , во вторую —  $\text{AgNO}_3$ , в третью —  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Снова записывают наблюдения. И так до тех пор, пока не будет заполнена таблица.

## § 7

## Растворимость

Рекомендуется повторить, что такое раствор и растворитель (§ 6); понятие «давление» (из курса физики).

- Приведите примеры веществ, растворимых и не растворимых в воде.
- Как выделить вещество из раствора?
- Какие растворители вы знаете?
- Как изменяется давление под водой с глубиной?

**Оборудование.** Пробирки, штатив для пробирок, шпатель, спиртовка (или сухое горючее с подставкой и крышкой), держатель для пробирок, ёмкость с дистиллированной водой, ёмкость для слива, стеклянная палочка.

**Реактивы и расходные материалы.** Хлорид натрия  $\text{NaCl}$ , иодид калия  $\text{KI}$ , дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , изопропанол, гексан, ткань или фильтровальная бумага (три куса размером примерно  $5 \times 5$  см), подсолнечное масло, настойка иода, сульфат меди  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**ОПЫТ 7.1. Сравнение растворимости хлорида натрия и иодида калия.** В две пробирки наливают одинаковый объём воды (1–1,5 см). В одну насыпают один шпатель хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , в другую — один шпатель иодида калия  $\text{KI}$ . Растворяют вещества в пробирках. Когда вещества растворятся, добавляют ещё по одному шпателю. Сколько шпателей пришлось добавить, чтобы перестал растворяться хлорид натрия? Чтобы перестал растворяться иодид калия? Какое из веществ растворимо лучше?

В этом опыте вы увидели, что растворимость веществ не безгранична. Раствор, в котором при данных условиях вещество больше не растворяется, называется **насыщенным раствором**. Если же в растворе ещё можно растворить вещество, то он называется **ненасыщенным**.

Вы также наблюдали, что для приготовления насыщенных растворов требуются неодинаковые количества разных веществ.

Способность вещества растворяться в том или ином растворителе называется **растворимостью**. Содержание вещества в насыщенном растворе — количественная мера растворимости при данных условиях. Обычно указывают растворимость вещества в 100 г растворителя.

На рис. 19 приведена растворимость разных веществ при разных температурах. При растворимости обязательно надо указывать условия её определения (например, температуру и др.).



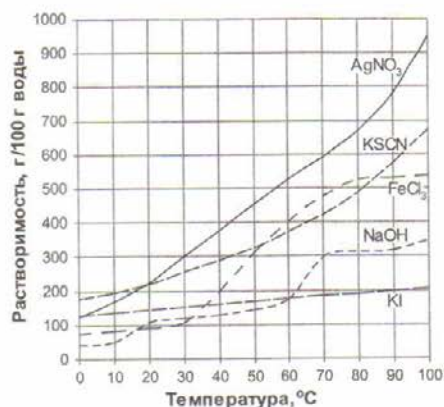
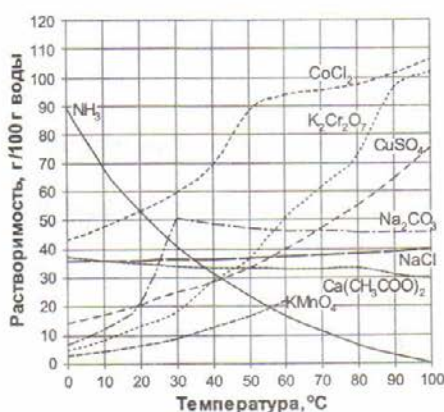


Рис. 19. Растворимость различных веществ в воде в зависимости от температуры

**ЗАДАНИЕ 7.1.** Какое из веществ лучше всего растворимо при 20 °C? При 100 °C? (См. рис. 19.)

**ЗАДАНИЕ 7.2.** Сколько граммов поваренной соли можно растворить в 100 г воды при 20 °C?

**ЗАДАНИЕ 7.3.** Сколько граммов поваренной соли нужно растворить в 50 г воды при 30 °C, чтобы получить насыщенный раствор?

**ЗАДАНИЕ 7.4.** При 20 °C в 30 г воды растворили 5 г  $\text{KCl}$ . Сколько этого вещества ещё можно растворить? Является ли такой раствор насыщенным?

Растворимость вещества зависит от природы вещества, природы растворителя и температуры. При повышении температуры растворимость твёрдых веществ обычно увеличивается (хотя бывают и исключения), а газов — всегда уменьшается. Растворимость газов зависит, кроме того, от давления (чем больше давление газа, тем выше растворимость).

### РАСТВОРИМОСТЬ ЗАВИСИТ

- от природы вещества
- от природы растворителя
- от температуры
- от давления (для газов)



Какое из веществ, приведённых на рис. 19, находится в газообразном состоянии при температуре 0–100 °C?

Свойство газов растворяться при повышенном давлении используют, например, при газировании напитков (в раствор под давлением закачивают углекислый газ  $\text{CO}_2$ ). Это же свойство газов может оказаться вредным. Например, если водолаз, дышащий

сжатым воздухом, погружается на большую глубину (где давление повышенное), у него в крови начинает усиленно растворяться газ азот, который содержится в воздухе. Если водолаз резко всплывёт, внешнее давление резко снизится, и растворённый азот выделится в крови и тканях в виде пузырьков — возникнет так называемая «кессонная болезнь». Именно поэтому водолазы должны подниматься на поверхность медленно.

**ОПЫТ 7.2. Зависимость растворимости от температуры.** В пробирку наливают воду (1–2 см). Насыпают туда же сульфат меди до тех пор, пока он не перестанет растворяться. Пробирку с сульфатом меди нагревают. Что наблюдается? Как изменяется растворимость сульфата меди с повышением температуры?

Охлаждают пробирку с полученным раствором под струёй холодной воды (или в стакане с холодной водой). Что наблюдается?

Из этого опыта следует, что растворимость вещества зависит от температуры. У большинства солей (к которым относятся и сульфат меди, и дихромат калия) растворимость с повышением температуры растёт. Поэтому лишние кристаллы растворяются при нагревании, а при охлаждении выпадают снова (см. цветной блок: рис. Ц-7).

А если охладить раствор ниже температуры замерзания растворителя? Растворитель начнёт замерзать, а раствор становится более концентрированным. Другими словами, при замерзании из раствора в первую очередь выделяется *чистый растворитель*. Такой процесс называется **вымораживанием**. Чем более концентрированный раствор, тем больше надо понизить температуру раствора (охладить), чтобы выморозить растворитель. Из насыщенного раствора выпадают одновременно и растворитель, и растворённое вещество, при этом температура раствора сохраняется постоянной до полного замерзания. Если смешать *твёрдый* растворитель (например, лёд) с твёрдым растворимым веществом, то растворитель начнёт плавиться при более низкой температуре, чем чистый растворитель.

Это свойство насыщенного раствора используют, в частности, зимой, когда тротуары и дороги обрабатывают противогололёдными реагентами. Для этого покрытый снегом или льдом асфальт посыпают поваренной солью и другими реагентами. Однако таким образом удаётся растопить снег далеко не при всякой температуре. Например, при температурах ниже  $-21^{\circ}\text{C}$  добавление поваренной соли не приводит к таянию снега, так как при этой температуре замерзает её насыщенный раствор (рис. 20). Некоторые другие соли позволяют растопить снег при более низких температурах (хлорид кальция  $\text{CaCl}_2$  — ниже  $-50^{\circ}\text{C}$ ).







**Рис. 20.** Температура замерзания раствора NaCl в зависимости от содержания соли



**Рис. 21.** Вода не смешивается с гексаном. Гексан легче, он плавают на поверхности воды

Температура замерзания растворов ниже, чем у растворителя, а кипения — выше.

При смешивании двух жидкостей они могут растворяться друг в друге (т. е. смешиваться) неограниченно. Но некоторые жидкости растворяются друг в друге плохо. Тогда при попытке их смешать более тяжёлая жидкость опускается на дно, и между ними видна граница раздела (рис. 21).

### ОПЫТ 7.3. Сравнение растворимости изопропанола и гексана в воде.

Горючие жидкости! Потушить все горелки!

В две пробирки наливают воду. Добавляют в одну изопропанол, а в другую — гексан. Какая из жидкостей растворяется в воде неограниченно, а какая — плохо?


Изопропанол и вода растворяются друг в друге в любых соотношениях: при их смешении образуется раствор (нет границ раздела). Гексан растворяется в воде плохо. Поскольку он легче, он плавает поверх воды («образует верхний слой»; рис. 21).

**ОПЫТ 7.4. Растворение масла в различных растворителях.** На три куска ткани (или фильтровальной бумаги) наносят с помощью стеклянной палочки по одной капле подсолнечного масла. Погружают кусочки ткани, испачканные маслом, в три приготовленные пробирки: одна — с водой, другая — с ацетоном, третья — с гексаном. Держат там 1–2 мин, достают ткань стеклянной палочкой и сушат. На каком из трёх кусочков ткани осталось масляное пятно?

Все растворители можно разделить на две условные группы: **гидрофильные** (любящие воду; от греческих слов «гидрос» — вода и «фило» — люблю) и **липофильные** (любящие жиры).

Вода не растворяет жиры (к которым относится подсолнечное масло) и не смешивается с липофильными растворителями. Липофильные растворители (например, гексан) не смешиваются с водой, но растворяют жиры. Промежуточные растворители (изопропанол) и смешиваются с водой, и растворяют жиры.

**ОПЫТ 7.5. Гидрофильный и липофильный растворители.** Наливают в пробирку воду (1–2 см). Добавляют несколько капель иодной настойки (водно-спиртового раствора иода  $I_2$ ), а затем ещё гексан (1–2 см). Аккуратно встряхивают пробирку (см. цветной блок: рис. Ц-9).

В какой цвет окрасился верхний слой (слой гексана)? Как изменилась окраска нижнего (водного) слоя? 

Иод лучше растворяется в гексане, чем в воде. Поэтому если к водному раствору иода добавить гексан, иод переходит в слой гексана, окрашивая его в фиолетовый цвет. Процесс перехода вещества из одного растворителя в другой, не смешивающийся с первым, называется **экстракцией**.

**Экстракция** — переход вещества из одного растворителя в другой, не смешивающийся с первым.

## ЭТО ИНТЕРЕСНО!

### ЧТО ТАКОЕ ХИМИЧЕСКАЯ ЧИСТКА ОДЕЖДЫ?

Жир — один из главных загрязнителей одежды, он попадает на неё с кожи и придаёт «засаленный» вид. При химической чистке одежды используют липофильные растворители. Эти средства растворяют и смывают жировые загрязнения. Однако далеко не всякий липофильный растворитель годится для этой цели. Во-первых, он должен достаточно легко испаряться, иначе одежда будет долго сохнуть и ещё дольше пахнуть растворителем. Во-вторых, он не должен растворять синтетические волокна, из которых сделана ткань. Если материал может быть повреждён одним из обычно применяемых при химчистке растворителей, к такому изделию пришивают специальный ярлычок, где указывают название средства, которое можно использовать при чистке. Поскольку материал пуговиц менее стоек, чем материал волокон, и растворяется во многих растворителях, то пуговицы, особенно пластмассовые, перед химчисткой обычно отпаривают.

○ — допускается химчистка в любых растворителях


Ⓟ — допускается химчистка только в тетрахлорэтилене или уайт-спирите

ⓕ — допускается химчистка только в уайт-спирите






**ОПЫТ 7.6. Растворение сульфата меди в липо- и гидрофильном растворителях.** В одну пробирку наливают воду (1–2 см), в другую — изопропанол. В обе пробирки добавляют по одному шпателю сульфата меди  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Стараются растворить кристаллы. В каком растворителе сульфат меди растворяется, а в каком — нет?

Добавляют к водному раствору сульфата меди равный объём изопропанола и перемешивают. Что наблюдается? 

При добавлении изопропанола к раствору сульфата меди выпали голубые кристаллы (см. цветной блок: рис. Ц-10). Это произошло потому, что сульфат меди плохо растворим не только в изопропанол, но и в его смеси с водой. Способ выделения вещества из раствора при добавлении другого растворителя, в котором вещество не растворяется, называется **заменой растворителя**.



**ОПЫТ 7.7. Высаливание.** В пробирку наливают воду (1–2 см) и столько же изопропанола. Жидкости перемешивают. Смешиваются ли эти жидкости?

Добавляют в ту же пробирку поваренную соль (четверть высоты жидкости). Содержимое пробирки перемешивают. Что наблюдается? 

Вы приготовили раствор двух хорошо смешивающихся (взаимно растворимых) жидкостей и добавили туда твёрдое вещество — поваренную соль, которая растворяется в воде, но не растворяется в изопропанол. Из-за этого раствор двух жидкостей разделяется на слой раствора поваренной соли в воде и слой изопропанола. Происходящий процесс называется **высаливанием**. Этим методом, например, выделяют глицерин из раствора, который образуется при варке мыла.

## Контрольные вопросы

- 7.1. Что такое насыщенный раствор?
- 7.2. Что такое растворимость?
- 7.3. Как зависит растворимость газов от температуры?
- 7.4. Перечислите способы выделения растворённого вещества из раствора.
- 7.5. Можно ли экстрагировать что-либо из воды изопропанолем?
- 7.6. Чем лучше отмывать масло от ткани — водой или изопропанолем?
- 7.7. Известно, что вещество растворяется в масле. В чём оно растворяется лучше — в воде или бензине?
- 7.8. Почему в баллоны с дыхательной смесью для водолазов часто закачивают не воздух, а смесь кислорода с гелием?



**Рис. 22.** Нить с узелком в насыщенном растворе. Вместо нити лучше использовать волос

### ЭТО ИНТЕРЕСНО! ВЫРАЩИВАНИЕ КРИСТАЛЛОВ

При удалении воды из насыщенного раствора растворённое вещество выделяется в твёрдом виде. То же самое происходит, если охлаждать насыщенные растворы большинства веществ. Вещество обычно выпадает в осадок в виде множества мелких кристаллов, однако при определённой сноровке можно вырастить и большие кристаллы. Для этого нужно обеспечить медленное уменьшение концентрации раствора с минимальным числом центров кристаллизации и выполнить ряд условий.

1. Для выращивания кристалла нужна затравка, на которой этот кристалл будет расти. Для этого можно опустить в раствор небольшой правильный кристаллик или даже узелок, завязанный на кончике волоса или синтетической нити (рис. 22).
2. Кристалл-затравку опускают на дно сосуда с насыщенным раствором и раз в день переворачивают, а узелок подвешивают в объёме раствора (так, чтобы он не касался стенок).
3. Насыщенный раствор должен быть приготовлен из чистого вещества, по возможности на дистиллированной воде, и профильтрован. Любая пылинка может оказаться посторонним центром кристаллизации.
4. Насыщенный раствор должен быть налит в стеклянную посуду без царапин и сколов, которые тоже могут оказаться посторонними центрами кристаллизации. Предварительно посуду следует тщательно вымыть с обезжиривающими средствами.
5. Раствор следует накрыть пергаментом или бумагой, чтобы в него не попала пыль из воздуха.
6. Упаривание воды должно происходить медленно (естественным путём без нагревания). Если её упаривать слишком быстро, образуется много мелких кристаллов.
7. Температура раствора, особенно в самом начале процесса выращивания кристалла, должна быть строго постоянной. Если температура повышается, то кристалл начнёт растворяться и может исчезнуть совсем. Если резко упадёт — может выпасть множество мелких кристаллов.

Для выращивания кристаллов хорошо подходят алюмокалиевые квасцы  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  (бесцветные кристаллы), хромкалиевые квасцы  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  (фиолетовые), медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (синие), дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (оранжевые), красная кровяная соль  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (красные).

### Задание на дом

- 7.1. В 100 г воды при  $80^\circ\text{C}$  растворили дихромат калия до получения насыщенного раствора, который затем охладили до  $20^\circ\text{C}$ . Сколько дихромата калия выпадет из этого раствора?





- 7.2. Приведена (см. рис. 20) зависимость температуры замерзания раствора поваренной соли от содержания соли в нём (1 г соли/100 г воды). Какая масса соли потребуется, чтобы растопить 1 кг снега при  $-5^{\circ}\text{C}$ ? При  $-10^{\circ}\text{C}$ ?

## Домашний эксперимент

### Приготовление смеси поваренной соли и железных опилок

1. Возьмите две одинаковые пластиковые бутылки с газированной водой. Одну поставьте в холодильник, другую — в тёплое место (на батарею, около работающей плиты или в таз с горячей водой). Через некоторое время попробуйте, какая из них на ощупь более вздутая? Откройте бутылки над ванной или раковиной. Откуда газ выделяется быстрее?
2. В стакан налейте воды и немного подсолнечного масла. Что произойдёт с маслом? Теперь добавьте туда же несколько капель йодной настойки и перемешайте. Как распределится йод?
3. Приготовьте солёный раствор (из поваренной соли) и налейте его в пластиковую бутылку. Бутылку поставьте в морозилку. Когда часть раствора замёрзнет, слейте с образовавшегося льда оставшийся раствор в стакан, а лёд растопите в другом стакане.

Сравните вкус растопленного льда и оставшегося раствора.

www

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Растворимость твёрдых веществ в воде, <http://school-collection.edu.ru>

## § 8

### Смеси и методы их разделения

Рекомендуется повторить понятие «вещество» (§ 3), признаки химических реакций (§ 5). При каких обстоятельствах вы смешивали в повседневной жизни различные вещества?

— Приведите примеры известных вам смесей.

**Оборудование.** Три листа бумаги размером примерно  $10 \times 10$  см, магнит, химический стакан, стеклянная палочка, ёмкость с дистиллятом, пробирки, штатив для пробирок, держатель для пробирок или мунштатив, изогнутая трубка с пробкой, сухое горючее с подложкой и крышкой (или спиртовка), спички, защитные очки.

**Реактивы.** Железные опилки, хлорид натрия  $\text{NaCl}$ , сульфат меди  $\text{CuSO}_4$ , гидроксокарбонат меди  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ .

**ОПЫТ 8.1. Приготовление смеси поваренной соли и железных опилок.** На лист бумаги насыпают немного поваренной соли  $\text{NaCl}$ . Добавляют туда же железные опилки  $\text{Fe}$  (приблизительно столько же по объёму). Вещества перемешивают.

Что может произойти при смешивании двух веществ? Вещества могут прореагировать, т.е. вступить друг с другом в химическую реакцию. Если же реакции не происходит, то получается **смесь** веществ — вещества не изменяются. *Смешивание* — физический процесс.

**Смесь** содержит несколько веществ. Вещества, содержащиеся в смеси, называются **компонентами** смеси.

Попробуем отделить железо из смеси с солью. Воспользуемся для этого магнитными свойствами железа.

**ОПЫТ 8.2. Разделение смеси.** Кладут приготовленную смесь соли и железных опилок на лист бумаги (опыт 8.1), накрывают другим листом бумаги и подносят сверху магнит. Магнит поднимают. Что наблюдается?

Соль оставляют на этом же листе, отделённые с помощью магнита железные опилки снимают на другой лист бумаги. Листы с веществами надо свернуть в аккуратные конверты, подписать и сдать учителю.

Почему магнит нужно было подносить к смеси через лист бумаги, а не прямо к смеси?

С помощью магнита нам удалось отделить железо. Значит, при смешивании железа и соли образуется смесь и не происходит никаких химических реакций.

Мы все имеем дело с множеством разных смесей: пищевые продукты, стиральные порошки, воздух, которым мы дышим, и многое другое.

Иногда смеси готовят специально. Например, в стиральном порошке каждый компонент выполняет вполне определённую роль — бельё должно быть отстирано наилучшим образом. Однако часто бывает необходимо, наоборот, разделять смеси на отдельные вещества. На это тратятся огромные ресурсы (трудозатраты, энергия, материалы и т. д.).

### РАЗДЕЛЕНИЕ СМЕСЕЙ В ПРОМЫШЛЕННОСТИ

- Переработка нефти
- Отделение руды от пустой породы
- Выделение соли из морской воды

Например, нефть представляет собой очень сложную смесь из сотен различных веществ. Каждый год во всем мире добывают более 3 млрд т нефти. Огромные нефтеперерабатывающие заводы заняты разделением нефти на более простые смеси — бензин, керосин, солярку, мазут, асфальт и другие нефтепродукты (рис. 23). Бензин используют как топливо в карбюраторных двигателях, солярку — в дизельных, мазут — как печное топливо, асфальт — как





Рис. 23. Нефтеперерабатывающий завод




Рис. 24. Добыча руды в карьере

материал для покрытия дорог. Сырую нефть ни для одной из этих целей использовать нельзя.

Чтобы получить металлы, на металлургических производствах перерабатываются миллиарды тонн руды (рис. 24). Первая стадия переработки — обогащение руды, т.е. отделение её от пустой породы. Всем известную поваренную соль тоже выделяют из смеси — из твёрдого остатка при выпаривании морской воды или воды солёных озёр (см. цветной блок: рис. Ц-8). И наконец, практически любой химический синтез, любое получение нового вещества не обходится без финальной стадии — отделения целевого продукта от примесей и отходов. Причём, чаще всего, эта стадия самая трудоёмкая.

Известно много способов разделения смесей. Все они основаны на различии физических или химических свойств веществ. Так, отделяя железо от поваренной соли, мы использовали различие в магнитных свойствах компонентов этой смеси. Познакомимся с другими способами разделения смесей и очистки веществ.



**ОПЫТ 8.3. Взвесь.** Наливают полстакана воды и насыпают некоторое количество гидрокарбоната меди  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ , перемешивают стеклянной палочкой. Получают взвесь гидрокарбоната меди в воде. Ждут пока твёрдое вещество осядет, и сливают воду с осадка. 

В этом опыте мы использовали простой способ разделения веществ (воды и нерастворимого в ней гидрокарбоната меди), называемый **декантацией**. Этим способом можно разделять *взвеси* твёрдых частиц в жидкостях или *эмульсии* одной жидкости в другой. Чем больше разность плотностей компонентов смеси

и крупнее частицы, из которых состоит смесь, тем быстрее происходит разделение смеси на её компоненты.

Приведите пример другой смеси, которую можно разделить декантацией.



Скорость оседания частиц при отстаивании зависит не только от разности плотностей компонентов смеси, но и от силы тяжести, поэтому устойчивые взвеси разделяют путём **центрифугирования**. Смесь «раскручивают» в центрифуге, где под действием центробежной силы более плотные вещества перемещаются дальше от центра вращения, а менее плотные оказываются ближе к центру. Принцип центрифугирования использован в молочном сепараторе (от латинского слова *separare* — отделять). Молоко представляет собой взвесь капелек жира и твёрдых частиц белка казеина в воде. Если свежее молоко постоит день в банке, частицы жира всплывут, и наверху возникнет слой сливок. В сепараторе этот процесс занимает всего несколько минут.

Если один из компонентов смеси — жидкость, а другой — твёрдое вещество, смесь можно разделить путём **фильтрации**. Смесь пропускают (фильтруют) через пористый материал (например, вату или специальную бумагу): жидкость проходит через этот фильтр, а твёрдые частицы задерживаются на нём. Любые фильтры постепенно забиваются, поэтому их приходится периодически менять.

Какие смеси можно разделить путём фильтрации?



Жидкости можно выделить путём **перегонки**. Для этого смесь нагревают. Сначала испаряется жидкость с наименьшей температурой кипения. Её пары охлаждают, в результате чего они конденсируются в жидкость. Пары, которые не содержат растворённых твёрдых примесей, называют **конденсатом**.

Путём перегонки можно разделить смеси нескольких жидкостей, если они кипят при разной температуре. Так получают нефтепродукты из нефти, выделяют спирт из водных растворов, разделяют продукты разных химических синтезов. В идеале сначала испаряется жидкость с наименьшей температурой кипения, потом — с более высокой и т. д. Однако в случае реальных смесей полного разделения при этом не достигается, поскольку в парах одной жидкости всегда присутствует примесь паров другой.

Путём перегонки получают нефтепродукты из нефти, выделяют спирт из водных растворов, разделяют продукты разных химических синтезов.





Рис. 25. Перегонка

**ОПЫТ 8.4. Перегонка.** Берут две пробирки и стакан. Наливают полстакана воды, ставят туда вертикально пустую пробирку. В другую пробирку наливают воду (на четверть по высоте). Растворяют в ней некоторое количество окрашенной соли, например сульфата меди. Пробирку с раствором соли затыкают пробкой с изогнутой трубкой и направляют отвод трубки в пустую пробирку, которая находится в стакане (рис. 25). Пробирку с раствором зажимают держателем для пробирок и нагревают. Жидкость должна слабо бурлить.

Что наблюдается в пустой пробирке, находящейся в стакане? Сравнивают цвет жидкости в ней и в той пробирке, которую нагревают.

Ещё один способ разделения смесей — **вымораживание**. При замораживании растворов растворитель замерзает, а растворённое вещество концентрируется в незамерзшей части раствора. Этот способ часто менее энергозатратен, чем перегонка и выпаривание. Его используют для опреснения морской воды, удаления воды из подсолнечного масла. Вы познакомились со способом вымораживания в домашнем эксперименте к § 7. Там же вы познакомились с экстракцией, высаливанием и заменой растворителя.

На бутылках с подсолнечным маслом иногда пишут «Вымороженное». От чего очищают подсолнечное масло методом вымораживания?

Почему вымораживание часто дешевле перегонки?

### СПОСОБЫ РАЗДЕЛЕНИЯ СМЕСЕЙ

- декантация
- центрифугирование
- фильтрование
- перегонка
- использование магнита
- вымораживание
- высаливание
- замена растворителя
- экстракция растворителями

## Контрольные вопросы

- 8.1. Как можно доказать, что при смешивании веществ между ними не происходит химической реакции?

## Задание на дом

- 8.1. Заполните таблицу (табл. П.3), в которой сравните между собой различные способы разделения смесей. Достоинства и недостатки способов разделения надо оценить по затратам энергии, времени, сложности оборудования, полноте разделения (см. образец табл. П.3).

Таблица П.3

Пример заполнения таблицы

Способ разделения	Какие свойства используют при разделении?	Что можно разделять?	Достоинства способа	Недостатки способа
Декантация	Агрегатное состояние и плотность	Взвеси твёрдых частиц в жидкостях или эмульсии жидкостей в другой жидкости	Не требует затрат энергии. Не требует сложного оборудования. Позволяет разделять большие количества веществ	Требуется длительный период времени. На осадке остаётся жидкость

- 8.2. Перечислите способы разделения смесей.

- 8.3. Предложите порядок разделения смеси: а) песок + древесные опилки + железные опилки + поваренная соль; б) вода + изопропанол + подсолнечное масло.

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Разделение воды и растительного масла, <http://school-collection.edu.ru>
- Разделение смеси крахмала и воды фильтрованием, <http://school-collection.edu.ru>
- Разделение смеси серы и железа с помощью магнита и воды, <http://school-collection.edu.ru>

### Имитация эксперимента

- Модуль «Лабораторная работа „Приборы для перегонки и дистилляции“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Способы разделения смесей», <http://fcior.edu.ru>

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Смеси и способы их разделения“», <http://fcior.edu.ru>



## § 9

## Расчёт массовых долей

Рекомендуется повторить, что такое раствор (§ 6) и смесь (§ 8). Из курса математики вспомните, что такое доля и процент; понятия делимого, делителя, частного.

Соотношение веществ в смеси может быть любым. Однако свойства смеси часто зависят от соотношения компонентов в ней. Например, вкус солёного раствора зависит от того, сколько в нём соли. Прочность бетона зависит от того, сколько в нём песка и цемента. Как же количественно описать состав смеси?

Проще всего описать содержание компонента **массовой долей** — отношением массы компонента к массе смеси.

Доля — отношение части к целому. Это безразмерная величина.

Массовая доля  $\omega$  — отношение массы компонента к общей массе смеси

$$\omega = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{смеси})}.$$

Может ли доля быть больше 1?

По аналогии с массовой долей дайте определение объёмной доли.

Если смесь представляет собой раствор (а с такими смесями химики имеют дело чаще всего), то массовая доля вещества в растворе вычисляется как отношение массы растворённого вещества  $m(\text{р. в.})$  к общей массе раствора  $m(\text{р-ра})$ :

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

Поскольку работать с числами меньше 1 не всегда удобно, массовую долю часто выражают в процентах (%). В долях 1% соответствует 0,01. При решении задач целесообразно пересчитывать проценты в доли.

**ПРИМЕР 9.1.** 100% — это 1; 28% — это 0,28; 3% — это 0,03; 2,8% — это 0,028.

**ЗАДАНИЕ 9.1.** Переведите проценты в доли: 38%; 12,3%; 8%; 8,4%.

**ЗАДАНИЕ 9.2.** Переведите доли в проценты: 0,12; 0,484; 0,04; 0,056.

Что больше: масса раствора или масса растворённого вещества?

Ниже приведены примеры решения задач, в которых используется формула расчёта массовой доли вещества в растворе.

**ПРИМЕР 9.2.** 200 г раствора содержит 38 г соли. Какова массовая доля соли в этом растворе?

Дано.  $m(\text{р-ра}) = 200 \text{ г}$ ;  $m(\text{р. в.}) = 38 \text{ г}$ ;  $\omega = ?$

Решение.  $\omega = \frac{m(\text{р. в.})}{m(\text{р-ра})}$ ;  $\omega = \frac{38 \text{ г}}{200 \text{ г}} = 0,19$ ;  $\omega\% = 19\%$ .

Ответ. 0,19, или 19%.

**ЗАДАНИЕ 9.3.** Какова массовая доля сахара в варенье, если на 1 кг варенья израсходовано 500 г сахара?

Часто стоит обратная задача: зная массу и массовую долю вещества в ней, рассчитать массу вещества. Из определения массовой доли следует, что

$$m(\text{в-ва}) = \omega \cdot m(\text{р-ра}).$$

**ПРИМЕР 9.3.** Виноградный сок содержит 14% сахара. Сколько сахара попадёт в наш организм, если выпить стакан (200 г) этого сока?

Дано.  $m(\text{р-ра}) = 200 \text{ г}$ ;  $\omega\% = 14\%$ ;  $m(\text{р. в.}) = ?$

Решение. Из определения массовой доли следует, что  $m(\text{р. в.}) = \omega \cdot m(\text{р-ра})$ ;  $m(\text{р. в.}) = 0,14 \cdot 200 \text{ г} = 28 \text{ г}$ .

Ответ. 28 г.

**ЗАДАНИЕ 9.4.** Морская вода содержит 3,5% солей. Сколько граммов солей можно выделить из 2 кг морской воды?

**ПРИМЕР 9.4.** Вода озера Баскунчак содержит около 25% поваренной соли. Какую массу такой воды нужно взять, чтобы получить 200 кг соли?

Дано.  $m(\text{р. в.}) = 200 \text{ г}$ ;  $\omega\% = 25\%$ ;  $m(\text{р-ра}) = ?$

Решение. Из определения массовой доли следует, что

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р. в.})}{\omega}; \quad m(\text{р-ра}) = \frac{200 \text{ кг}}{0,25} = 800 \text{ кг}.$$

Ответ. 800 кг.

**ЗАДАНИЕ 9.5.** Сколько граммов 12%-го раствора  $\text{CuSO}_4$  нужно взять, если требуется 300 г  $\text{CuSO}_4$ ?

---

Масса раствора равна сумме масс растворённого вещества и растворителя.

---



Масса раствора, содержащего единственное растворённое вещество, равна сумме масс растворённого вещества  $m(\text{р. в.})$  и растворителя  $m(\text{р-ля})$ . Поэтому формулу расчёта массовой доли можно переписать так:

$$\omega = \frac{m(\text{р. в.})}{m(\text{р. в.}) + m(\text{р-ля})}.$$



Что больше: масса раствора или масса растворителя?

**ПРИМЕР 9.5.** В 100 г воды при 20 °С может раствориться 35 г поваренной соли. Какова массовая доля соли в таком растворе?

Дано.  $m(\text{р. в.}) = 35 \text{ г}$ ;  $m(\text{р-ля}) = 100 \text{ г}$ ;  $\omega = ?$

Решение.  $\omega = \frac{m(\text{р. в.})}{m(\text{р. в.}) + m(\text{р-ля})}$ ;  $\omega = \frac{35 \text{ г}}{35 \text{ г} + 100 \text{ г}} = 0,26$ ;  
 $\omega\% = 26\%$ .

Ответ. 0,26, или 26%.

**ЗАДАНИЕ 9.6.** В 250 г воды растворили 40 г соли. Какова массовая доля соли в полученном растворе?

**ПРИМЕР 9.6.** Какую массу сахара и воды нужно взять, чтобы получить 1 кг 30%-го сахарного сиропа?

Дано.  $m(\text{р-ра}) = 1000 \text{ г}$ ;  $\omega\% = 30\%$ ;  
 $m(\text{р. в.}) = ?$ ;  $m(\text{р-ля}) = ?$

Решение. По определению массовой доли,

$$m(\text{р. в.}) = \omega \cdot m(\text{р-ра}); \quad m(\text{р. в.}) = 0,30 \cdot 1000 \text{ г} = 300 \text{ г}$$

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

$$m(\text{р-ля}) = 1000 \text{ г} - 300 \text{ г} = 700 \text{ г}$$

Ответ. 300 г сахара и 700 г воды.

**ЗАДАНИЕ 9.7.** Какую массу воды и соли нужно взять, чтобы получить 300 г 25%-го раствора?

Если смесь состоит из нескольких компонентов, то масса смеси равна сумме масс всех компонентов. При этом их обычно обозначают числовыми индексами.

**ПРИМЕР 9.7.** Сплав Вуда ( $t_{\text{пл}} = 69^\circ\text{С}$ ) содержит 50% висмута, 25% свинца, 12,5% олова и столько же кадмия. Сколько грам-

мов каждого металла нужно взять, чтобы приготовить 250 г сплава?

Дано.  $\omega_1 = 0,5$ ;  $\omega_2 = 0,25$ ;  $\omega_3 = 0,125$ ;  $\omega_4 = 0,125$ ;  
 $m(\text{смеси}) = 250 \text{ г}$ ;  $m_1 = ?$   $m_2 = ?$ ;  $m_3 = ?$   $m_4 = ?$

Решение. Из формулы массовой доли компонента смеси следует, что

$$\begin{aligned} m_1 &= \omega_1 \cdot m(\text{смеси}); & m_1 &= 0,5 \cdot 250 \text{ г} = 125 \text{ г} \\ m_2 &= \omega_2 \cdot m(\text{смеси}); & m_2 &= 0,25 \cdot 250 \text{ г} = 62,5 \text{ г} \\ m_3 &= \omega_3 \cdot m(\text{смеси}); & m_3 &= 0,125 \cdot 250 \text{ г} = 31,2 \text{ г} \\ m_4 &= \omega_4 \cdot m(\text{смеси}); & m_4 &= 0,125 \cdot 250 \text{ г} = 31,2 \text{ г} \end{aligned}$$

Ответ. 125 г висмута, 62,5 г свинца, по 31,2 г олова и кадмия.

**ЗАДАНИЕ 9.8.** Баббит — легкоплавкий сплав, из которого изготавливают подшипники скольжения. В одной из марок этого сплава содержится 83% олова, 11% — сурьмы и 6% — меди. Завод получил заказ на изготовление 3 т такого сплава. Сколько олова, сурьмы и меди должно быть закуплено для выполнения этого задания?

## Контрольные вопросы

- 9.1. Что такое массовая доля?
- 9.2. В каких пределах может изменяться массовая доля?
- 9.3. В чём измеряется массовая доля?

## Задание на дом

- 9.1. В 57 г раствора содержится 18 г соли. Какова массовая доля соли в этом растворе?
- 9.2. Сколько граммов уксусной кислоты содержится в 50 г уксусной эссенции (70%-й раствор уксусной кислоты)?
- 9.3. Сколько соляной кислоты (36%-й раствор HCl) по массе нужно взять, если требуется 50 г HCl?
- 9.4. Квашеная капуста должна содержать 2% соли. Сколько соли (по массе) нужно добавить к 20 кг капусты?
- 9.5. Смешали 300 г воды и 150 г ацетона. Какова массовая доля ацетона в полученной смеси?
- 9.6. Смешали 300 г воды, 150 г ацетона и 100 г спирта. Какова массовая доля ацетона в полученной смеси?
- 9.7. Сплав содержит 28% золота, 34% — серебра, а всё остальное — медь. Сколько граммов золота содержится в 20 г сплава?
- 9.8. Растворитель для красителя Р-12 содержит 60% толуола, 30% — бутилацетата, 10% — ксилола. Сколько граммов каждого компонента нужно взять для приготовления 300 г такого растворителя?





- 9.9\* Какова массовая доля растворённого вещества в растворе, который изготовлен путём смешивания 10% и 20%-го растворов этого вещества, равных по массе.
- 9.10\* При засолке огурцов их заливают 7%-м рассолом. Какова массовая доля соли в полученном продукте, если считать, что масса рассола равна массе огурцов, а соль в процессе засолки распределяется между огурцами и раствором равномерно?
- 9.11. В сети Интернет найдите, какова массовая доля сахара в яблочном и апельсиновом соках; какова массовая доля углерода в чугунах; какова массовая доля цинка в латуни.
- 9.12. Бокситы — алюминиевая руда, содержащая  $Al_2O_3$  и различные примеси. В сети Интернет найдите информацию о том, в бокситах какого происхождения содержание  $Al_2O_3$  максимально.



www

## Ресурсы

### Имитация эксперимента

- Модуль «Лабораторная работа „Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Способы разделения смесей», <http://fcior.edu.ru>

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Растворимость веществ в воде“», <http://fcior.edu.ru>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Способы выражения концентрации растворов“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Основные параметры, выражающие состав смесей», <http://fcior.edu.ru>

## Практическая работа № 2

### ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ С ЗАДАННОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕЙ

Рекомендуется повторить, что такое массовая доля; принципы решения задач с массовыми долями (§ 9). Из курса математики вспомните, что такое цена деления.

**Задача.** Приготовить раствор поваренной соли с заданной массовой долей. Измерить объём полученного раствора. Вычислить плотность этого раствора. Масса раствора и его массовая доля задаются учителем.

**Оборудование.** Весы, мерный цилиндр на 100 мл, колба коническая на 100 мл, ложка для отбора соли, стаканчик для сброса излишней соли, стеклянная палочка.

**Реактивы.** Поваренная соль, дистиллированная вода, бумага.

Категорически запрещается насыпать соль непосредственно на чашки весов.



**Ход работы.** Рассчитывают необходимую массу соли и объём воды. Отбирают навеску соли. Отбирают рассчитанный объём воды. Растворяют соль в воде.

**Расчёт массы соли и объёма воды.** Рассчитывают необходимую массу соли и воды (см. § 9). Массу воды пересчитывают в объём, если плотность воды равна 1 г/мл.

**Взятие навески соли.** На левую чашу весов кладут лист бумаги (примерно в половину тетрадного листка), на который будут насыпать соль. Кладут такой же листок бумаги на правую чашу и уравнивают весы: на неё же выставляют нужные разновесы. На лист на левой чаше медленно насыпают соль, пока весы не уравновесятся. Если соли слишком много — отбирают лишнюю соль ложкой и переносят её в стаканчик для сброса излишней соли. Когда весы уравновесятся, снимают с весов лист бумаги с солью, слегка сгибают его и пересыпают вещество в колбу.

**Взятие нужного объёма воды.** Рассчитанный объём воды отбирают мерным цилиндром. Для этого в него наливают воду до тех пор, пока нижняя точка поверхности воды в цилиндре (он же нижний мениск, рис. 26, *слева*) не окажется против соответствующей засечки на шкале цилиндра. Воду переливают в коническую колбу, в которой уже лежит соль. Растворяют соль, перемешивая раствор стеклянной палочкой или покачивая колбу.

**Отчёт.** В лабораторном журнале приводят расчёты массы соли и воды, записывают объём полученного раствора.



**Рис. 26.** В стеклянный цилиндр (*слева*) налито примерно 20,5 мл (цена деления 0,5 мл), в полипропиленовый (*справа*) — ~57 мл (цена деления 1 мл)



## § 10

### Чистые и загрязнённые вещества. Очистка веществ

Рекомендуется повторить понятие «вещество» и существенные свойства вещества (§ 3), понятие «смесь» и «компоненты смеси» (§ 8), признаки химических реакций (§ 5).

— Почему чистое лучше грязного (рис. 27)?

— Как узнать, что при смешивании двух веществ между ними не происходит химической реакции?





— Приведите примеры загрязнённых веществ, с которыми вы встречаетесь в быту.

**Оборудование.** Три листа бумаги  $10 \times 10$  см, магнит, стеклянная палочка, пробирки, сухое горючее с подставкой и крышкой или спиртовка, держатель для пробирок.

**Реактивы.** Поваренная соль  $\text{NaCl}$ , железные опилки  $\text{Fe}$ , сульфат меди  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

**ОПЫТ 10.1. Разделение компонентов смеси.** На лист бумаги насыпают некоторое количество хлорида натрия  $\text{NaCl}$  и немного железных опилок  $\text{Fe}$ . Перемешивают вещества стеклянной палочкой. Кладут сверху другой лист бумаги, а на него магнит. Поднимают магнит (он поднимается вместе с листом бумаги. Почему?).



**Рис. 27.** Главное здание Московского университета в процессе очистки стен. Хорошо видно, где поверхность уже очистили, а где — нет

На прошлом занятии мы уже выполняли этот опыт и считали, что разделили железо и соль.

Однако давайте приглядимся внимательно к выделенным из смеси железным опилкам: среди них присутствуют кристаллики соли.

Посмотрим внимательно на оставшуюся на первом листе бумаги соль (можете ещё раз перемешать её стеклянной палочкой) и сравним её с чистой солью (её насыпают из банки на ещё один лист бумаги). Разве нам удалось удалить все железные опилки? Попробуйте очистить соль с помощью магнита (через чистый лист бумаги) ещё раз. Внимательно рассмотрите оставшуюся соль. Всё ли железо было удалено на этот раз?

Как бы ни старались, с помощью магнита вы не удалите всё железо ни из смеси с солью, ни из смеси с другими веществами (см. цветной блок: рис. Ц-11). Соль всё равно останется *загрязнена* железом. Другими словами, вместо чистой соли у вас останется смесь соли и очень небольшого количества железа. Вещество, которое в очень небольшом количестве содержится в смеси с другим веществом, называется **примесью**.

Почему примесь железа к поваренной соли мешает при употреблении соли в пищу?

Примеси влияют на свойства вещества. Примеров этому — огромное множество (рис. 28, 29; см. цветной блок: рис. Ц-12). Так, абсолютно чистая вода не проводит электрический ток. Однако достаточно растворить в воде поваренную соль, например,

**Класс: кислоты****НСl**Номенклатурное  
название:

хлороводород.

Тривиальное  
название:водный раствор  
хлороводорода —  
соляная кислота**БУДЕМ ЗНАКОМЫ!**

Бесцветный газ с раздражающим запахом. Разъедает слизистые оболочки и кожу. На воздухе образует туман, конденсируя капельки воды. Очень хорошо растворим в воде (не менее 350 объёмов газа в 1 объёме воды при комнатной температуре).

Водный раствор — соляная кислота. Чистая соляная кислота — бесцветная жидкость, техническая — окрашена (чаще всего желтоватая из-за примесей соединений железа). Реагирует с железом, алюминием и многими другими металлами.

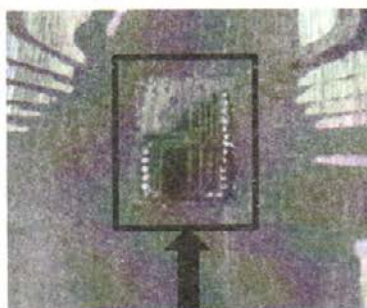
10 г NaCl на 1 л воды, как такой раствор становится электропроводным. А если к 1 кг соли добавить 100 мг красителя, поваренная соль окажется окрашенной. Особо чистый цинк очень плохо реагирует с кислотами, однако доли процента примеси меди делают этот металл вполне активным (см. рис. 28). Вся современная микроэлектроника основана на тщательно очищенном кремнии, в который специально добавлены микропримеси. В 1 кг кремния для электронных приборов содержится не больше 10 мг примесей (см. рис. 29).

**Примесь** — вещество, которое в небольшом количестве содержится в смеси с другим веществом.

Примеси влияют на свойства вещества, поэтому их содержание нужно контролировать.



**Рис. 28.** Цинк квалификации «особо чистый» (слева) реагирует с серной кислотой гораздо медленнее, чем квалификации «чистый» (справа). Пузырьков газа в первом случае гораздо меньше, чем во втором



**Рис. 29.** Микросхемы (показано стрелкой) делаются на основе кристаллов особо чистого кремния с контролируемым содержанием примесей



Иногда *примеси* бывают *полезны*. Например, без примесей кислорода в природной воде (а его содержится там всего несколько миллиграммов в 1 л) большинство водных организмов погибло бы. Как уже было сказано, в кремнии примеси обеспечивают работу всей современной микроэлектроники.

Однако в других случаях *примеси* бывают *вредны*. Например, даже очень небольшие количества свинца и других тяжёлых металлов в пище приводят к хроническому отравлению. Примеси соединений серы в бензине приводят к быстрой коррозии цилиндров двигателя автомобиля. Примеси фосфора к стали делают её хрупкой. Значительные примеси солей к воде превращают её в непригодную для питья.

От вредных примесей следует избавляться, для чего существуют разнообразные *способы очистки*. Однако надо помнить, что слишком глубокая очистка часто тоже придаёт веществу нежелательные свойства. Например, воду, лишённую абсолютно всех солей, пить нежелательно, так как она может вымывать полезные вещества из организма. Для питьевых нужд оптимально, когда в 1 л воды содержится от 300 мг до 1 г солей. Особо чистое железо — слишком мягкое и не годится для изготовления прочных конструкций. В жизни мы встречаем различные изделия из чугуна или стали, которые содержат от 0,5 до 3% примеси углерода.

Независимо от того, какой способ очистки был использован, полностью избавиться от примесей невозможно. В этом вы уже частично убедились, попытавшись очистить соль от примесей железных опилок. Чем глубже очистка, тем дороже она обходится. На производствах, работающих с *особо чистыми веществами*, должны выполняться определённые требования к их оснащению. Всё оборудование там изготовлено из специальных пластмасс, не выделяющих в воздух никаких веществ, или из нержавеющей стали. Воздух в помещении фильтруется, проходя через специальные системы очистки. Персонал носит спецодежду и маски, чтобы даже мельчайшие капельки слюны при разговоре не попали в воздух.

**Очистка** вещества заключается в удалении примесей.

Чем глубже очистка вещества, тем дороже она обходится.

Таким образом, разумная степень очистки вещества зависит от задач, для которых это вещество предназначено. Чтобы охарактеризовать чистоту вещества, существуют специальные маркировки и квалификации веществ. Квалификацию вещества обычно указывают на этикетке или в сопроводительных документах. Для химических реактивов используют специальную квалификацию чистоты вещества.

**КВАЛИФИКАЦИЯ РЕАКТИВОВ ПО ЧИСТОТЕ**

- техн — технический
- хч — химически чистый
- ч — чистый
- осч — особо чистый
- чда — чистый для анализа

Технический (на этикетке — «техн») — наименее чистое вещество. Обычно такие вещества производятся в крупнотоннажных или среднетоннажных производствах и дополнительной очистке не подвергаются.

Кроме того, существуют особые квалификации чистоты веществ, например «пищевой» (для пищевых продуктов), «фармакопейный» (для лекарственных препаратов), «для радиоэлектроники» и другие.

Каких примесей в фармакопейных препаратах может быть много, а каких должно быть очень мало?

Грязное вещество представляет собой смесь основного вещества и примесей, поэтому большинство методов очистки веществ — это те же методы разделения смесей (§ 8). *Перегонку* используют для очистки жидкостей, *фильтрование* — для отделения растворимых соединений от нерастворимых, *экстракцию* — для отделения растворённых примесей из жидкостей и т. д. Однако есть также методы, которые используют только для удаления примесей из вещества.

Например, для удаления растворимых примесей из растворимого вещества используют метод *перекристаллизации*. Вещество растворяют в воде при нагревании (обычно 80–100 °С). Далее раствор охлаждают — растворимость вещества падает, и оно частично выпадает в осадок. Примеси остаются в растворе.

**МЕТОДЫ ОЧИСТКИ ВЕЩЕСТВ:**

- перегонка
- фильтрование
- экстракция
- перекристаллизация

**ЭТО ИНТЕРЕСНО!****ПРЕДЕЛЬНО ДОПУСТИМЫЕ КОНЦЕНТРАЦИИ**

Природная вода может превратиться в непригодную для питья или для обитания водных организмов из-за содержащихся в ней загрязнений. Загрязнения в питьевой воде могут сделать её невкусной и даже ядовитой. Допустимое содержание примесей в питьевой воде ограничено предельно допустимыми концентрациями (ПДК). Для питьевой воды ПДК регламентируются Государственным стандартом ГОСТ 2874-82 «Вода питьевая. Гигиенические требования и контроль за качеством». ПДК в водах водоёмов регулируются Гигиеническими нормативами ГН 2.1.5.1315-03, принятыми в 2003 г.





**ОПЫТ 10.2. Перекристаллизация.** В пробирку насыпают дихромат калия  $K_2Cr_2O_7$  (0,5 см) и добавляют несколько кристаллов сульфата меди  $CuSO_4$ . Наливают туда же воду (2 см). Нагревают, пока соли не растворятся. Если вода закипит, а соль не растворится, добавляют ещё немного воды и снова нагревают. Когда соль растворится, пробирку с раствором охлаждают.

Какого цвета выпавшие кристаллы? Какого цвета раствор?



## Контрольные вопросы

- 10.1. Что такое «очистка вещества»?
- 10.2. Почему не бывает абсолютно чистых веществ?
- 10.3. Какое вещество и от каких примесей можно очистить фильтрованием?
- 10.4. В каком реактиве меньше примесей: квалификации «хч» или «ч»?
- 10.5. Какая соляная кислота дешевле: квалификации «ч» или «осч»?

## ЭТО ИНТЕРЕСНО!

### МЕТОДЫ ПОДГОТОВКИ ПИТЬЕВОЙ ВОДЫ

Типичный пример многоступенчатой очистки — подготовка питьевой воды. Вода из водоёма сначала проходит оголовок — грудку камней, от самых крупных снаружи до очень мелких у водозаборной трубы. В оголовке отфильтровывается крупный мусор. Далее вода проходит через колонку с крупным песком, которая отфильтровывает частицы помельче.

После этого в поток воды вводят хлопьеобразователи (флоккулянты) — соединения алюминия или железа. Они реагируют с веществами, растворёнными в природной воде, в результате чего образуется очень рыхлый осадок (см. цветной блок: рис. Ц-13). На его поверхности задерживаются самые мелкие частицы, микроорганизмы и органические вещества, которые придают неочищенной воде коричневый цвет. Осадок также захватывает многие растворённые вещества. Вместе с хлопьеобразователями к воде добавляют вещества, которые укрупняют («склеивают») хлопья осадка — коагулянты (например, полиакриламид).

Осадок отстаивают в специальной камере и отфильтровывают через песок.

Затем воду обеззараживают, пропуская через неё газообразный хлор (хлорирование воды). Хлор обладает бактерицидным (убивающим бактерии) действием. Иногда вместо хлорирования воду озонируют (вводят озон  $O_3$ ). Озонированная вода менее вредна, чем хлорированная, но озонирование гораздо дороже.

Хлор удаляют, отстаивая воду не менее суток. При соблюдении технологий хлор полностью улетучивается. В паводок, когда бурные потоки талых вод смывают большие количества грязи, дозу хлора приходится увеличивать и он улетучиться не успевает, поэтому по весне водопроводная вода часто пахнет хлором.

## Задание на дом

- 10.1. Предложите способ очистки: а) воды от взвеси глины; б) бензина от воды; в) железных опилок от парафина.
- 10.2. Найдите в сети Интернет предельно допустимые концентрации (ПДК) для питьевой воды по синильной кислоте, нефти, нитратам.
- 10.3. В сети Интернет найдите информацию о каком-нибудь способе очистки веществ, не упомянутом в данном параграфе, и опишите его. Укажите, как его проводят, на чём он основан и что можно очищать этим способом.

## Домашний эксперимент

### Очистка веществ разными способами

1. Перемешайте в стакане воду с мелом или глиной (или землёй); отфильтруйте полученный раствор. В качестве фильтра можно использовать вату; воронку и стакан можно сделать, разрезав пластиковую бутылку (рис. 30).
2. Окрашенные вещества можно удалять из воды с помощью активированного угля. Возьмите стакан воды, добавьте в него несколько капель ярко окрашенной жидкости (чернила, лимонад или окрашенный фруктовый сок без мякоти) до получения заметного, но не яркого изменения цвета раствора. Разделите полученный раствор на два стакана. Один из растворов оставьте для сравнения (контроля), а в другой стакан добавьте 1–2 таблетки активированного угля и хорошо перемешайте ложечкой. Подождите несколько минут и отфильтруйте. Сравните окраску полученного фильтрата с контрольным образцом.



Рис. 30. Фильтровальная «установка» из пластиковой бутылки

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Разделение смеси воды и растительного масла отстаиванием, <http://school-collection.edu.ru>
- Разделение смеси крахмала и воды фильтрованием, <http://school-collection.edu.ru>
- Разделение смеси серы и железа с помощью магнита и воды, <http://school-collection.edu.ru>

### Имитация эксперимента

- Модуль «Лабораторная работа „Очистка йода от невозгоняющихся примесей“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Лабораторная работа „Перегонка“», <http://fcior.edu.ru>

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Чистые вещества и смеси“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Чистые вещества и смеси», <http://fcior.edu.ru>



## Практическая работа № 3

**ВОДОПРОВОДНАЯ И ДИСТИЛЛИРОВАННАЯ ВОДА**

Рекомендуется повторить, что такое «примесь» и как примеси могут влиять на свойства вещества (§ 8), признаки химических реакций (§ 5) и как протекают реакции в растворах (с. 40).

— Как примеси влияют на свойства воды?

— Приведите пример, когда два вещества в растворе реагируют друг с другом с образованием осадка.

**Задачи**

1. Выдано несколько реактивов и цифровой измеритель электропроводности (если есть в наличии). Нужно найти среди них такой, который позволит определить, в какой ёмкости находится водопроводная, а в какой — дистиллированная вода.
2. Определить, какая вода (водопроводная или дистиллированная) находится в выданных пронумерованных пробирках.

**План работы**

1. Берут реактив. Добавляют его к водопроводной воде. Тот же реактив добавляют к дистиллированной воде. Записывают наблюдения в лабораторном журнале. Сравнивают поведение реактива в дистиллированной и водопроводной воде. Если поведение сильно различается — этот реактив можно использовать для решения второй задачи, что отмечают в выводе.

Если есть измеритель электропроводности, то дистиллированную воду наливают в стакан и погружают в него измеритель. Записывают значение электропроводности.

Повторяют опыт с водопроводной водой.

В пробирки с пробами ничего не лить!

2. Отбирают пробу и добавляют к ней выбранный реагент. Если он ведёт себя так, как в дистиллированной воде, значит, в пробе дистиллят. Если как в водопроводной — проба водопроводной воды. Если как-то иначе, значит, совершена ошибка. В выводе указывают, какая вода содержится в пробе.

**Оборудование.** Пробирки, штатив для пробирок. Измеритель электропроводности (если есть) и к нему химический стакан на 50 мл.

Все используемые пробирки должны быть тщательно вымыты дистиллированной водой, иначе оставшиеся на них примеси могут исказить результат опыта.

**NaOH** — едкое вещество.

**Реактивы.** Раствор бромкрезолового пурпурного, раствор нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ , раствор гидроксида натрия  $\text{NaOH}$ .

**Отчёт.** По результатам работы в лабораторном журнале заполняют две таблицы.

Реактив	Дистиллированная вода	Водопроводная вода	Вывод
---------	-----------------------	--------------------	-------

№ пробирки	Наблюдения	Вывод
------------	------------	-------

## Практическая работа № 4 РАЗДЕЛЕНИЕ ПЕСКА И СОЛИ

Рекомендуется повторить способы разделения веществ (§ 8), что такое примесь и как примеси могут влиять на свойства вещества (§ 10), что такое раствор (§ 6), приёмы нагревания пробирок (§ 2), каким образом происходят переходы между агрегатными состояниями вещества (§ 4).

— Что такое фильтрование?

**Задача.** Выделить песок и соль из их смеси.

**План работы.** Собирают прибор для фильтрования. Заливают смесь водой, растворяют соль. Отфильтровывают и промывают песок. Раствор соли упаривают. Песок сушат.

**Оборудование.** Спиртовка (или сухое горючее с подставкой и крышкой), чашка для выпаривания (2 шт.) со штативом, коническая воронка, коническая колба, стакан химический на 50 мл (2 шт.), щипцы тигельные, стеклянная палочка, ёмкость с дистиллированной водой, защитные очки.

**Реактивы и расходные материалы.** Смесь песка и соли (выдаёт учитель), фильтровальная бумага.

### Ход работы

- 1. Растворение соли.** В стаканчик со смесью добавляют 10–15 мл дистиллированной воды и перемешивают до полного растворения соли. Если в течение двух минут соль не растворилась, добавляют ещё немного воды и снова перемешивают.
- 2. Фильтрование.** Когда соль растворится, песок отфильтровывают. Для этого конец воронки вставляют в коническую колбу (рис. 31). Изготавливают фильтр, сложив кружок фильтровальной бумаги вчетверо (рис. 32). Фильтр помещают в воронку и смачивают его несколькими каплями дистиллированной воды (чтобы фильтр прилип к стенкам воронки; рис. 33). Берут стеклянную палочку и, удерживая её наклонно над воронкой, приливают по ней раствор из стаканчика в воронку (рис. 34). Раствор, прошедший сквозь фильтр (фильтрат), должен быть прозрачным! Переливают его в чашку для выпаривания.





**Рис. 31.** Воронка в колбе



**Рис. 32.** Складывание фильтра



**Рис. 33.** Сложенный фильтр в воронке



**Рис. 34.** Фильтр должен прилипнуть к воронке

3. *Упаривание раствора соли.* На штатив ставят чашку с фильтратом, нагревают на слабом пламени (раствор доводят до кипения, но следят, чтобы он не разбрызгивался). На дне чашки после выпаривания воды должно остаться белое вещество — поваренная соль.
4. *Перенос песка на фильтр и его промывание.* Пока раствор соли выпаривается, в стаканчик с оставшимся песком наливают 10–15 мл воды, взбалтывают содержимое и снова переливают по палочке в воронку. При этом стараются, чтобы песок, по возможности весь, оказался на фильтре. Ждут, пока вода пройдёт через фильтр. При необходимости (если в стаканчике остался ещё песок) проводят эту процедуру ещё 2–3 раза.
5. *Сушка песка.* В чистую чашку для выпаривания песок с фильтра переносят с помощью стеклянной палочки. Высушивают его на очень слабом огне.

**Отчёт.** Разделённые вещества заворачивают в бумажные пакетики, их подписывают и сдают преподавателю.

www

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Очистка поваренной соли (практическая работа),  
<http://school-collection.edu.ru>

### Имитация эксперимента

- Модуль «Лабораторная работа „Очистка поваренной соли от примесей“»,  
<http://fcior.edu.ru>





должен был бы быть размером с нашу планету Земля. В чайной ложке воды содержится примерно столько же атомов, сколько чайных ложек во всём Мировом океане.

Слово «атом» происходит от греческой приставки «а-», означающей отрицание, и корня «том», обозначающего деление, т. е. «атом» значит «неделимый». И действительно, вплоть до конца XIX в. атомы считались мельчайшими неделимыми частицами вещества. При этом полагали, что одни атомы не могут быть превращены в другие. Однако в 1895 г. А. Беккерель открыл радиоактивность, которая, как в 1902 г. выяснили Э. Резерфорд и Ф. Содди, сопровождается превращения одних атомов в другие. В 1897 г. Дж. Дж. Томсон, изучая протекание электрического тока через вакуум, доказал, что носитель заряда — отрицательно заряженная частица с массой, гораздо меньшей, чем у атома, — электрон. После этого стало ясно, что атом построен из ещё более мелких «деталей», чем он сам, и встал вопрос о том, как он устроен.

На этот вопрос ответил в 1911 г. Э. Резерфорд. Он пропускал через тонкую золотую фольгу поток положительно заряженных частиц и наблюдал, что большая их часть проходит фольгу насквозь, но некоторые отклоняются и даже отлетают назад. По итогам этого опыта Резерфорд предложил планетарную модель атома. Позже на основе этой модели были созданы более сложные, но эта модель используется до сих пор, в том числе и в этом учебнике.



Одна из наиболее упрощённых моделей атома

Согласно модели Резерфорда, атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов (обозначаются  $e^-$ ), вращающихся вокруг ядра, как планеты вращаются вокруг Солнца. Радиус ядра примерно в 10 000 раз меньше радиуса атома. Если увеличить атом до размера школьного класса, ядро будет размером с песчинку. Однако в этом ничтожном объёме сосредоточена практически вся масса атома.

$e^-$  — электрон       $p$  — протон       $n$  — нейтрон

В 1932 г. Дж. Чедвик открыл нейтроны, тем самым показав, что ядро атома построено из положительно заряженных протонов ( $p^+$ ) и нейтральных нейтронов ( $n^0$ ). Массы протона и нейтрона приблизительно равны, а масса электрона примерно в 2000 раз меньше. Заряд протона по абсолютной величине точно равен заряду электрона. Более того, заряд протона, как и заряд электрона, нельзя разделить — это элементарный электрический заряд. В целом атом электрически нейтрален, поэтому число протонов в нём равно числу электронов.



**Резерфорд Эрнст** (1871–1937) — великий учёный, которого почитают за честь называть соотечественником три страны — Новая Зеландия, Канада и Великобритания. Считавшийся величайшим физиком-экспериментатором, в 1908 г. он получил Нобелевскую премию по химии «за проведённые им исследования в области распада элементов и химии радиоактивных веществ». Разделил (1898) радиоактивное излучение на  $\alpha$ - и  $\beta$ -лучи (частицы). Открыл (1900) радон. Вместе с Ф. Содди выдвинул (1902) революционную теорию радиоактивности, в которой указал на делимость атома. Доказал (1903), что  $\alpha$ -частицы несут положительный заряд, и сделал впоследствии подтвердившееся предположение, что  $\alpha$ -частица — ядро  ${}^4\text{He}$ . Предложил планетарную модель атома, которая составила основу дальнейших представлений о его строении. Первым провёл (1919) искусственную ядерную реакцию.



Протон и электрон имеют электрический заряд, равный по величине, но противоположный по знаку.

В какой части атома находятся нейтроны?

**ЗАДАНИЕ 11.1.** В атоме кислорода 8 протонов. Сколько в нём электронов?

**ЗАДАНИЕ 11.2.** В атоме азота 7 электронов. Сколько в нём протонов?

Электроны атома находятся в контакте с внешней средой. Именно они обеспечивают способность одних атомов связываться с другими и тем самым определяют химические свойства атома. Число электронов, в свою очередь, определяется числом протонов в ядре. Атомы с равным числом протонов при химических взаимодействиях ведут себя одинаково. Совокупность таких атомов называется **химическим элементом** (или просто элементом).

**Химический элемент** — совокупность атомов с одинаковым числом протонов, т. е. с одинаковым зарядом ядра.

Каждый химический элемент имеет свой символ. С некоторыми из них вы уже познакомились (§ 3). В настоящее время известно 110 химических элементов. Все они сведены в Периодическую систему элементов. Её графическое представление называют Периодической таблицей или таблицей Д. И. Менделеева, с которой вы уже знакомились в § 3. Порядковый номер элемента соответствует числу протонов в его ядре.

**ЗАДАНИЕ 11.3.** Сколько протонов находится в атоме He? Ca? U?



**ЗАДАНИЕ 11.4.** Сколько электронов находится в атоме Cr? Fe? Mg?

Нейтроны не влияют на химические свойства атома, но влияют на его массу. Совокупность атомов с одинаковым числом протонов и нейтронов называется **нуклидом**. Это число называется **массовым числом** нуклида.

**Нуклид** — совокупность атомов с одинаковым числом протонов и нейтронов.

**Массовое число нуклида** — суммарное число протонов и нейтронов в ядре.

**ЗАДАНИЕ 11.5.** Сколько протонов и нейтронов в нуклиде гелия с массовым числом 3?

**ЗАДАНИЕ 11.6.** Каково массовое число нуклида, у которого: а)  $15p^+$  и  $16n^0$ ; б)  $21p^+$  и  $23n^0$ ?

Таким образом, нуклид характеризуют числом протонов и массовым числом, причём число протонов определяет, какому элементу принадлежит нуклид. Когда записывают формулу нуклида, слева сверху от символа элемента записывают его массовое число, а слева снизу — число протонов (порядковый номер). Порядковый номер часто не пишут, так как он однозначно связан с символом элемента.

Пример формулы нуклида

массовое число  $^{222}\text{Rn}$   
порядковый номер 86

**ЗАДАНИЕ 11.7.** Сколько протонов и нейтронов в ядре нуклида: а)  $^{56}\text{Fe}$ ; б)  $^{56}\text{Ni}$ ; в)  $^{57}\text{Ni}$ ; г)  $^{118}\text{Sn}$ ?

**ЗАДАНИЕ 11.8.** Напишите формулу нуклида, в котором: а)  $15p^+$  и  $16n^0$ ; б)  $21p^+$  и  $23n^0$ .

Поскольку нейтроны не влияют на химические свойства атома, все нуклиды с одинаковым числом протонов относятся к одному элементу и помещаются в одной клетке таблицы Менделеева. Нуклиды одного элемента, имеющие одинаковое число протонов, но разные массовые числа, называются **изотопами** (от греческих слов «изос» — одно и «топос» — место).

**Изотопы** — нуклиды, имеющие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов.

**ЗАДАНИЕ 11.9.** Укажите пару изотопов в задании 11.7.

Атомные ядра могут образовываться и распадаться. Последнее, например, происходит при радиоактивном распаде. Однако подобные превращения (их называют ядерными реакциями) сопровождаются мощнейшими энергетическими эффектами. Так, при взрыве атомной бомбы происходит распад ядер  $^{235}\text{U}$  или  $^{239}\text{Pu}$ . При взрыве 10 кг урана (что может уместиться в коробку из-под шляпы) выделяется столько же энергии, сколько при взрыве 20 000 т (300 вагонов!) взрывчатого вещества тротила, когда происходит химическая реакция разложения. Однако ядерные реакции изучает не химия, а ядерная физика, поэтому химики могут считать атомы *химически* неделимыми частицами.

В отличие от химических свойств ядерные свойства изотопов различаются, поэтому при проведении ядерных реакций встаёт проблема изотопной чистоты нуклида. Например, нуклид урана  $^{235}\text{U}$  способен к цепной реакции ядерного распада (эта реакция, начавшись единожды, производит продукты, которые вызывают такую же реакцию), которая происходит в атомной бомбе и ядерных реакторах. Однако примеси  $^{238}\text{U}$  прерывают эту реакцию, поэтому необходимо очищать  $^{235}\text{U}$  от примесей  $^{238}\text{U}$ . В природной смеси нуклидов урана  $^{235}\text{U}$  в 140 раз меньше, чем  $^{238}\text{U}$ . Химические свойства этих изотопов одинаковы. Разделяют их, используя небольшое различие в массе, это требует многоступенчатой технологии разделения и очень энергозатратно.

Число нейтронов в ядрах атомов не может быть любым. Их основная роль — «разбавить» положительно заряженные протоны и удерживать атомное ядро в связанном состоянии (мало нейтронов — протоны взаимно отталкиваются и ядро распадётся; много — ядро тоже распадётся). Поэтому в устойчивых ядрах число нейтронов подчиняется сложным правилам ядерной физики. Можно заметить, что некоторые элементы (как правило, с нечётными порядковыми номерами) имеют по одному устойчивому нуклиду, а другие — несколько. Рекорд по числу устойчивых нуклидов (18) принадлежит олову. В ядрах с нечётным порядковым номером, как правило, чётное число нейтронов.

**Контрольные вопросы**

- 11.1. Что такое химический элемент с точки зрения состава атомного ядра? Чем различаются элементы?
- 11.2. Что отражает порядковый номер элемента?
- 11.3. Что такое «нуклид»?
- 11.4. Что такое «массовое число» нуклида?
- 11.5. Чем различаются изотопы?
- 11.6. Можно ли говорить о массовом числе химического элемента?



## Задание на дом

### 11.1. Заполните таблицу.

Символ элемента	Порядковый номер	Число протонов	Число электронов	Относительная атомная масса элемента
Na				
	18			
		25		
			34	
				10,81

### 11.2. Заполните таблицу.

Формула нуклида	Символ элемента	Порядковый номер элемента	Относительная атомная масса нуклида	Число протонов	Число нейтронов	Число электронов
$^{235}_{92}\text{U}$						
	Po		210			
		18			22	
			127			53
				82	124	
					18	16

www

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Опыт Малликена по определению заряда электрона, <http://physics.nad.ru/Physics/Cyrillic/mill-tmp.htm>

### Дополнительные материалы

- Химические элементы в организме человека, <http://window.edu.ru>

### Справочные материалы

- Таблица Менделеева с дополнительной информацией по элементам, <http://www.college.ru/chemistry/> → Таблица Менделеева; <http://chemistry.narod.ru/tablici/Tablica.htm>
- Биография А. Авогадро, Й. Я. Берцелиуса и Д. И. Менделеева, [http://www.informika.ru/text/database/chemy/Rus/Data/bio/bio\\_.html](http://www.informika.ru/text/database/chemy/Rus/Data/bio/bio_.html)

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Основные сведения о строении атома“», <http://fcior.edu.ru>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Тесты по теме „Состав атомных ядер“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «История открытия строения атома», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Состав атомных ядер (протоны, нейтроны)», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Изотопы как разновидности атомов одного химического элемента», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Опыты Томпсона с катодными лучами», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Опыт Резерфорда», <http://fcior.edu.ru>, версия: от 05.03.2009
- Опыт Резерфорда, [http://physics.nad.ru/Physics/Cyrillic/par\\_txt.htm#Beam](http://physics.nad.ru/Physics/Cyrillic/par_txt.htm#Beam)

## Практическая работа № 5 ВЫДЕЛЕНИЕ МЕДИ ИЗ ЕЁ СОЕДИНЕНИЙ

**Задача.** Определить, в какие из выданных вам соединений входит медь.

**Оборудование.** Пробирки, штатив для пробирок.

**Реактивы.** Вода, соляная кислота, металлический цинк. Если поверхность цинка тусклая, её нужно зачистить шкуркой.

**Ход работы.** На дно пробирки насыпают вещество (0,5 см). Добавляют воды ( $\approx 1$  см) и растворяют соединение (если не растворяется, приливают столько же HCl), затем опускают гранулу цинка Zn. Если в растворе присутствует медь, то она выделится на поверхности цинка в виде красно-коричневой губки (см. цветной блок: рис. Ц-16). В выводе указывают, в каких соединениях содержалась медь.



### Задание на дом

- 11.3. Опишите методику, позволяющую доказать наличие меди в сплаве.  
11.4. Опишите методику, позволяющую отличить медьсодержащую руду от руды, не содержащей меди.

## § 12

### Химические формулы

Рекомендуется повторить, что такое вещество и как записывают химическую формулу вещества (§ 3); из курса математики вспомните: что такое «соотношение» и «целое число».

— Напишите химические формулы хлорида натрия, сульфата меди, дихромата калия.

В состав вещества входят атомы, связанные друг с другом химическими связями. Именно перераспределение химических связей приводит к химическим реакциям, в которых сами атомы остаются неизменными.

**Химические связи** — связи между атомами.

При химической реакции происходит перераспределение связей между атомами.

Набор элементов, который входит в состав вещества, называется **качественным составом** вещества. Соотношение, в котором атомы входят в состав вещества, называется **количественным составом**. Эти соотношения могут быть только строго определёнными. Например, атомы фосфора могут соединяться с атомами





кислорода либо в соотношении 2 : 3, либо в соотношении 2 : 5, и ни в каком другом. Это соотношение атомов называется **количественным составом** вещества. Именно качественным и количественным составом вещества определяются в первую очередь его свойства. Количества входящих в вещество атомов разных элементов обычно относятся как небольшие целые числа.

### ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

Качественный и количественный состав вещества постоянен и не зависит от способа получения.

Качественный и количественный состав вещества отражают уже знакомые вам химические формулы — **формулы состава**. В формуле состава записываются символы входящих в вещество элементов, а их соотношение отражается в виде нижних индексов у символа соответствующего элемента. Единица в индексах не ставится, а подразумевается. Например, упомянутые соединения фосфора с кислородом имеют формулы состава  $P_2O_3$  и  $P_2O_5$  соответственно. В формуле состава сульфата меди  $CuSO_4$  при меди подразумевается индекс 1, при сере — 1, при кислороде поставлен индекс 4. Это значит, что на один атом меди приходится один атом серы и четыре атома кислорода.

**Формула состава** — химическая формула вещества, отражающая его качественный и количественный состав.

Индексы в формулах состава — целые числа.

Сколько атомов водорода и кислорода приходится на один атом серы в  $H_2SO_4$ ?  $H_2SO_3$ ?  $SO_3$ ?  $NaHSO_4$ ?  $H_2S_2O_7$ ?

Формула состава серной кислоты  $H_2SO_4$  отражает состав действительно существующей частицы — **молекулы** серной кислоты, в которой два атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода связаны химическими связями.

**Молекула** — частица, состоящая из связанных химическими связями атомов. Химические связи между атомами в молекуле гораздо прочнее, чем межмолекулярные связи.

Сколько и каких атомов находится в одной молекуле  $HCl$ ,  $COCl_2$ ,  $H_2SO_4$ ,  $N(CH_3)_3$ ?

Однако далеко не все вещества состоят из молекул. Известный вам мел, формула состава которого  $CaCO_3$ , устроен принципиально по-другому. В нём нет отдельных частиц, совпадающих с его химической формулой. Формула состава таких веществ отражает только *соотношение* атомов.

**Класс: кислоты****Номенклатурное  
название:****серная кислота****БУДЕМ ЗНАКОМЫ!**

Тяжёлая (плотность 1,84 г/л) маслянистая жидкость. Смешивается с водой во всех соотношениях с выделением большого количества теплоты. Концентрированная серная кислота гигроскопична (т. е. легко поглощает влагу из воздуха), отнимает воду от многих органических веществ. Бумага, дерево и сахар в концентрированной серной кислоте обугливаются. Разбавленная серная кислота реагирует с многими металлами и разрушает строительные материалы.

При попадании на кожу и слизистые оболочки концентрированная серная кислота вызывает химические ожоги. Она разрушает также растительные и синтетические волокна.

Мировое производство в 2002 г. превысило 100 млн т (больше производится только железа). Применяют в производстве фосфорных удобрений, в нефтепереработке, металлургии. Раствор серной кислоты входит в состав «электролита» кислотных аккумуляторов для автомобилей, поэтому серную кислоту под названием «кислотный электролит» продают в автомагазинах.

Различают простые и сложные вещества.

**Простые вещества** состоят из атомов одного элемента.

**Соединения (сложные вещества)** состоят из атомов разных элементов. Сложные вещества называют **соединениями**.

Сложные вещества возможно получить из простых в результате последовательных реакций соединения, а простые вещества соединением других простых веществ получить невозможно. Зато сложные вещества можно разложить на простые, а простые вещества — нет.

Некоторые простые вещества могут существовать в виде **аллотропных модификаций**, в которых атомы расположены относительно друг друга по-разному. Например, алмаз и графит — аллотропные модификации углерода. Они состоят из одних и тех же атомов углерода, но связаны эти атомы в разном порядке, поэтому их свойства сильно различаются. Алмаз — прозрачный, очень твёрдый и не проводит электрический ток; графит — чёрного или чёрно-стального цвета, мягкий (настолько, что им можно писать по бумаге — карандашный грифель) и проводит электрический ток.

Какие из веществ относятся к простым, а какие — к сложным: Fe, HF, Hf, NaCl, O<sub>2</sub>, CO, CO<sub>2</sub>, Co?

Как доказать, что элемент входит в состав вещества (иными словами, как определить качественный состав вещества)? Есть несколько классических способов.

Во-первых, простое вещество можно выделить. Так, если через воду пропустить электрический ток, вода разлагается на простые вещества: водород и кислород. Это доказывает, что вода состоит из элемента водорода и элемента кислорода.

?



Можно, например, доказать наличие в соляной кислоте  $\text{HCl}$  элемента хлора, если выделить из неё хлор  $\text{Cl}_2$  — зеленоватый газ с запахом «хлорки». Хлор  $\text{Cl}_2$  также образуется при взаимодействии соляной кислоты с перманганатом калия  $\text{KMnO}_4$  или пероксидом водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Хлор выделяется и при пропускании через раствор соляной кислоты электрического тока. Такое разнообразие способов выделения хлора из соляной кислоты доказывает, что хлор содержится именно в соляной кислоте, а не в тех веществах, с которыми она реагирует.

Во-вторых, можно синтезировать сложное вещество из простых. Например, если сжечь серу в кислороде, образуется бесцветный удушливый газ с характерным запахом (оксид серы (IV)  $\text{SO}_2$ ). Поскольку исходное вещество — сера, конечно же, она входит в состав этого оксида.

В-третьих, вещество можно превратить в известное соединение. Так, если при нагревании неизвестного вещества на воздухе чувствуется характерный запах  $\text{SO}_2$ , то это означает, что в состав неизвестного вещества входит сера.

#### ДОКАЗАТЕЛЬСТВО НАЛИЧИЯ ЭЛЕМЕНТА В ВЕЩЕСТВЕ:

- выделить соответствующее простое вещество;
- получить вещество из соответствующего простого вещества.

Нужно хорошо понимать, что свойства простых веществ и их соединений различаются. Например (см. цветной блок: рис. Ц-15), в состав *сложного вещества* безводного сульфата меди  $\text{CuSO}_4$  входят *элементы*: медь, сера и кислород. Сам безводный сульфат меди представляет собой тусклый белый порошок, который растворим в воде с образованием голубого раствора. *Простое вещество* медь — тёмно-красный металл, не растворяется в воде, обладает характерным блеском. Простое вещество сера — жёлтый порошок, не растворимый в воде. И наконец, простое вещество кислород — бесцветный газ. Нужно чётко различать атомы (час-

#### ЭТО ИНТЕРЕСНО! ТРУДНОСТИ ПЕРЕВОДА

В справочниках можно найти неправильные определения атома и элемента. Там присутствуют логические круги, т.е. понятие определяется через само себя. Атом определяется как наименьшая частица химического элемента — носитель его химических свойств, а химический элемент — как совокупность атомов с определённым зарядом ядра. Скорее всего, эта ошибка возникла из-за неправильного перевода с немецкого или английского языка, где слово *element* обозначает как элемент, так и простое вещество. Корректное определение: атом — наименьшая частица простого вещества — носитель его химических свойств. Тогда простое вещество — вещество, которое нельзя разложить на составные части.

тицы), элементы (совокупности атомов) и простые вещества. Это разные объекты с разными свойствами.

### СУЩЕСТВЕННЫЕ СВОЙСТВА АТОМА

- масса
- размеры

### СУЩЕСТВЕННЫЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТА

- доля в соединении
- содержание в земной коре

### СУЩЕСТВЕННЫЕ СВОЙСТВА ПРОСТОГО ВЕЩЕСТВА

- цвет
- температура плавления
- температура кипения
- плотность

«Кислород входит в состав воды», что имеется в виду под словом «кислород»: элемент или простое вещество?



## Контрольные вопросы

- 12.1. Когда речь идёт об элементе, а когда — о простом веществе:
- а) в состав природного газа входят водород и углерод;
  - б) воду можно разложить на водород и углерод;
  - в) если натрий кинуть в воду, он загорится;
  - г) поваренная соль окрашивает пламя, потому что в неё входит натрий;
  - д) сера кипит при  $444^{\circ}\text{C}$ .
- 12.2. Какие элементы и в каком соотношении входят в состав поваренной соли  $\text{NaCl}$ , воды  $\text{H}_2\text{O}$ , стиральной соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , метана  $\text{CH}_4$ , калийной селитры  $\text{KNO}_3$ ?
- 12.3\* Как можно отличить  $\text{NaCl}$  от  $\text{KCl}$ ?

## Задание на дом

- 12.1. Напишите формулу состава вещества:
- а) в веществе на два атома калия приходится один атом серы и четыре атома кислорода;
  - б) в молекулу входят три атома водорода, один атом фосфора и четыре атома кислорода;
  - в) в молекулу входят один атом водорода, один атом углерода и один атом азота.



## Ресурсы

*Дополнительные материалы*

- Модуль «История возникновения понятия „химическая формула“», <http://fcior.edu.ru>

*Тесты электронные*

- Модуль «Тесты по теме „Химические формулы“», <http://fcior.edu.ru>

*Электронные пособия*

- Модуль «История возникновения понятия „химическая формула“», <http://fcior.edu.ru>



## § 13

Относительная атомная масса  
и расчёт массовой доли элемента  
в соединении

Рекомендуется повторить, что такое атом, элемент и нуклид (§ 11), а также массовая доля (§ 9); что означает формула состава вещества (§ 12). Из курса математики вспомните правила округления, понятие «минимальное значение».

- Какие элементы и в каком соотношении входят в состав сульфата меди  $\text{CuSO}_4$ ?
- Сколько протонов и нейтронов в составе нуклида  $^{12}\text{C}$ ?
- Что такое массовая доля?
- Чему равна массовая доля компонента, если в 10 г смеси его содержится 4 г?
- Округлите число 24,79 до целого.

Вы уже знаете (по § 11 и практической работе № 5), что простое вещество (например, медь) можно выделить из его соединений. А как узнать, какую массу простого вещества меди можно выделить из навески вещества, которая находится у вас в руках?

На первый взгляд, ответ нам даёт формула вещества. Например, в сульфате меди  $\text{CuSO}_4$  из шести атомов один — атом меди. Проблема, однако, в том, что разные атомы имеют разные массы. Так, атом меди весит как четыре атома кислорода, а атом серы — как два атома кислорода (см. Периодическую систему элементов). Следовательно, масса атомов меди составляет

$$\frac{1 \cdot 4}{1 \cdot 4 + 1 \cdot 2 + 4 \cdot 1} = 0,4$$

(или 40%) от массы всех атомов, входящих в сульфат меди.

Таким образом, мы определили массовую долю меди в её сульфате. При этом нам совершенно не нужно было знать массы атомов в граммах (абсолютные массы) — достаточно было знать, во сколько раз одни атомы тяжелее других, т. е. знать *относительные* атомные массы. Определить их экспериментально достаточно просто. Для этого необходимо знать, в каком массовом соотношении соединяются простые вещества или в каком массовом соотношении образуются простые вещества при разложении сложных. Первые таблицы относительных атомных масс были составлены в начале XIX в. шведским химиком Й. Я. Берцелиусом. И только 100 лет спустя были определены массы электрона и протона, что позволило впервые рассчитать абсолютные массы атомов.

Как и для всякой относительной величины, встаёт вопрос о том, что брать за единицу сравнения. В приведённом примере с медным купоросом мы в качестве такой единицы взяли массу атома кислорода. Берцелиус брал одну сотую массы атома кислорода. Однако по ряду причин это неудобно. Сейчас в качестве

единицы **относительной атомной массы** принята масса нуклида углерода с массовым числом 12 (обозначается как  $^{12}\text{C}$ ).

**Относительная атомная масса** ( $A_r$ ) — отношение массы атома к  $\frac{1}{12}$  массы нуклида  $^{12}\text{C}$ . Это безразмерная величина

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C}).$$

Размерность относительной атомной массы — атомная единица массы «а. е. м.» (или Да — *дальтон*).

В обозначении относительной атомной массы  $A_r$  индекс происходит от английского слова *relative* — относительный.

Почему именно  $\frac{1}{12}$ ? Потому, что тогда атомная единица массы примерно равна массе протона и нейтрона. Это значит, что относительная атомная масса численно равна его массовому числу.

Большинство элементов встречается в природе в виде смеси разных нуклидов с постоянным соотношением. Поэтому относительная атомная масса элемента есть усреднённая относительная атомная масса нуклидов природной смеси с учётом их доли. Например, природный хлор содержит примерно 75%  $^{35}\text{Cl}$  и 25%  $^{37}\text{Cl}$ . Усреднённая относительная атомная масса хлора составит  $35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 = 35,5$ .

Относительная атомная масса нуклида численно равна его массовому числу.

**Относительная атомная масса элемента** ( $A_r$ ) — усреднённая (с учётом частоты встречаемости атомная масса изотопов, входящих в природную смесь) масса атома данного элемента к  $\frac{1}{12}$  массы нуклида  $^{12}\text{C}$ .

Относительные атомные массы всех элементов приводятся в таблице Менделеева. При расчётах их обычно округляют до целых, за исключением относительной атомной массы хлора, которую округляют до 35,5.

Относительные атомные массы всех элементов, кроме хлора, обычно округляют до целых.

Чему равна относительная атомная масса нуклида  $^{16}\text{O}$ ?  $^{65}\text{Zn}$ ?

Чему равна относительная атомная масса кислорода? цинка?

Можно обратить внимание, что природный фтор, натрий и алюминий состоят из одного нуклида, а их относительные атомные массы всё равно не целочисленны. Более того, в справочниках указаны относительные атомные массы протона и нейтрона, и они больше единицы (1,007





и 1,009 а. е. м. соответственно). Все эти «странности» объясняются тем, что в соответствии с теорией относительности Эйнштейна масса способна переходить в энергию и обратно, причём они связаны соотношением

$$E = m \cdot c^2,$$

где  $c$  — скорость света ( $3 \cdot 10^8$  м/с). В химических реакциях изменение массы незаметно, однако при слиянии протонов и нейтронов выделяется такое количество энергии, что убыль массы (или, как ещё говорят, «дефект массы») оказывается вполне ощутимой. Из-за дефекта массы относительная атомная масса нуклида лишь *приблизительно* равна его массовому числу.

Точно так же, как можно говорить об относительной атомной массе, можно говорить и об **относительной молекулярной массе**.

Относительная молекулярная масса вещества  $M_r$  рассчитывается как сумма атомных масс всех элементов, входящих в его формулу состава (с учётом индексов).

Например, относительная молекулярная масса сульфата меди  $\text{CuSO}_4$ :

$$M_r(\text{CuSO}_4) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O});$$

отсюда получаем  $M_r(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 = 160$ .

**ЗАДАНИЕ 13.1.** Рассчитайте относительные молекулярные массы магнитного железняка  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , хромистого железняка  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ .

Чтобы рассчитать массовую долю элемента в соединении, достаточно поделить относительную атомную массу, умноженную на индекс (число атомов в формуле состава), на молекулярную массу соединения. Например, массовая доля меди в сульфате меди составит

$$\omega(\text{Cu}) = \frac{A_r(\text{Cu})}{M_r(\text{CuSO}_4)}; \quad \omega(\text{Cu}) = \frac{64}{160} = 0,4.$$

Столько же составит массовая доля кислорода:

$$\omega(\text{O}) = \frac{4 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{CuSO}_4)}; \quad \omega(\text{O}) = \frac{4 \cdot 16}{160} = 0,4.$$

**ЗАДАНИЕ 13.2.** Рассчитайте массовую долю меди в её гидроксокарбонате  $\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3$ .

Зная массовую долю элемента в соединении, мы можем легко рассчитать, сколько простого вещества может быть выделено из любой навески соединения. Расчёты здесь абсолютно аналогичны расчётам массы компонента смеси при известной массе смеси (§ 9, пример 9.6).

**ПРИМЕР 13.1.** Сколько меди можно выделить из 500 г медного сульфата меди?

Решение.  $m(\text{Cu}) = m(\text{CuSO}_4) \cdot \omega(\text{Cu})$ ;  
 $m(\text{Cu}) = 500 \text{ г} \cdot 0,4 = 200 \text{ г}.$

Ответ. 200 г.

Что больше: масса соединения или масса входящего в него элемента?



**ЗАДАНИЕ 13.3.** Рассчитайте массовую долю железа в магнитном железняке  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Какую массу железа можно выделить из 100 кг этого минерала?

Аналогичным образом можно рассчитывать массовую долю группы (двух или нескольких) элементов в веществах — молярную массу соответствующей группы делят на молярную массу вещества с учётом индексов.

**ПРИМЕР 13.2\*.** Содержание фосфора в фосфорных удобрениях принято пересчитывать на  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Какова массовая доля  $\text{P}_2\text{O}_5$  в гидрофосфате калия  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ?

Решение.  $\omega(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{M_r(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \cdot M_r(\text{K}_2\text{HPO}_4)}$ ;  
 $\omega(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{142}{2 \cdot 174} = 0,41.$

Знание массовой доли элемента в соединении позволяет решить и обратную задачу: сколько соединения нужно взять, чтобы выделить из него определённую массу простого вещества?

**ПРИМЕР 13.3.** Сколько граммов сульфата меди нужно взять, чтобы получить 10 г меди?

Решение.  $m(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{Cu})}{\omega(\text{CuSO}_4)}$ ;  
 $m(\text{CuSO}_4) = \frac{10 \text{ г}}{0,4} = 25 \text{ г}.$

Ответ. 25 г.

**ЗАДАНИЕ 13.4.** Рассчитайте массовую долю хрома в хромистом железняке  $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ . Сколько хромистого железняка нужно взять, чтобы получить 500 кг хрома?

Элементный состав вещества, т. е. массовые доли входящих в него элементов, можно определить экспериментально. Из него можно рассчитать соотношение числа атомов (а значит, определить формулу состава соединения). Число атомов (и индексы) соотносятся между собой как отношения массовой доли элемента к его относительной массе по всем элементам, входящим в состав вещества.



**ПРИМЕР 13.4.** Вещество содержит 37% железа, 21% серы и 42% кислорода. Установите его формулу.

Решение. Индекс при железе:  $\frac{\omega(Fe)}{A_r(Fe)} = \frac{37}{56} = 0,66$ .

Индекс при сере:  $\frac{\omega(S)}{A_r(S)} = \frac{21}{32} = 0,66$ .

Индекс при кислороде:  $\frac{\omega(O)}{A_r(O)} = \frac{42}{16} = 2,63$ .

Минимальное значение индекса может быть 1. Поэтому выбираем наименьшее число из найденных (в нашем случае — 0,66), и делим на него все полученные. Таким образом, индексы при железе и сере равны 1, а при кислороде —  $\frac{2,63}{0,66} = 4$ .

Формула вещества  $FeSO_4$ .

Ответ.  $FeSO_4$ .

## Контрольные вопросы

- 13.1. Какова относительная атомная масса кислорода?
- 13.2. Во сколько раз атом кислорода тяжелее атома водорода?
- 13.3. Как связаны между собой относительная атомная масса и массовое число?
- 13.4. Что такое относительная молекулярная масса?

## Задание на дом

- 13.1. Рассчитайте относительные молекулярные массы  $H_2O$ ,  $NaOH$ ,  $KMnO_4$ ,  $(NH_4)_2Cr_2O_7$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ .
- 13.2. Какова массовая доля кислорода в бертолетовой соли  $KClO_3$ ?
- 13.3. Какая масса малахита  $(CuOH)_2CO_3$  требуется для получения 50 кг меди?
- 13.4. Какую массу фосфора можно получить из 2 т фосфорита  $Ca_3(PO_4)_2$ ?
- 13.5. На одну сотку картофельного поля ежегодно следует вносить 1,6 кг калия в виде калийных солей. Какую массу нитрата калия  $KNO_3$  нужно вносить на одну сотку?
- 13.6. В каком соединении массовая доля кислорода самая большая (привести ответ, не производя расчётов):  $KClO_3$ ,  $KClO_4$ ,  $NaClO_3$ ,  $LiClO_4$ ?
- 13.7\*. Какую массу оксида хрома (III)  $Cr_2O_3$  можно получить при разложении 10 г дихромата аммония  $(NH_4)_2Cr_2O_7$ ?
- 13.8\*. Какова массовая доля воды в кристаллогидрате сульфата меди  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ?
- 13.9\*. Установите формулу соединения, содержащего 73% серебра, 11% серы и 16% кислорода.

- 13.10\* Бром состоит из двух изотопов:  $^{79}\text{Br}$  и  $^{81}\text{Br}$ . Каково их соотношение в природной смеси?

## Ресурсы

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Атомы и химические элементы, молекулы“», <http://fcior.edu.ru>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Информация, заключённая в химической формуле вещества“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Вычисление относительной молекулярной массы веществ“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Относительная атомная масса», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Относительная молекулярная масса», <http://fcior.edu.ru>

## Лабораторные опыты

### ИМИТАЦИОННЫЙ ЭКСПЕРИМЕНТ

### МАССОВАЯ ДОЛЯ ЭЛЕМЕНТА В СОЕДИНЕНИИ

**Оборудование.** Весы.

**Реактивы.** Пластилин разных цветов; бумага.

### Задачи.

- Для различных соединений слепить из пластилина модели входящих в них атомов. Модель атома — это шарик определённого цвета, масса которого в граммах равна относительной атомной массе, делённой на 10.
- Собрать из моделей атомов модель соединения. В модель соединения должны входить модели атомов, число которых равно индексам в формуле соединения.
- Взвесить модель соединения.
- Рассчитать массовую долю пластилина каждого цвета в модели соединения.

Например, для соединения  $\text{CuCl}_2$

Атом	Цвет	Кол-во шариков	Масса шарика, г	Масса всех шариков (рассчитанная), г	Массовая доля
Cu	Коричневый				
Cl	Зелёный				

Общая масса модели рассчитанная — г, измеренная — г.



## § 14

### Периодический закон и Периодическая система элементов



Рекомендуется повторить понятие «атом» и «элемент» (§ 11).

Как уже говорилось в предыдущем параграфе, все элементы собраны в Периодическую систему элементов. Она отражает фундаментальный закон науки химии — Периодический закон. Современная формулировка Периодического закона такова: свойства элементов и образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра.

#### ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

Свойства элементов и образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра.

Открыл Периодический закон и предложил вниманию научного сообщества составленную им Периодическую систему великий русский учёный Дмитрий Иванович Менделеев. Поэтому Периодическая система элементов носит его имя. Обобщив известные экспериментальные данные, Менделеев выявил закономерности в изменении свойств элементов и графически обобщил их, построив таблицу, где каждый элемент занимает собственную клеточку.

Научиться пользоваться Периодической системой необходимо уже при первых шагах изучения химии. В ней содержится обширная информация о свойствах элементов.

Д. И. Менделеев с помощью Периодической системы предсказал свойства трёх ещё не открытых в то время элементов, получивших позже название галлия, германия и скандия. Это было слишком дерзко, поэтому научное сообщество отнеслось к идее учёного насторожённо. Только спустя 16 лет, когда был открыт первый из предсказанных Менделеевым элементов, галлий, и его свойства совпали с предсказанными, русский учёный получил всемирное признание и известность.

Периодическая система Д. И. Менделеева — мощный инструмент познания.

Предлагая в 1869 г. Периодическую систему элементов, Менделеев ничего не знал о строении атома и считал атом неделимым. Он расположил элементы в порядке возрастания атомных масс, но, основываясь на химических свойствах, сделал в ряду элементов несколько перестановок. Например, поменял местами железо и никель, иод и теллур. Кроме того, он, также, основываясь на химических свойствах, изменил атомные массы нескольких элементов.

Почти весь курс химии восьмого и девятого классов так или иначе связан с Периодической системой элементов и раскрыва-

ет разные её грани. Мы будем многократно к ней возвращаться, продвигаясь к новому уровню знаний. Здесь мы познакомимся с основными принципами её строения.

За время, прошедшее с открытия Периодического закона, было опубликовано более пятисот вариантов Периодической системы. Однако наибольшее распространение получили два, над которыми работал ещё Менделеев — короткопериодный и длиннопериодный. Длиннопериодный вариант (приведён на последнем форзаце учебника) хорошо демонстрирует закономерности в *изменении* свойств элементов, а короткопериодный (на первом форзаце) — сходство их свойств.

Каждый элемент Периодической системы Менделеева имеет порядковый номер. В Периодической системе, как и во всякой другой таблице, есть строки (ряды) и столбцы, в клетках записаны символы элементов. Каждая строка длиннопериодной таблицы называется **периодом**. В короткопериодной таблице периоды состоят из одной или двух строк. Периоды обозначаются арабскими цифрами, которые записаны слева. Свойства элементов по периоду закономерно изменяются.

К какому периоду относится водород? Фосфор? Углерод? Медь? Железо?



Столбцы короткопериодной таблицы объединяют элементы в **группы**. В группе находятся элементы со сходными свойствами. Номер группы обозначают римской цифрой над соответствующим столбцом.

По короткопериодному варианту таблицы Менделеева определите, в какой группе находятся фосфор, углерод, медь, железо?



В каждой группе есть **две подгруппы**: *главная* и *побочная*. Элементы второго и третьего периодов относятся только к главным подгруппам. Побочные подгруппы появляются, начиная с четвёртого периода. В короткопериодном варианте Периодической системы символы элементов главных и побочных подгрупп помещают в разные углы клетки (рис. 35). Если символ элемента находится под символами элементов второго и третьего периодов, то этот элемент входит в главную подгруппу, а если сдвинут в другой угол клетки — в побочную.

**ЗАДАНИЕ 14.1.** Возьмите карандаш и закройте им символы элементов одного столбца таблицы. Вам удалось «спрятать» элементы либо главной, либо побочной подгруппы (рис. 36).

По короткопериодному варианту таблицы Менделеева определите, в какой подгруппе находятся фосфор, углерод, медь, железо.





		I	
3	Na 22,990 натрий	11	
	K 39,098 калий	19	
4	29 63,55 медь	Cu	

**Рис. 35.** Натрий и калий — элементы главной подгруппы I группы; медь — элемент побочной подгруппы I группы. Символы этих элементов находятся в разных углах соответствующих клеток

		VI	
	O 15,999 кислород	8	
3	S 32,06 сера	16	
	24 51,996 хром		
4	Se 78,96 селен	34	
	42 95,94 молибден		
5	Te 127,60 теллур	52	
	74 183,85 вольфрам		
6	Po 208,98 полоний	84	

**Рис. 36.** Закрты карандашом — символы элементов побочной подгруппы VI группы, не закрыты карандашом — элементы главной подгруппы этой же (VI) группы

В длиннопериодном варианте Периодической системы побочные подгруппы находятся в собственных столбцах отдельно от главных. Как и в короткопериодном варианте, группы обозначены здесь римскими цифрами, однако после номера главных подгрупп следует буква А, а после номера побочной — буква В.

По длиннопериодному варианту таблицы Менделеева определите, в какой группе и подгруппе находятся сера, цинк, азот, золото.

Некоторые группы элементов имеют названия (см. цветной блок: табл. Ц-1). Обратим внимание на главную подгруппу VIII группы (в длиннопериодном варианте подгруппа VIIIA). Эти элементы называются **благородными газами**.

Благородные газы существуют в виде простых веществ, которые в обычных условиях не вступают в химические реакции.

Назовите все благородные газы.

Ранее считалось, что благородные газы вообще не вступают в химические реакции, а потому их называли «инертными», что значит ни с чем не взаимодействующие. После 1961 г., когда было получено первое соединение ксенона, а потом были получены соединения и других благородных газов (кроме гелия), называть их инертными не совсем корректно, однако это название до сих пор иногда используют.

**Благородные газы** — элементы подгруппы VIIIA и соответствующие им простые вещества.

Простые вещества — благородные газы практически не вступают в химические реакции.

## Контрольные вопросы

14.1. Сформулируйте периодический закон.

## Задание на дом

14.1. Даны элементы: калий, сера, хром, мышьяк. Дайте характеристику каждому элементу по положению в Периодической системе.

14.2. Заполните таблицу.

Элемент	Период	Группа	Подгруппа
Углерод			
Хром			
Селен			
Олово			
	III	II	главная
	V	VI	главная
	IV	VII	побочная

## Ресурсы

*Справочная информация*

- Таблица Менделеева с дополнительной информацией по элементам, <http://www.college.ru/chemistry/> → Таблица Менделеева.  
<http://chemistry.narod.ru/tablici/Tablica.htm>

## § 15

## Металлы и неметаллы

Рекомендуется повторить понятия «элемент», «простое вещество»; что означают формулы веществ (§ 12), существенные свойства вещества (§ 3). Что такое короткопериодный и длиннопериодный варианты Периодической системы (§ 14).

— О чём (элементе или простом веществе) идёт речь: «Медь хорошо проводит электрический ток»? «Цинк в Периодической системе следует за медью»?



- Какие металлы вы знаете из жизненного опыта?
- Вам в руки попало некоторое вещество. Как можно узнать, металл это или нет?

**Оборудование.** Молоток, металлическое основание штатива (наковальня), бумага наждачная тонкая, пробник на электропроводность.

**Реактивы.** Медная проволока, алюминиевая проволока, резиновая или силиконовая трубка, гранулы цинка, сера (куском).

Слово «металл» известно, наверное, всем. Многие из вас смогут отличить по внешнему виду металл.

**ОПЫТ 15.1. Определение металлических предметов по внешнему виду.** Из выданных предметов выбирают сделанные из металлов.

На основании каких признаков вы выбрали металлические изделия?

Скорее всего, вы выберете медь, алюминий и цинк и сможете вполне разумно обосновать свой выбор. Однако вряд ли вы сможете назвать все признаки металлов. Попробуем выявить их опытным путём.

**ОПЫТ 15.2. Металлический блеск.** По поверхности предметов проводят наждачной бумагой. Что можно сказать о поверхностях после такой обработки?

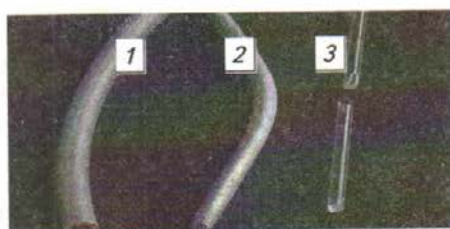
Вы увидите, что поверхности предметов, сделанных из цинка, меди и алюминия, заблестели, а резины и серы нет. Дело в том, что металлы отличаются характерным *металлическим блеском*.

**ОПЫТ 15.3. Электропроводность.** К каждому из предметов подносят контакты пробника на электропроводность (рис. 37). Какие из них проводят электрический ток?


Изделия из цинка, меди и алюминия *проводят электрический ток*. **Электропроводность** — характерное свойство металлов.



**Рис. 37.** Правильное (слева) и неправильное (справа — контакты пробника соприкасаются) использование пробника



**Рис. 38.** Резиновый шланг (1) восстанавливает старую форму после снятия нагрузки, металлическая проволока (2) под нагрузкой приобретает новую форму, стеклянная палочка (3) ломается


**ОПЫТ 15.4. Пластичность.** Пытаются согнуть предметы (кроме гранул цинка, которые согнуть невозможно). Что происходит с формой каждого предмета: а) при попытке его согнуть и б) если согнутый предмет оставить в покое? 

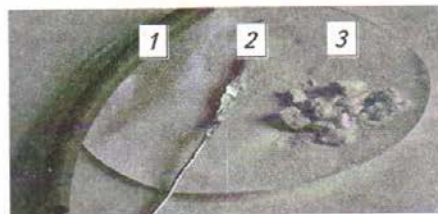
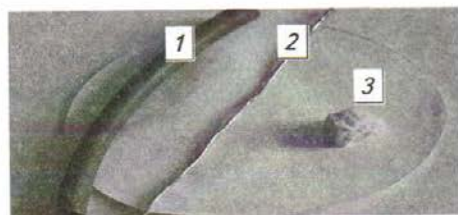
Медная и алюминиевая проволока согнулись и сохранили свою форму после снятия нагрузки. Резиновая трубка тоже согнулась, однако её форма после снятия нагрузки восстановилась (рис. 38). Кусок серы либо вообще не удаётся согнуть, либо при этой попытке он ломается.

Мы познакомились с одним из общих свойств металлов. Способность тела изменять форму под плавной нагрузкой и сохранять новую форму после снятия нагрузки называется **пластичностью**. Резина не пластичная, а упругая (восстанавливает форму после снятия нагрузки), а сера — хрупкая (разрушается под нагрузкой).

#### ОПЫТ 15.5. Ковкость.

Проводить в защитных очках.

Предметы выкладывают на основание штатива и ударяют по ним молотком (сначала несильно, чтобы, если расколется, куски не разлетелись далеко) (рис. 39). Как изменилась форма предметов? 



**Рис. 39.** После удара молотком на резиновом шланге не остаётся следов (1), на куске металла после удара остаётся вмятина (2), кусок серы раскалывается (3)



На алюминиевой и медной проволоке, а также цинковой грануле, скорее всего, останется след от удара. То есть металл **поменял форму**, но не разрушился. Такое свойство называется **ковкостью**. На резиновом шланге следов не останется, а кусок серы рассыплется — она хрупкая.

**Пластичность** — способность изменять форму под *плавной* нагрузкой и сохранять новую форму после снятия нагрузки.

**Ковкость** — способность изменять форму под *ударной* нагрузкой и сохранять новую форму после снятия нагрузки.

**Упругость** — способность изменять форму под нагрузкой, но *восстанавливать её* после снятия нагрузки.

**Хрупкость** — способность разрушаться под нагрузкой.

Мы описали четыре характерных свойства металлов: металлический блеск, электропроводность, пластичность и ковкость. Кроме того, все металлы *теплопроводны*; с этим свойством знаком каждый, кто хоть раз хватался на морозе за куски металла.

### ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ (ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ)

- металлический блеск
- электропроводность
- теплопроводность
- пластичность
- ковкость

Что же представляют собой металлы с химической точки зрения?

Все металлы — **простые вещества**. Наряду с металлами к простым веществам относятся также неметаллы, которые указанные выше свойства не проявляют или проявляют не все эти свойства. Таким образом, все простые вещества делятся на две группы: **металлы** и **неметаллы**. Этим простым веществам соответствуют **элементы** — металлы и неметаллы.

Металлы обладают рядом общих свойств, отличающих их от неметаллов. Свойства разных неметаллов настолько сильно различаются, что говорить об общих свойствах *всех* неметаллов затруднительно.

Из всех элементов только 22 неметаллы. Чтобы их найти, нужно посмотреть на Периодическую систему Менделеева (на форзацах учебника). Проще всего в длиннопериодном варианте провести диагональ бор—кремний—мышьяк—сурьма—теллур—астат. Все элементы на этой диагонали и справа от неё, а также водород — неметаллы (см. цветной блок: табл. Ц-1). Все элементы слева от неё — металлы.

Если пользоваться короткопериодным вариантом таблицы, то *металлам* соответствуют *все элементы побочных подгрупп*. В главных подгруппах надо также провести условную диагональ бор—кремний—мышьяк—сурьма—теллур—астат. Элементы *глав-*





Класс: металлы

**Al**

Номенклатурное  
название:  
алюминий

### БУДЕМ ЗНАКОМЫ!

Серебристо-белый металл. Химически весьма активен, однако на воздухе и во многих агрессивных средах покрывается тонкой, но прочной плёнкой оксида  $Al_2O_3$ , которая препятствует дальнейшему протеканию реакции. Очень лёгок (плотность  $2,7 \text{ г/см}^3$ ). Чистый алюминий мягок, однако небольшие добавки меди, магния и марганца

превращают его в прочный, но лёгкий сплав дюралюминий (широко используется как конструкционный материал). Хорошо проводит электрический ток, что позволяет делать из него лёгкие электрические провода. В 2002 г. было произведено более 32 млн т алюминия.

элементы главной подгруппы первой группы (подгруппа IA в длиннопериодном варианте), кроме водорода, называются **щелочными металлами**. Щелочные металлы (простые вещества) химически очень активны, они реагируют даже с водой. Элементы подгруппы IIA, кроме бериллия и магния, называют **щелочно-земельными металлами**. Соответствующие им простые вещества тоже весьма активны.

Назовите все щелочные металлы.

Назовите все щелочноземельные металлы.

Все элементы побочных подгрупп называют **переходными**, однако цинк Zn, кадмий Cd и ртуть Hg слабо проявляют характерные свойства этих металлов. Переходные металлы гораздо менее реакционноспособны, чем щелочные и щелочноземельные.

Элементы VII группы главной подгруппы (подгруппа VIIA) называют **галогенами** (в переводе с греческого — рождающие соли). Простые вещества галогенов — наиболее химически активные неметаллы. Они реагируют с большинством металлов, причём реакция со щелочными металлами протекает очень бурно. Элементы подгруппы VIA называют **халькогенами** (в переводе с греческого — рождающие руды).

Назовите все галогены.

Назовите все халькогены.

### Контрольные вопросы

- 15.1. Перечислите общие свойства металлов.
- 15.2. Где в таблице Менделеева проходит граница между металлами и неметаллами?
- 15.3. Можно ли использовать какой-нибудь металл в качестве электроизолятора?
- 15.4. Что лучше проводит тепло — металлы или неметаллы?

## Задание на дом

15.1. Заполните таблицу.

Элемент	Период	Группа	Подгруппа	Подгруппа длиннопериодного варианта Периодической системы
Mg				
O				
Cr				
Br				
Pt				
Te				

15.2. Заполните таблицу.

Элемент	Подгруппа главная/побочная	Простое вещество металл/неметалл
S		
Ca		
Fe		
Zn		
Pb		
P		

В следующих заданиях выберите правильное завершение фразы.

- 15.3. Натрий и золото: а) хорошо проводят электрический ток; б) бурно реагируют с водой; в) способны гореть на воздухе; г) хрупкие.
- 15.4. Не проводит электрический ток простое вещество: а) натрий; б) медь; в) ртуть; г) иод.
- 15.5. Марганец относится: а) к галогенам; б) к щелочным металлам; в) к переходным элементам; г) к благородным газам.
- 15.6. К щелочным металлам относится: а) медь; б) натрий; в) водород; г) хлор.

## Домашний эксперимент

### Предметы из металлов и их применение в быту

Среди разных вещей у вас дома найдите те, которые сделаны из металлов. Какие свойства металлов используются в этом изделии? Почему эта вещь изготовлена из металла, а не из другого материала?

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Демонстрация цезия,  
<http://experiment.edu.ru/attach/6/446.mov>
- Взаимодействие кальция и серы,  
<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/zagorski2/lesson0/v004.html>



www



- Взаимодействие натрия и серы,  
<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/zagorskii2/lesson0/v014.html>
- Реакция алюминия с бромом,  
<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/zagorskii2/lesson0/v008.html>
- Реакция меди с хлором,  
<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/zagorskii2/lesson0/v010.html>

#### Дополнительные материалы

- Обнаружение золота и серебра,  
<http://www.himhelp.ru/practice/section155/2698.html>

#### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Простые вещества металлы и неметаллы“»,  
<http://fcior.edu.ru>

#### Электронные пособия

- Модуль «Общая характеристика металлов. Их соединения. Значение металлов в природе и жизни человека»,  
<http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Общая характеристика металлов. Значение металлов в природе и жизни человека (углублённый уровень сложности)»,  
<http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева и строение атомов. Значение периодического закона», <http://fcior.edu.ru>

## § 16

### Валентность. Графические формулы

Рекомендуется повторить, что означают формулы веществ (§ 3, 12), что такое атом и элемент (§ 11), что такое группа в таблице Менделеева (с. 87). Из курса математики вспомните понятие «соотношение», операцию сокращения, наибольший общий делитель, кратность числа.

— Сколько и каких элементов входит в состав молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

— В какой группе и подгруппе находится S? P? Cu?

В § 12 был сформулирован закон *постоянства состава*. Почему же соединения имеют постоянный состав и можно ли на основе свойств элементов, входящих в состав соединения, предсказать формулу этого соединения? Можно, и это одна из задач химии.

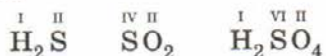
Дело в том, что атом определённого элемента (для простоты чаще говорят об элементе, опуская слово «атом») может образовывать только определённое число химических связей. Поэтому элементы соединяются друг с другом в строго определённых соотношениях. Например, натрий может соединиться с хлором только в соотношении 1 : 1 (всем известная поваренная соль  $\text{NaCl}$ ), а не 2 : 1, 1 : 2 и т. д.

Число химических связей, которые образует элемент (атом элемента), называется **валентностью**.

Некоторые элементы всегда образуют постоянное число химических связей. Так, водород во всех соединениях имеет только одну связь, кислород — две. Поэтому

валентность водорода всегда 1, кислорода — всегда 2.

Однако есть элементы, которые в разных соединениях образуют разное число связей. Таким образом, они могут проявлять несколько валентностей. Например, сера может проявлять валентности 2 (две химические связи), 4 (четыре связи) или 6 (шесть связей). Но нужно запомнить: в одном соединении элемент сохраняет свою валентность постоянной. Например, в сероводороде  $\text{H}_2\text{S}$  сера двухвалентна, в сернистом газе  $\text{SO}_2$  четырёхвалентна, в серной кислоте  $\text{H}_2\text{SO}_4$  шестивалентна. Валентности обычно обозначают римскими цифрами, которые ставят над символом соответствующего элемента:



Какова валентность марганца в соединениях:  $\text{MnCl}_2$  и  $\text{MnO}_2$ ?

**ЗАДАНИЕ 16.1.** В фосфорной кислоте  $\text{H}_3\text{PO}_4$  фосфор пятивалентен. Укажите валентности всех элементов над соответствующими символами в формуле фосфорной кислоты.

**ЗАДАНИЕ 16.2.** В мочеvine  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$  азот трёхвалентен, а углерод четырёхвалентен. Укажите валентность всех элементов над соответствующими символами в формуле мочевины.

Если соединяются два элемента с одинаковой валентностью, то один атом первого элемента свяжется с одним атомом второго, т.е. элементы соединяются в соотношении 1 : 1. Например, одновалентный хлор и одновалентный водород образуют соединение  $\text{HCl}$ .

$\text{H}$  — одновалентный водород       $\text{Cl}$  — одновалентный хлор



Если же валентности элементов, образующих соединение, различаются (как, например, валентности водорода и кислорода), то элементы в соединении находятся в соотношении, обратном отношению их валентностей. Так атому кислорода, чтобы образовать две связи, потребуется соединиться с двумя атомами водорода. Получается  $\text{H}_2\text{O}$ .

В химическом соединении, состоящем из двух элементов, сумма валентностей одного элемента всегда равна сумме валентностей другого. В молекуле воды  $\text{H}_2\text{O}$  — два атома одновалентного водорода. Сумма их валентностей равна двум, и в сумме они образу-





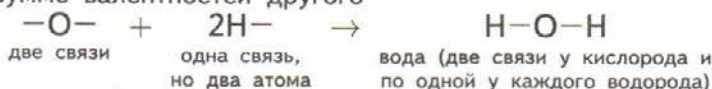
**Алгоритм 1.** Алгоритм записи формул бинарных соединений

**Задача.** Написать формулу соединения кремния (валентность IV) с кислородом (валентность II).

Шаг	Формула
1. Записать символы входящих в соединение элементов, а над ними — их валентности	$\begin{matrix} \text{IV} & \text{II} \\ \text{Si} & \text{O} \end{matrix}$
2. Перенести крест-накрест значения валентностей на места нижних индексов, записывая соответствующие арабские цифры	$\begin{matrix} \text{IV} & & \text{II} \\ & \diagdown & / \\ \text{Si}_2 & & \text{O}_4 \end{matrix}$
3. Индексы, представляющие собой кратные числа, в формуле соединения разделить на наибольший общий делитель	Сократить индексы на 2: $\text{SiO}_2$

ют две связи. Один атом двухвалентного кислорода тоже образует две связи.

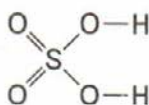
В соединении двух элементов сумма валентностей одного элемента равна сумме валентностей другого



Из этого следует, что соотношение между числом атомов этих элементов в формуле обратно соотношению их валентностей. Например, валентность алюминия — III, валентность хлора — I. Значит,  $\text{Al} : \text{Cl} = 1 : 3$  и формула соединения —  $\text{AlCl}_3$ . Валентность серы — IV, валентность кислорода — II, тогда  $\text{S} : \text{O} = 2 : 4 = 1 : 2$ ; формула соединения —  $\text{SO}_2$ .

**ЗАДАНИЕ 16.3.** Напишите формулы соединений, которые образуют элементы. При необходимости изучите алгоритм 1.

1.  $\begin{matrix} \text{II} & \text{I} \\ \text{Mg} & \text{и} & \text{Cl} \end{matrix}$     2.  $\begin{matrix} \text{I} & \text{II} \\ \text{Na} & \text{и} & \text{S} \end{matrix}$     3.  $\begin{matrix} \text{II} & \text{II} \\ \text{Ca} & \text{и} & \text{S} \end{matrix}$   
 4.  $\begin{matrix} \text{IV} & \text{II} \\ \text{C} & \text{и} & \text{S} \end{matrix}$     5.  $\begin{matrix} \text{I} & \text{III} \\ \text{H} & \text{и} & \text{N} \end{matrix}$     6.  $\begin{matrix} \text{IV} & \text{II} \\ \text{Pb} & \text{и} & \text{O} \end{matrix}$



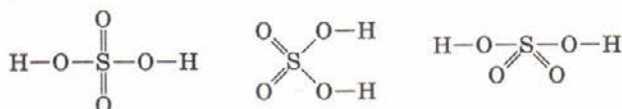
**Рис. 40.** Графическая формула серной кислоты

Выше на основании валентностей была построена формула воды, в которой показано, как (в каком порядке и каким количеством связей) атомы водорода связаны с атомами кислорода.

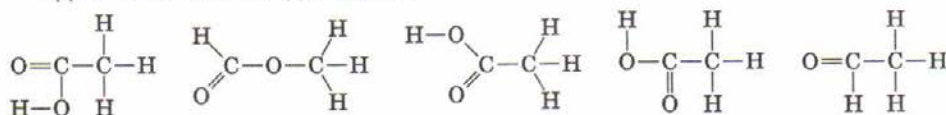
Такая формула называется **графической формулой**. Связи в графической формуле обозначаются черточками (рис. 40).

**Графическая формула** показывает число связей атомов в веществе, а также в каком порядке они связаны

При записи графической формулы следят только за тем, в каком порядке связаны между собой атомы. Углы между связями значения не имеют. Поэтому все приведённые ниже графические формулы серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  равноценны.



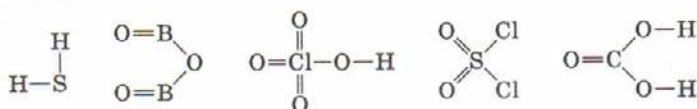
**ЗАДАНИЕ 16.4.** Укажите графические формулы, изображающие одно и то же соединение.



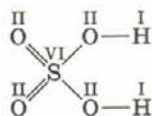
По графической формуле легко составить формулу состава соединения. Для этого достаточно записать символы элементов, входящих в графическую формулу, и сосчитать их число, указав его в виде индекса (1 не пишется, а подразумевается).

Посмотрев на графическую формулу серной кислоты (рис. 40), мы увидим, что в неё входит два атома H, один атом S и четыре атома O. Получаем формулу  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**ЗАДАНИЕ 16.5.** Напишите формулу состава соединений по графическим формулам.

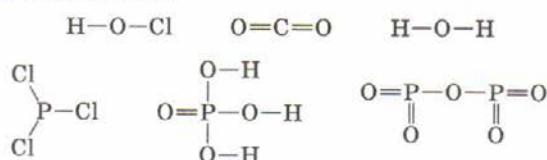


По графической формуле легко определить валентность любого элемента в соединении. Для этого достаточно сосчитать число чёрточек, отходящих от символа элемента. На графической формуле серной кислоты указаны валентности входящих в неё элементов.





**ЗАДАНИЕ 16.6.** По графической формуле соединения определите валентности элементов.



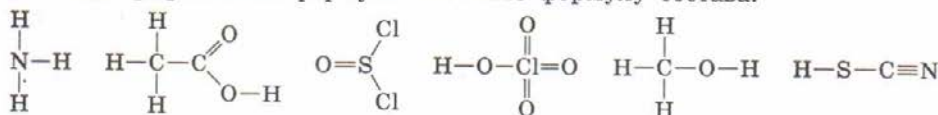
**ЗАДАНИЕ 16.7\*** Напишите графическую формулу  $\text{CH}_4$  (водород одновалентен);  $\text{SO}_3$  (кислород образует связи только с серой);  $\text{AlCl}_3$  (хлор одновалентен);  $\text{Na}_2\text{S}$  (натрий одновалентен).

## Контрольные вопросы

- 16.1. Что такое «валентность»?
- 16.2. Чем графическая формула отличается от формулы состава?
- 16.3. Чему равна валентность кислорода? Водорода?
- 16.4. Отражает ли графическая формула величины углов между химическими связями?

## Задание на дом

16.1. По графической формуле составьте формулу состава.



- 16.2. Укажите валентности элементов графических формул, приведённых в задании 16.1.
- 16.3. Напишите формулы соединений двух элементов (в скобках после символа элемента указана валентность).  
 а) S(VI) и O(II); б) H(I) и P(III); в) Al(III) и O(II);  
 г) Al(III) и S(II); д) Fe(III) и Cl(I).
- 16.4.\* Напишите графические формулы соединений из задания 16.3.

## Ресурсы

*Тренажёры электронные*

- Модуль «Тренажёр „Валентность в соединениях, состоящих из атомов двух химических элементов“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Составление формул оксидов и хлоридов“», <http://fcior.edu.ru>

*Электронные пособия*

- Трёхмерные химические формулы, <http://school-collection.edu.ru>

## § 17

## Запись химической реакции

Рекомендуется повторить понятия «химическая реакция» (§ 5), «химическая формула» (§ 3, 12); признаки химической реакции (§ 5, лабораторные опыты к § 5).

— Приведите примеры химических реакций, которые вы проводили на уроках или дома. Опишите, что вы наблюдали.

— Прочитайте формулы:  $K_2Cr_2O_7$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ . Назовите индексы в них.

**Оборудование.** Пробирки, штатив для пробирок.

**Реактивы.** оксид магния  $MgO$ , кислота соляная  $HCl$ , сульфат меди  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , цинк  $Zn$ , хлорид натрия  $NaCl$ , раствор нитрата серебра  $AgNO_3$ .

Химическая реакция — это превращение одних веществ в другие. Вещества, вступающие в реакцию, называются реагентами, а образующиеся — продуктами реакции.

Вещества, вступающие в химическую реакцию, называются **реагентами**.

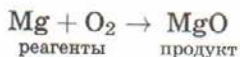
Вещества, образующиеся в результате реакции, называются **продуктами** реакции.

Назовите реагенты в реакции горения древесины в кислороде.

Химические реакции записывают с помощью схем и уравнений.

В **схеме реакции** записывают, какие вещества вступают в реакцию и какие образуются в результате реакции. Прежде всего записывают формулы реагентов. Между формулами ставят знак сложения, т. е. плюс «+». Далее ставят стрелку. Справа от стрелки записывают формулы продуктов также через знак «+».

Если металлический магний  $Mg$  поджечь в кислороде  $O_2$ , то он загорится ослепительно белым пламенем (см. цветной блок: рис. Ц-26). В результате реакции образуется белый порошок — оксид магния  $MgO$ . Схема этой реакции записывается так:



Прочитаем эту схему: магний ( $Mg$ ) реагирует (+) с кислородом ( $O_2$ ) и получается (→) оксид магния ( $MgO$ ).

**ОПЫТ 17.1. Реакция оксида магния с соляной кислотой.** В пробирку насыпают немного оксида магния и добавляют воды. Растворяется ли вещество? Затем добавляют соляную кислоту. Что происходит с веществом?





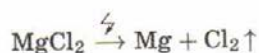
Класс: металлы

**Mg**Номенклатурное  
название:  
магний**БУДЕМ ЗНАКОМЫ!**

Серебристо-белый, очень лёгкий металл (плотность  $1,74 \text{ г/см}^3$ ). Плавится при  $650^\circ\text{C}$ . При нагревании на воздухе загорается ослепительно-белым пламенем (поэтому используется в пиротехнических составах, например, для фейерверков). Сплавы на основе магния очень лёгкие, однако из-за горючести и химической активности применение их ограничено. При нагревании вытесняет многие металлы из их соединений. На этом основан метод магниетермии, используемый для получения, в частности, титана:



Получают магний, пропуская электрический ток через расплав  $\text{MgCl}_2$ :



Оксид магния очень плохо растворяется в воде (вы этого процесса не заметите). Однако в водном растворе соляной кислоты он растворится, потому что происходит следующая реакция:



Оксид магния ( $\text{MgO}$ ) реагирует (+) с соляной кислотой ( $\text{HCl}$ ) и получается (→) хлорид магния ( $\text{MgCl}_2$ ) и (+) вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

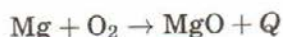


Что в этой реакции — реагенты, а что — продукты?



Рис. 41. Магний

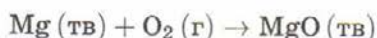
Если в реакции выделяется теплота, то это отражают в схеме реакции: дополнительно записывают справа от стрелки после продуктов  $+Q$ , если же теплота поглощается, то  $-Q$ . Буквой  $Q$  обозначают тепловую энергию, знак «+» или «-» — её выделение или поглощение, соответственно (рис. 41). С учётом выделения теплоты схема реакции горения магния записывается так:



- $+Q$  — в ходе реакции выделяется теплота.
- $-Q$  — в ходе реакции теплота поглощается.

Иногда в схемах указывают агрегатное состояние вещества: твёрдое (тв), жидкое (ж), газообразное (г) или раствор (р-р).

Запишем схему реакции горения магния, указав агрегатные состояния веществ



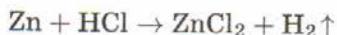
**ОПЫТ 17.2. Взаимодействие сульфата меди цинком.** В пробирку насыпают кристаллы сульфата меди  $\text{CuSO}_4$  (0,5 см) и растворяют их. Добавляют одну гранулу металлического цинка  $\text{Zn}$ . На поверхности цинка выделяется коричневая губка меди  $\text{Cu}$ , а сам цинк при этом превращается в  $\text{ZnSO}_4$ , который переходит в раствор (см. цветной блок: рис. Ц-16).

Запишите схему реакции, которая происходит в опыте 17.2. Укажите агрегатные состояния продуктов и реагентов.

Агрегатные состояния веществ в схемах реакций указывают редко. Однако если из твёрдых или жидких реагентов образуются газообразные продукты, то после формулы такого продукта обычно ставят стрелку вверх ( $\uparrow$ ).

**ОПЫТ 17.3. Взаимодействие цинка с соляной кислотой.** В пробирку опускают одну гранулу цинка  $\text{Zn}$  и добавляют к ней соляную кислоту (водный раствор  $\text{HCl}$ ). Что наблюдается? Что происходит с цинком?

Происходит следующая химическая реакция:



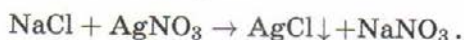
Прочитаем эту схему: цинк ( $\text{Zn}$ ) реагирует (+) с соляной кислотой ( $\text{HCl}$ ) и получается ( $\rightarrow$ ) хлорид цинка ( $\text{ZnCl}_2$ ) и водород ( $\text{H}_2$ ), который выделяется в виде газа ( $\uparrow$ ).

Что в этой реакции реагенты, а что — продукты?

Если при реакции в растворе образуется нерастворимое вещество (из раствора выпадает осадок — твёрдое вещество), то рядом с формулой этого вещества ставят стрелку вниз ( $\downarrow$ ).

**ОПЫТ 17.4. Взаимодействие хлорида натрия с нитратом серебра.** На дно пробирки насыпают несколько кристаллов хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , растворяют и добавляют несколько капель раствора нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ . Что наблюдается?

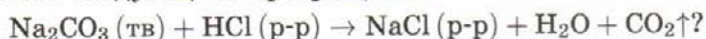
В этой реакции образуется нерастворимый хлорид серебра  $\text{AgCl}$ , который выпадает в осадок.



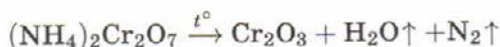




Какой признак химической реакции будет наблюдаться при проведении следующего превращения:



Условия проведения реакции часто записывают над стрелкой: « $t^\circ$ » над стрелкой означает, что реакция проводится при нагревании;  $h\nu$  — на свету;  $\text{⚡}$  — под действием электрического тока. Например,



Дихромат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  при нагревании ( $\xrightarrow{t^\circ}$ ) образует оксид хрома  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , воду  $\text{H}_2\text{O}$  и азот  $\text{N}_2$ , который улетучивается ( $\uparrow$ ) (см. цветной блок: рис. Ц-2).

↓ выпадение осадка

↑ выделение газа

$\xrightarrow{t^\circ}$  реакция проводится при нагревании

$\xrightarrow{h\nu}$  реакция проводится на свету

$\xrightarrow{\text{⚡}}$  реакция проводится под действием электрического тока



При каких условиях протекает реакция



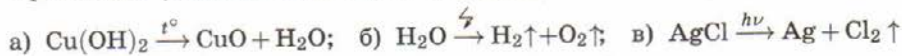
Какой признак протекания этой реакции можно наблюдать?

## Контрольные вопросы

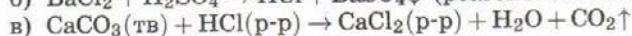
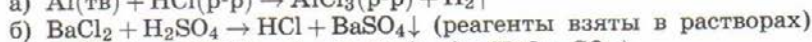
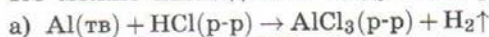
- 17.1. Что такое реагенты? Продукты?
- 17.2. Как в схеме химической реакции отделяются реагенты от продуктов?
- 17.3. Как устроена схема химической реакции?
- 17.4. Что означают слова «справа» и «слева» при обсуждении схемы химической реакции?

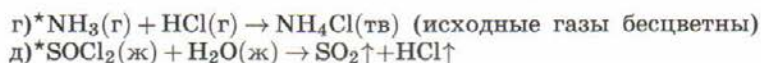
## Задание на дом

17.1. При каких условиях протекают реакции:



17.2. Что можно наблюдать в следующих реакциях:





- 17.3. Из задания 17.1 выпишите формулы веществ, находящихся в газообразном состоянии (в обычных условиях).
- 17.4. При нагревании хлорида золота  $\text{AuCl}_3$  (твёрдое вещество красно-коричневого цвета) образуется металлическое золото и выделяется хлор  $\text{Cl}_2$  (газ зеленоватого цвета). Напишите схему этой реакции. Каковы признаки протекания этой реакции?

## § 18

### Уравнения химических реакций

Рекомендуется повторить, что такое схема химической реакции (§ 17), что такое элемент и что отражает формула состава вещества (§ 11). Из курса математики вспомните определение уравнения, тождественные преобразования уравнений.

— Прочитайте схему реакции



— Сколько и каких атомов входит в молекулу  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

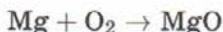
Уже неоднократно говорилось, что атомы в ходе химических реакций остаются неизменными (§ 11). Следовательно, сколько атомов какого-то элемента вступило в реакцию, столько же и должно выйти из неё.

#### ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ ВЕЩЕСТВА

Сколько атомов элемента вступило в реакцию, столько же остаётся после реакции.

Закон сохранения вещества в химической реакции — частный случай универсального закона сохранения материи и энергии.

Однако схемы реакции этого не отражают. Например, из схемы реакции горения магния



можно понять, что в реакцию вступают два атома кислорода (молекула  $\text{O}_2$ ), а получается один (в оксиде магния).

Поэтому в химии чаще используют **уравнения реакций**.

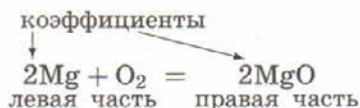
**Уравнения реакций** показывают, какие вещества и в каком количестве вступают в химическую реакцию и какие вещества и в каком количестве получаются в результате реакции.

В уравнении реакции, по аналогии с алгебраическим уравнением, перед формулой каждого вещества ставят **коэффициенты**,



обозначающие, сколько частиц этого вещества вступило в реакцию и сколько получилось (как и в алгебре, коэффициент 1 не ставится, а подразумевается). В уравнении реакции между продуктами и реагентами ставят знак равенства (в схеме — стрелку).

Напишем уравнение реакции горения магния:



Прочитаем это уравнение реакции: два атома магния ( $2\text{Mg}$ ) реагируют (+) с одной (1 не ставится) молекулой кислорода ( $\text{O}_2$ ) и получается (=) две молекулы<sup>1)</sup> оксида магния ( $2\text{MgO}$ ).

Зачем нужны уравнения реакций? Для того чтобы знать, в каких соотношениях брать реагенты. Соотношение реагентов в уравнении реакции называется **стехиометрическим**. Если взять реагенты в стехиометрическом соотношении, то они прореагируют полностью. Если соотношение отличается от стехиометрического, то один из реагентов прореагирует не весь, т.е. он был взят в избытке. Например, если сжигать большое количество (избыток) магния в небольшом количестве кислорода, то часть магния не прореагирует (останется), а кислород прореагирует полностью. Если же небольшое количество магния сжигать в большом количестве (избытке) кислорода, то магний сгорит целиком, а кислород останется. И только если число атомов магния и молекул кислорода в смеси соотносится как 2 : 1, оба вещества прореагируют полностью.

Соотношения веществ, равные отношению коэффициентов в уравнении, называются **стехиометрическими**. Другими словами, исходные вещества реагируют полностью только тогда, когда находятся в стехиометрическом соотношении, для нахождения которого и нужно уравнение реакции.

**Стехиометрическое соотношение** веществ, вступающих в реакцию, соответствует отношению коэффициентов в уравнении реакции.

Все реагенты могут прореагировать без остатка, только если они взяты в стехиометрических соотношениях.

Чтобы понять, что уравнение составлено верно, нужно убедиться, что слева и справа от знака равенства число атомов каждого элемента одинаково.

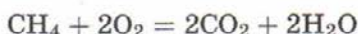
Вернёмся к уравнению реакции горения магния: слева — два атома магния и справа — тоже два. Число атомов магния слева и справа от знака равенства одинаково, значит, эта «реакция

<sup>1)</sup> Соединение  $\text{MgO}$  имеет немолекулярное строение, поэтому употребление термина «молекула» здесь формально (см. § 11).

уравнена по магнию». Слева — два атома кислорода (одна молекула  $O_2$  содержит два атома кислорода); справа — тоже два: число атомов кислорода слева и справа от знака равенства одинаково, значит, «реакция уравнена по кислороду». В уравнение входит только магний и кислород, по обоим этим элементам реакция уравнена. Значит, реакция уравнена в целом.

Реакция считается уравненной, если число атомов каждого элемента слева от знака равенства равно числу атомов того же элемента справа от знака равенства.

**ЗАДАНИЕ 18.1.** Заполните таблицу для уравнения реакции горения метана (основной компонент бытового газа)



Элемент	Число атомов слева от знака равенства	Число атомов справа от знака равенства
С		
Н		
О		

Можно ли считать, что эта реакция уравнена? Если нет, попробуйте исправить ошибку.

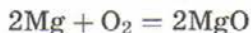
**ЗАДАНИЕ 18.2.** Сделайте то же, что в задании 18.1, для реакции горения спирта



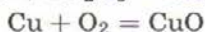
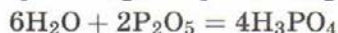
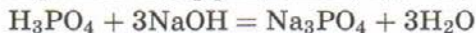
В уравнении реакции все коэффициенты должны быть *минимально возможными* натуральными числами. Например, в уравнении реакции



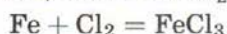
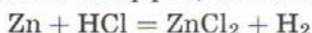
можно разделить обе его части на три. Получим:



**ЗАДАНИЕ 18.3.** Сократите коэффициенты, где это возможно.



**ЗАДАНИЕ 18.4.** Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций.





## Контрольные вопросы

- 18.1. Чем уравнение реакции отличается от схемы реакции?  
 18.2. Что значит «слева» и «справа», когда речь идёт об уравнении реакции?  
 18.3. Слева общее число атомов элемента равно 6. Сколько атомов этого элемента должно быть справа?

## Задание на дом

- 18.1. Записаны уравнения реакций горения сухого горючего. Какое из них уравнено?  
 а)  $C_6H_{12}N_4 + O_2 = 6CO_2 + 6H_2O + 2N_2$   
 б)  $2C_6H_{12}N_4 + 18O_2 = 12CO_2 + 12H_2O + 4N_2$   
 в)  $C_6H_{12}N_4 + 9O_2 = 6CO_2 + 6H_2O + 2N_2$   
 г)  $2C_6H_{12}N_4 + 3O_2 = 5CO_2 + 4H_2O + 4N_2$
- 18.2. Найдите уравнения, в которых можно сократить коэффициенты. Сократите коэффициенты.  
 а)  $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$       б)  $4Al + 12HCl = 4AlCl_3 + 6H_2 \uparrow$   
 в)  $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow$     г)  $6CaSO_4 \xrightarrow{t^\circ} 6CaO + 6SO_2 \uparrow + 3O_2 \uparrow$
- 18.3. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций.  
 а)  $(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t^\circ} Cr_2O_3 + H_2O + N_2$     б)  $Al + Cl_2 = AlCl_3$   
 в)  $NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$       г)  $Al + CuCl_2 = AlCl_3 + Cu$

## Домашний эксперимент

### Взаимодействие пищевой соды с уксусом

*Эксперимент проводить только в присутствии родителей*

Возьмите чайную ложку пищевой соды  $NaHCO_3$  и насыпьте в стакан. Добавьте 5–6 чайных ложек воды и растворите соду. Возьмите столовый уксус (можно приготовить из уксусной эссенции, вылив две чайных ложки эссенции в полстакана воды). Столовый уксус добавляйте чайными ложками к раствору пищевой соды и перемешивайте. Наблюдайте выделение газа. Сколько чайных ложек уксуса пришлось добавить, чтобы выделение газа прекратилось?

## Ресурсы

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Химическая реакция“», <http://fcior.edu.ru>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Составление уравнений химических реакций“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Уравнения химических реакций», <http://fcior.edu.ru>

## § 19

## Классификация химических реакций

Рекомендуется повторить, что такое химическая реакция (§ 5), признаки химических реакций (§ 5), что такое схема (§ 17) и уравнение химической реакции (§ 18).

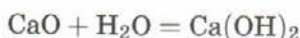
Реакции можно классифицировать по числу веществ, вступивших в реакцию и получившихся в результате реакции. Согласно такой простой классификации, реакции делят на четыре типа: реакции разложения, реакции соединения, реакции замещения и реакции обмена.

В **реакциях разложения** из одного вещества образуются два или более. Например, при нагревании (обжиге) карбоната кальция  $\text{CaCO}_3$  (природный известняк, или белый камень; см. цветной блок: рис. Ц-3) он разлагается на твёрдый оксид кальция  $\text{CaO}$  (известен как «жжёная известь» или «негашёная известь») и углекислый газ  $\text{CO}_2$ .



С древних времён так получали жжёную известь, из которой делали связующий материал для строительства.

В **реакциях соединения** два (или более) вещества превращаются в один продукт. Например, когда жжёную известь заливали водой, вещества вступали в реакцию соединения с образованием гидроксида кальция (гашёной извести)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



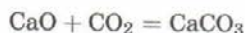
Именно благодаря этой реакции гашёная известь намертво соединяла камни известняка в древних крепостях (см. цветной блок: рис. Ц-4).

Если в схеме реакции соединения поменять местами продукты и реагенты, то это уже реакция разложения. Если продукты одной реакции являются реагентами другой, и наоборот, то такие реакции называются **прямой и обратной** соответственно.

Если возможно (хотя бы при разных условиях) протекание как прямой, так и обратной реакций, то такие реакции называют **обратимыми**. Например, при нагревании карбонат кальция разлагается на оксид и углекислый газ:

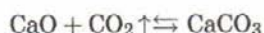


Однако если полученный оксид кальция оставить на воздухе при комнатной температуре, то пойдёт обратная реакция: оксид кальция будет реагировать с углекислым газом воздуха:



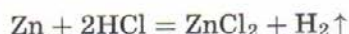


Таким образом, реакция разложения карбоната кальция обратима. Чтобы это показать, вместо знака равенства используют две стрелки, направленные в противоположные стороны:



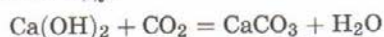
Многие реакции разложения (и реакции соединения) обратимы, причём реакция разложения протекает при высоких температурах, а обратная реакция соединения — при низких. Чтобы разложить известняк, необходимо нагревание, а обратная реакция протекает при комнатной температуре.

В реакциях замещения (иногда их называют реакциями вытеснения) из двух веществ получаются два новых, причём один из реагентов целиком входит в состав продукта. К реакциям замещения относится уже знакомая вам из § 17 (см. с. 103) реакция цинка с соляной кислотой:

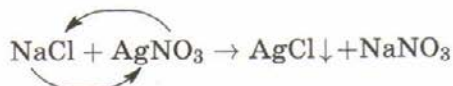


В ней цинк вытесняет водород из соляной кислоты, а сам целиком входит в состав одного из продуктов —  $\text{ZnCl}_2$ .

Если оставить гашёную известь  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  на воздухе, она, как и жжёная известь  $\text{CaO}$ , будет реагировать с углекислым газом. Эту реакцию также можно считать реакцией замещения: углекислый газ  $\text{CO}_2$  вытесняет из гашёной извести воду:

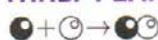


И наконец, в реакциях обмена из двух веществ получают два новых, причём реагенты обмениваются своими составными частями. К реакциям обмена относится реакция  $\text{NaCl}$  с  $\text{AgNO}_3$ , которая была описана в § 17 (см. с. 103 и рис. 42).



Эту реакцию можно рассматривать как замену составных частей реагентов — атома серебра на атом натрия. При этом в состав продуктов входят только отдельные части реагентов, но не реагенты целиком.

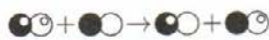
### ТИПЫ РЕАКЦИЙ



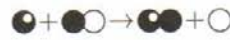
Реакция  
соединения



Реакция  
разложения

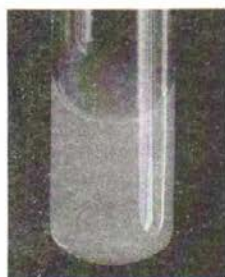


Реакция  
обмена



Реакция  
замещения

Кроме таких простых реакций, которые мы здесь рассматривали, могут происходить сложные реакции. Их можно записать

Рис. 42 (слева). Осадок  $\text{AgCl}$ Рис. 43 (справа). Реакция взаимодействия карбоната натрия с серной кислотой Пузырьки — газообразный углекислый газ  $\text{CO}_2$ 

в виде последовательности нескольких простых реакций. Например, сложную реакцию (рис. 43)



можно представить как реакцию обмена



вслед за которой идёт реакция разложения



Если в реакции больше одного реагента и больше двух продуктов или больше двух реагентов и больше одного продукта, то такая реакция обязательно сложная.

## Контрольные вопросы

- 19.1. Что такое реакции замещения, соединения, разложения, обмена?
- 19.2. Какие реакции называют сложными?

## Задание на дом

- 19.1. К какому типу относится реакция? Расставьте коэффициенты
  - а)  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
  - б)  $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$
  - в)  $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2 \uparrow$
  - г)  $\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
  - д)  $\text{CaCO}_3 + \text{H}_3\text{BO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Ca}(\text{BO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
- 19.2. Нагрели оксид свинца  $\text{PbO}_2$  (коричневый осадок). В результате реакции образовался бесцветный газ и осталось жёлто-оранжевое твёрдое вещество. К какому типу относится эта реакция?
- 19.3. Лёгкий и мягкий металл натрий  $\text{Na}$  нагрели в атмосфере зелёного газа хлора  $\text{Cl}_2$ . В результате образовалось белое твёрдое вещество и остался лишний газ хлор. К какому типу относится эта реакция по формальной классификации?
- 19.4\*. Реакция жёсткой извести с водой обратима. Запишите схему прямой и обратной реакций. При каких условиях можно провести обратную реакцию?





## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Разложение дихромата аммония (вулкан), <http://school-collection.edu.ru>
- Разложение  $PbO_2$ , <http://blogs.mail.ru/community/chem-textbook>, запись от 27-04-2008 19:37
- Реакция соединения серы с железом, <http://school-collection.edu.ru>
- «Змея» — разложение глюконата кальция, <http://school-collection.edu.ru>
- Дым без огня — взаимодействие аммиака с хлороводородом, <http://school-collection.edu.ru>

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Реакции замещения“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тесты по теме „Реакции соединения“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тесты по теме „Реакции разложения“», <http://fcior.edu.ru>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Составление уравнений химических реакций соединения“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Составление уравнений химических реакций разложения“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Составление уравнений химических реакций замещения“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Реакции замещения», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Реакции разложения», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Реакции соединения», <http://fcior.edu.ru>

## Домашний эксперимент

### Реакция разложения пищевой соды

*Эксперимент проводите только в присутствии родителей.*

Нагрейте на плите в небольшой кастрюльке воду почти до кипения и снимите её с конфорки. В горячую воду бросьте столовую ложку пищевой соды  $NaHCO_3$ . Вы увидите бурное выделение газа:



Если нагревать сухой порошок пищевой соды, эта же реакция пойдёт при температуре выше  $100^\circ C$ . Однако вода способствует разложению этого вещества при меньшей температуре.

### Лабораторные опыты

### РЕАКЦИИ РАЗЛОЖЕНИЯ И ИХ ПРОДУКТЫ

**Задача.** Провести реакции разложения и описать их продукты.

**Оборудование.** Пробирки, держатель для пробирок, сухое горючее с подставкой и крышкой или спиртовка, фарфоровый стаканчик (для горячих пробирок), очки.

**Реактивы.** Гидрокарбонат натрия (питьевая сода)  $NaHCO_3$ , гидроксокарбонат меди (малахит)  $(CuOH)_2CO_3$ , дихромат аммония  $(NH_4)_2Cr_2O_7$ , борная кислота  $H_3BO_3$ .

**Ход работы.** В сухую пробирку отбирают небольшое количество (на донышко) вещества и нагревают до прекращения реакции. Наблюдают за внешним видом продуктов реакции.

Отверстие пробирки закрывают ватой, чтобы продукты реакции не попали в окружающую среду.

Исходные вещества обратно не высыпать.

Пробирки, которые нагревают, должны быть сухими снаружи.

**Отчёт.** Представляют в виде таблицы в лабораторном журнале.

Уравнение реакции	Продукт реакции	Цвет	Агрегатное состояние
$2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$\text{Na}_2\text{CO}_3$		
	$\text{H}_2\text{O}$	б/ц	ж
	$\text{CO}_2$	б/ц	г
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$\text{CuO}$		
	$\text{H}_2\text{O}$		
	$\text{CO}_2$	б/ц	г
$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t^\circ} \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_3$		
	$\text{H}_2\text{O}$		
	$\text{N}_2$	б/ц	г
$2\text{H}_3\text{BO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 3\text{H}_2\text{O} + \text{B}_2\text{O}_3$	$\text{B}_2\text{O}_3$		
	$\text{H}_2\text{O}$	б/ц	ж

Если при разложении вещества образуется вода, она конденсируется в верхней (холодной) части пробирки. Эти капли воды могут стекать вниз в нагретую часть пробирки, от чего пробирка треснет. Чтобы этого избежать, следует прогревать также верхнюю часть пробирки, чтобы влага испарялась.

Нельзя ставить нагретую пробирку в пластмассовый штатив — он может расплавиться. Горячие пробирки надо ставить в сухой фарфоровый стаканчик.

По окончании работы пробирки следует остудить и вымыть сначала водопроводной, а потом дистиллированной водой. Если на стенках остался твёрдый налёт, его смывают ёршиком, после чего ополаскивают пробирку дистиллированной водой.





## ГЛАВА IV КЛАССЫ ВЕЩЕСТВ И ВЗАИМОСВЯЗИ МЕЖДУ НИМИ

### § 20

#### Оксиды. Составление формул оксидов

Рекомендуется повторить понятие «элемент» (§ 11) и «формула состава» (§ 11); что такое «валентность» и какую информацию даёт графическая формула (§ 16); правила чтения символов элементов; взаимосвязь символов и названий элементов (§ 3); что такое группа в Периодической системе элементов (с. 87), как составлять формулу соединения, в составе которого два элемента. Из курса математики вспомните, что такое чётные и нечётные числа, как найти общий делитель.

- В какие из соединений входит кислород:  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
- В какой группе и подгруппе находятся: S, P, Cu?
- Какова валентность кислорода? Водорода?
- Число 5 — чётное или нечётное?
- Какой общий делитель чисел 3 и 7, 5 и 10?

Изучение основных классов веществ мы начнём с самого простого — с класса оксидов.

**Оксидом** называется соединение, состоящее из двух элементов, один из которых кислород. Второй элемент, входящий в состав оксида, мы будем называть **центральным**.

**ПРИМЕР 20.1.** Оксиды:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

Не оксиды:  $\text{Mo}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$  (нет кислорода),  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$  (больше двух элементов).

**ЗАДАНИЕ 20.1.** Укажите оксиды:  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Co}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{MoS}$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Атомы кислорода в оксидах связаны только с атомами центрального элемента, а атомы центрального элемента — только с атомами кислорода. Поэтому формулы оксидов составляются

точно так же, как и формулы других соединений из двух элементов: отношение индексов есть обратное отношение валентностей (см. с. 98). При этом *кислород всегда двухвалентен*. Такой способ составления формулы оксида называется *алгебраическим*.

**ПРИМЕР 20.2.** Составьте формулу оксида кремния (кремний всегда четырёхвалентен).

Решение. Соотношение валентностей Si и O составляет  $4 : 2 = 2 : 1$ . Значит, соотношение атомов в оксиде —  $1 : 2$ , что соответствует формуле  $\text{SiO}_2$ .

**ЗАДАНИЕ 20.2.** Составьте формулу оксида кальция (II), алюминия (III), углерода (IV), фосфора (V).

Алгебраический способ позволяет вывести общую формулу оксида в зависимости от валентности центрального элемента, которую мы обозначим буквой  $n$ .

$\text{EO}_{\frac{n}{2}}$ , если  $n$  — чётное число;

$\text{E}_2\text{O}_n$ , если  $n$  — нечётное число.

Эти формулы позволяют не только определить формулу оксида, зная валентность центрального элемента, но и решить обратную задачу — определить валентность центрального элемента по формуле оксида.

**ЗАДАНИЕ 20.3.** Определите валентность центрального элемента в  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{MoO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

Формулу оксида также можно найти *графическим способом*. Для этого сначала составляют графическую формулу оксида, а уже из неё выводят формулу состава. При этом атомы кислорода в оксидах связаны только с атомами центрального элемента и наоборот. Соответствующий алгоритм приведён на с. 116.

При образовании соединений свободных валентностей оставаться не должно.



В оксидах атомы одного и того же элемента не связаны друг с другом.

**ЗАДАНИЕ 20.4.** Используя алгоритм 2, составьте графические формулы и формулы состава оксидов марганца (IV), хлора (I), азота (III).

В табл. IV.1 на с. 118 приведены формулы оксидов, а также их названия. Название оксида любого элемента включает слово «оксид», за которым следует название центрального элемента в родительном падеже. Если элемент проявляет несколько валентностей (может образовывать несколько оксидов), после его названия римской цифрой в скобках указывают его валентность.



**Алгоритм 2.** Алгоритм составления формул оксидов графическим способом

Шаг	Оксид В(III)	Оксид Si(IV)
1. Нарисовать символ центрального элемента с соответствующим числом валентных чёрточек вокруг		
2. Валентности попарно «занять» атомом(-ами) кислорода	$O=B-$	$O=Si<$
3. Если свободных валентностей не остаётся — построение графической формулы закончено. Если остаётся одна свободная валентность — к ней присоединить атом кислорода	$O=B-O-$	$O=Si=O$ Графическая формула оксида кремния
4. К свободной валентности кислорода присоединить следующий атом центрального элемента с соответствующим числом валентностей (чёрточек)	$O=B-O-B<$	
5. Свободные валентности центрального атома снова попарно «занять» кислородом. Свободных валентностей не осталось — построение графической формулы закончено. Если остались свободные валентности — надо искать ошибку	$O=B-O-B=O$ Графическая формула оксида бора	
6. Перевести графическую формулу в формулу состава. Поставить числа в нижнем индексе при соответствующих элементах (1 не ставится)	$B_2O_3$ Формула состава оксида бора	$SiO_2$ Формула состава оксида кремния

**ЗАДАНИЕ 20.5.** Назовите соединения:  $Na_2O$ ,  $CuO$ ,  $MnO_2$ ,  $P_2O_5$ ,  $Cl_2O_7$ .

**ЗАДАНИЕ 20.6.** Напишите формулы состава: оксида никеля (II); оксида углерода (VI); оксида азота (V).

Оксиды разных элементов имеют очень разные физические и химические свойства. Одни — твёрдые вещества, другие — жидкости, третьи — газы. Одни очень бурно реагируют с водой, дру-

Класс: оксиды

**CO<sub>2</sub>**Номенклатурное  
название:оксид  
углерода (IV).Тривиальное  
название:  
углекислый газ**БУДЕМ ЗНАКОМЫ!**

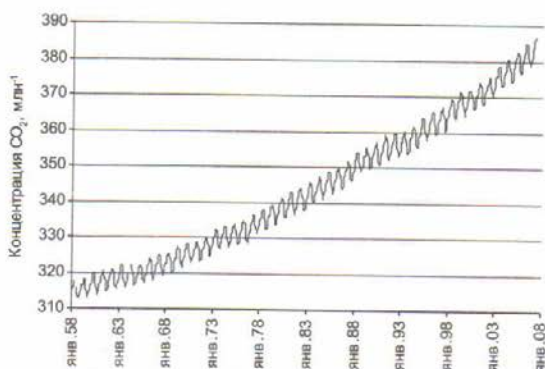
Газ, при охлаждении до  $-78^{\circ}\text{C}$  превращается в твёрдое вещество (минуя жидкое состояние). Твёрдый CO<sub>2</sub> (сухой лёд) используется для поддержания низкой температуры. Под давлением газообразный CO<sub>2</sub> сжижается. В таком виде его перевозят в баллонах. Неплохо растворяется в воде (чем больше давление, тем лучше растворимость), что используют при изготовлении газированных напитков (рис. 44).

Углекислый газ — продукт процессов дыхания и горения. В выдыхаемом человеком воздухе его доля доходит до 4% (по объёму). Необходим растениям как источник органического вещества, поглощается из воздуха при фотосинтезе. В течение миллионов лет процессы пополнения атмосферного воздуха углекислым газом и его усвоения растениями находились в равновесии друг с другом, поэтому концентрация углекислого газа в воздухе была почти постоянной. Однако последние 200 лет из-за активного сжигания ископаемого топлива и разрушения природных экосистем содержание CO<sub>2</sub> в атмосфере неуклонно растёт, т.е. если, например, в январе 1958 г. концентрация CO<sub>2</sub> составляла  $\approx 315$  млн<sup>-1</sup>, то к январю 2008 г. она увеличилась до  $\approx 385$  млн<sup>-1</sup> (рис. 45). Считается, что из-за этого происходит глобальное потепление, так как углекислый газ вызывает «парниковый эффект», задерживая тепловое (инфракрасное) излучение.

Повышенное содержание CO<sub>2</sub> в воздухе приводит к возбуждению, а очень высокое — к угнетению дыхательного центра мозга, регулирующего процессы вдоха и выдоха. Описаны смертельные случаи от остановки дыхания при нахождении человека в атмосфере, содержащей больше 10% углекислого газа.



**Рис. 44.** При открывании бутылки с газированной водой давление газа резко падает, его растворимость уменьшается, и газ начинает выделяться из воды в виде пузырьков



**Рис. 45.** Изменение среднемесячного содержания CO<sub>2</sub> в воздухе (млн<sup>-1</sup> — миллионная доля) по данным наблюдения на о. Мауна-Лоа, Гавайские острова. Источник: <http://www.esrl.noaa.gov/gmd/ccgg/trends/index.html#global>



Таблица IV.1

## Примеры оксидов

Элемент	Валентность	Формула состава оксида	Графическая формула	Название оксида	Чем интересен
H	I	H <sub>2</sub> O	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \text{O} \end{array}$	Оксид водорода (вода)	Наиболее распространённая жидкость на Земле
Ca	II	CaO	Ca=O	Оксид кальция (жжённая известь)	В старину использовался в качестве связующего компонента при строительстве
Cr	III	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	O=Cr—O—Cr=O	Оксид хрома (III)	Очень твёрдый. Компонент полировальных паст и зелёных красок
Si	IV	SiO <sub>2</sub>	O=Si=O	Оксид кремния	Речной песок
V	V	V <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	$\begin{array}{c} \text{O}=\text{V}-\text{O}-\text{V}=\text{O} \\ \text{O}=\text{O} \quad \text{O}=\text{O} \end{array}$	Оксид ванадия (V)	Используют в химической промышленности для ускорения некоторых реакций
Cr	VI	CrO <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \text{O}=\text{Cr}=\text{O} \\ \text{O} \end{array}$	Оксид хрома (VI)	Горючие жидкости могут воспламеняться при контакте с этим веществом
Mn	VII	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O}=\text{Mn}-\text{O}-\text{Mn}=\text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \end{array}$	Оксид марганца (VII)	Горючие жидкости могут воспламеняться при контакте с этим веществом
Os	VIII	OsO <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}=\text{Os}=\text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	Оксид осмия (VIII)	Крайне дурно пахнет

гие — не реагируют. Как и другие вещества, оксиды различаются по окраске (см. цветной блок: рис. Ц-21).

## Контрольные вопросы

- 20.1. Что такое оксид?
- 20.2. Какова валентность кислорода?

## Задание на дом

20.1. Запомните валентность кислорода.

20.2. Заполните таблицу.

№	Формула состава оксида	Графическая формула оксида	Центральный элемент	Валентность центрального элемента	Название оксида
1	K <sub>2</sub> O				
2	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>				
3	CO <sub>2</sub>				
4	SO <sub>3</sub>				
5			Mg	II	
6			Fe	III	
7			Ag	I	
8					Оксид свинца (IV)
9					Оксид иода (VII)
10					Оксид фосфора (V)
11					Оксид фосфора (III)

20.3. Составьте формулы оксидов магния, железа (II), лития, хрома (VI).

## Ресурсы

*Дополнительные материалы*

- Угай Я. А. Валентность, химическая связь и степень окисления — важнейшие понятия химии, <http://window.edu.ru>

## § 21

### Определение валентности по Периодической системе элементов

Рекомендуется повторить понятие «оксид»; способы составления формул оксидов (§ 20); понятие «валентность» (§ 16); что такое главные и побочные подгруппы Периодической системы (с. 87).

- Какие вещества относятся к оксидам: Co, CuO, HNO<sub>3</sub>, NaOH?
- В какой подгруппе находятся: N, Cl, Zn, Fe?
- Напишите формулу оксида марганца (IV).

Итак, мы узнали, как составлять формулу оксида, зная валентность центрального элемента. Осталось научиться определять валентность центрального элемента. В этом поможет Периодическая система элементов. Элемент в оксиде, как правило, проявляет валентность, равную номеру своей группы в Периодической системе. Такая валентность называется **высшей валентностью**, а соответствующий оксид — **высшим оксидом**. Как правило, элемент не может проявлять валентность больше высшей.



www





**ПРИМЕР 21.1.** Какова высшая валентность серы?

Решение. Сера находится в VI группе Периодической системы — высшая валентность VI.

**ЗАДАНИЕ 21.1.** Какова высшая валентность углерода? Фосфора? Серы?

Не проявляют высшую валентность следующие элементы:

- благородные газы гелий He, неон Ne, аргон Ar (не образует химических соединений) и криптон Kr (для них не получено сведений о соединениях с высшей валентностью);
- фтор — только валентность I;
- кислород — только валентность II;
- элементы VIII группы побочной подгруппы Fe, Co, Ni — валентности II и III;  
а также Pd, Pt, Rh, Ir.

Высшая валентность элементов IV подгруппы больше номера группы: I и II у меди Cu, I и III у золота Au.

Оксид, в котором центральный элемент проявляет высшую валентность, называется **высшим**.

Для составления формулы высшего оксида нужно знать номер группы центрального элемента в Периодической системе. Далее формулу оксида составляют по одному из алгоритмов (§ 20).

**ПРИМЕР 21.2.** Напишите формулы высшего оксида хрома. Назовите этот оксид.

Решение. Хром находится в VI группе Периодической системы. Значит, высшая валентность хрома равна VI. Формула высшего оксида —  $\text{CrO}_3$ . Название — оксид хрома (VI).

**ЗАДАНИЕ 21.2.** Составьте формулы высших оксидов кальция, алюминия, азота, углерода. Под каждой формулой напишите название.

Большинство элементов побочных подгрупп (кроме серебра Ag, золота Au и ещё нескольких) проявляют, помимо высшей валентности, валентность II, в том числе в оксидах. Таким образом, элементы побочных подгрупп могут образовывать несколько оксидов, которые имеют различные свойства.

**ПРИМЕР 21.3.** Напишите формулы возможных оксидов марганца.

Решение. Марганец Mn находится в побочной подгруппе VII группы Периодической системы, поэтому может проявлять

валентность VII; кроме того, как и другие элементы побочных подгрупп, — валентность II. Итак, формула высшего оксида марганца —  $Mn_2O_7$  (зелёная взрывчатая жидкость); другой его оксид —  $MnO$  (вполне устойчивый серый порошок).

**ЗАДАНИЕ 21.3.** Напишите формулы и назовите возможные оксиды ванадия, молибдена и цинка.

Элементы главных подгрупп V–VII групп, помимо высшей валентности, проявляют ещё так называемую **валентность по водороду**. Как правило, валентность по водороду — наиболее низкая из возможных валентностей элементов. Поэтому эта валентность называется **низшей**. Она равна разности между числом 8 и номером группы (8 — это общее число групп в таблице Менделеева). Валентность по водороду всегда проявляется в соединениях с водородом. В соединениях с кислородом она проявляется у элементов V и VII групп, но не проявляется у элементов VI группы.

**Валентность по водороду** — почти всегда самая низкая из возможных валентностей элемента. Проявляют элементы главных подгрупп V–VII групп.

Равна разности «8 — номер группы».

**ПРИМЕР 21.4.** Какова валентность фосфора в его соединении с водородом? Какая формула у оксида фосфора, если фосфор в нём имеет эту же валентность?

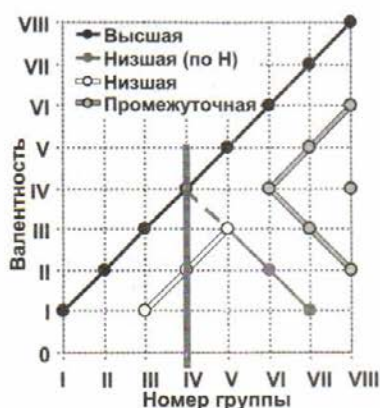
**Решение.** Фосфор находится в V группе. Найдём валентность фосфора по водороду, используя формулу «8 — номер группы»  $8 - 5 = 3$ . Валентность фосфора по водороду равна 3. Фосфор проявляет эту валентность, например, в оксиде  $P_2O_3$ .

**ЗАДАНИЕ 21.4.** Какова валентность по водороду у азота, селена, иода? Какие из этих элементов проявляют эту валентность в соединении с кислородом? Запишите формулы соответствующих оксидов.

Элементы могут проявлять и другие валентности в своих соединениях. Эти валентности называются **промежуточными**. Например, элементы главной подгруппы VI группы проявляют промежуточную валентность IV: сера образует высший оксид — оксид серы (VI)  $SO_3$  (дымящая на воздухе жидкость, бурно реагирующая с водой) и промежуточный оксид — оксид серы (IV)  $SO_2$  (удушливый газ). Промежуточная валентность на 2 или 4 больше низшей, но при этом ниже высшей.

Высшая валентность > промежуточная валентность > низшая валентность.





**Рис. 46.** Валентности элементов главных подгрупп. В VIII группе все указанные валентности проявляет только ксенон Хе

Валентности элементов главных подгрупп отражены на рис. 46 (не все элементы проявляют обозначенные на диаграмме валентности, показаны только общие закономерности). Свойство элемента проявлять эти валентности определяется строением атома.

**ЗАДАНИЕ 21.5.** Какие валентности могут проявлять в соединении с кислородом элементы: Na, Mg, Al, C, P, S, Cl? При символе элемента напишите в скобках соответствующие валентности (римские цифры).

**ЗАДАНИЕ 21.6.** Напишите формулы всех возможных оксидов элементов: Na, Mg, Al, C, P, S, Cl.

## Контрольные вопросы

- 21.1. Что такое низшая валентность? Как определить её по таблице Менделеева?
- 21.2. Что такое высшая валентность? Как определить её по таблице Менделеева?
- 21.3. Что такое промежуточная валентность?
- 21.4. Какие элементы не проявляют высшую валентность?

## Задание на дом

- 21.1. Запомните, как по таблице Менделеева определять высшую валентность и валентность по водороду. Запомните, какую валентность проявляют элементы побочных подгрупп и какие элементы не проявляют высшей валентности.
- 21.2. Сделайте задания, приведённые в тексте.
- 21.3. Напишите формулы возможных оксидов Si, Ba, Cr, Ni, Cu, As.



## Домашний эксперимент

### Очищение изделий от металлической плёнки

1. Найдите какую-нибудь медную (или бронзовую) монету. Вместо монеты подойдёт любое другое медное изделие — проволока, подсвечник и т. п.

Если на изделии чёрный налёт (это оксид меди(II)  $\text{CuO}$ ), то попробуйте аккуратно счистить налёт шкуркой и посмотрите, как изменится цвет поверхности (см. цветной блок: рис. Ц-20).

2. Найдите любой железный предмет, покрытый ржавчиной. Ржавчина — это оксид железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Попробуйте аккуратно счистить ржавчину шкуркой или напильником и посмотрите, как изменится цвет поверхности.

3. Найдите любой алюминиевый предмет (отличается от изделий из другого металла тем, что алюминиевое изделие очень лёгкое). Внимательно изучите поверхность этого предмета, а потом зачистите её шкуркой. Вы увидите, что зачищенная поверхность начнёт блестеть, однако вскоре блеск исчезнет.

Дело в том, что алюминий с поверхности реагирует с кислородом, и поверхность алюминиевых изделий очень быстро покрывается на воздухе тонкой плёнкой оксида  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Эта плёнка очень прочная, что не позволяет алюминию реагировать дальше.

### Лабораторные опыты

#### ОКСИДЫ

Учитель показывает несколько оксидов. Известны либо название, либо формула состава оксида. Запишите в таблицу в лабораторном журнале эти данные, а потом заполните всю таблицу.

Название оксида	Формула состава оксида	Графическая формула оксида	Агрегатное состояние	Цвет
-----------------	------------------------	----------------------------	----------------------	------

## § 22

### Горение

Рекомендуется повторить, что такое химическая реакция (§ 5), что такое оксид (§ 20); какие бывают агрегатные состояния и как их различить (§ 4); правила техники безопасности (§ 1); приёмы нагревания веществ (§ 2).

- Где вы встречались с процессами горения?
- Как можно отличить твёрдое вещество от газа?
- Напишите формулу оксида углерода.
- Как нужно тушить разлившуюся на столе горючую жидкость?
- Приведите пример процесса горения, известного вам в быту.

**Оборудование и расходные материалы.** Сухое горючее с подложкой и крышкой (или спиртовка), керамическая подложка, спички, химический стакан, пробирки, штатив для пробирок, тигельные щипцы, железная проволока (или булавка), тонкая стеклянная трубка, ложечка





Рис. 47. Горение дров, свечи, травы

для сжигания, медная сетка, колба с водой, трубка с оттянутым концом, резиновая груша.

**Реактивы.** Железные опилки, магниевые опилки (или стружка), свеча, уголь.

Реакции горения распространены очень широко и известны, наверное, всем (рис. 47). Любой человек зажигал спички; все мы наблюдали горящий костёр. Когда готовят пищу на газовой плите, её нагревают пламенем горящего природного газа. Горение паров бензина в двигателях внутреннего сгорания приводит к тому, что автомобиль движется. Красочные фейерверки уже давно украшают многие праздники.

Что же такое горение? Обычно реакции горения определяют по внешним признакам как реакции, протекающие с выделением большого количества энергии в виде тепла и света. Самые простые реакции горения — горение на воздухе, когда горючее вещество реагирует с кислородом, который является составной частью (компонентом) воздуха и имеет формулу состава  $O_2$ .

**Горение** — химическая реакция, протекающая с выделением большого количества энергии в виде тепла и света.

Для горения нужен кислород.


Чтобы убедиться, что без воздуха горения не происходит, проделаем опыт. (Наблюдения записывают в лабораторный журнал.)

**ОПЫТ 22.1. Воздух — условие горения вещества.** Зажигают спиртовку или свечу. Накрывают пламя стеклянным стаканом. Что наблюдается? Что нужно сделать, чтобы прекратить горение вещества на воздухе? □

Чем лучше перемешаны горючее вещество с воздухом, тем интенсивнее (и полнее) горение. Смеси бытового газа с воздухом сгорают настолько быстро, что происходит взрыв. Измельчённые вещества горят на воздухе гораздо лучше, чем компактные. Например, никому никогда не удавалось поджечь железную сковородку, а железные опилки могут легко загореться при нагревании, что подтверждает опыт.


**ЦВЕТА СВЕЧЕНИЯ РАСКАЛЁННОГО ЧЁРНОГО ТЕЛА  
ПРИ РАЗНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ**


500–700°C — тёмно-красное	>1300°C — жёлто-белое
800–900°C — вишнёвое	2600°C — свечение, как у ламп накаливания
1000°C — светло-вишнёвое	
1100°C — тёмно-оранжевое	5500°C — свечение солнца
1200°C — светло-оранжевое	

**ОПЫТ 22.2. Горение железных опилок.** Набирают в пробирку железные опилки (на 0,5 см по высоте). Зажигают таблетку сухого горючего или спиртовку. Железные опилки медленно высыпаят из пробирки в пламя. Записывают наблюдения. Какие процессы происходят в пламени? Какие реакции происходят с железными опилками? Пламя не гасят. 

Непрозрачные раскалённые тела светятся, причём тем ярче, чем сильнее они нагреты (см. цветной блок: рис. Ц-23).

Кроме того, от температуры нагретого тела зависит цвет его свечения, поэтому по цвету и яркости свечения можно оценить температуру тела. Иногда даже температуру тела так и оценивают: «температура красного каления» (см. цветной блок: рис. Ц-24).

**ОПЫТ 22.3. Свечение раскалённого тела.** Берут тигельными щипцами тонкую железную проволоку или булавку и вносят одним концом в верхнюю часть пламени. До какого цвета она нагрелась? Какова её примерная температура? Остывающее железо кладут на керамическую подложку. 

**ОПЫТ 22.4. Свечение раскалённого стекла.** Точно так же, как в опыте 22.3, нагревают стеклянную трубку (её можно держать руками за холодный конец). Чем свечение стекла отличается от свечения железа? Почему возникает это отличие? Остывающую стеклянную трубку кладут на керамическую подложку. Пламя не гасят. 


Мы видим пламя из-за свечения нагретых продуктов сгорания, которые могут быть твёрдыми, жидкими или газообразными. Твёрдые продукты горения образуют дым; они непрозрачны и ярко светятся в пламени. Поэтому чем больше твёрдых частиц среди промежуточных или конечных продуктов реакции горения, тем пламя ярче. Кроме того, твёрдые продукты горения плохо рассеивают тепло, поэтому температура такого пламени вы-






ше, что дополнительно увеличивает яркость пламени (см. цветной блок: рис. Ц-26).




**ОПЫТ 22.5. Горение магния.** В ложечке для сжигания в пламя вносят немного магниевых опилок или магниевую ленту. Когда магний загорится, его надо держать над керамической подложкой, чтобы куски горящего металла не упали на спиртовку. Какое агрегатное состояние имеют продукты сгорания? Как это влияет на яркость и цвет пламени? 

**ОПЫТ 22.6. Продукты горения.** Внимательно смотрят на пламя спиртовки (или сухого горючего). Насколько пламя яркое? Каков его цвет? Видите ли вы продукты горения? Имеют ли продукты горения запах? Что вы можете сказать об агрегатном состоянии продуктов горения, судя по яркости пламени? 

Реакция горения протекает с выделением тепла. Однако чтобы горение началось, горючее нужно поджечь, т. е. нагреть реагенты. Чтобы зажечь свечу или спиртовку, к ней нужно поднести горящую спичку. Чтобы зажечь спичку, её нужно потереть о коробок. После того как горение началось, выделяющееся тепло нагревает новые порции вещества — пламя распространяется. Нагретые продукты реакции вместе с разогретым воздухом поднимаются вверх, и обычно в верхних зонах пламени температура выше, чем в нижних.




**ОПЫТ 22.7. Строение пламени спиртовки.** Внимательно смотрят на пламя спиртовки (или сухого горючего). В пламени видно несколько зон разного цвета (рис. 48). В каждую зону пламени вносят последовательно конец железной проволоки; по яркости свечения нагретой проволоки оценивают температуру. Зарисовывают зональную схему пламени с указанием температуры разных зон. Какая зона пламени самая горячая? Пламя не гасят. 

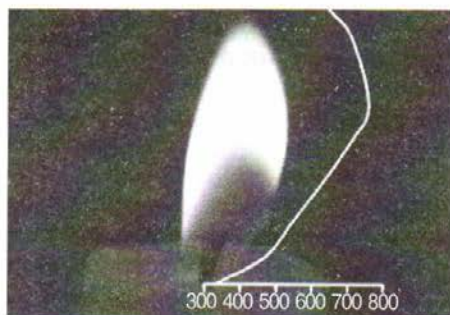
**ОПЫТ 22.8. Неполное сгорание веществ.**



Если слишком быстро отводить тепло от пламени, то пламя перестанет нагревать новые порции вещества и погаснет.

Зажигают свечу. Дуют на горящее пламя (см. цветной блок: рис. Ц-22). Что происходит? 

Горение — очень сложный процесс. В нём образуется множество промежуточных продуктов, которые потом сгорают до конечных. Однако если процесс горения удалось резко остановить, то часть промежуточных продуктов не догорит, и их можно на-



**Рис. 48.** Пламя свечи и температура зон пламени. Температуру измеряли с помощью термопары



**Рис. 49.** Медная сетка отводит тепло от пламени, отрезая его верхнюю часть

блюдать. Такие продукты называются **продуктами неполного сгорания**.

Продукты неполного сгорания образуются при нехватке кислорода или резком отведении тепла от пламени.

Один из способов остановить процесс горения — резко охладить какую-либо из зон пламени. Это можно сделать, в частности, с помощью медной сетки, которая очень хорошо отводит тепло.

**ОПЫТ 22.9. Изменение распределения тепла при внесении в пламя медной сетки.** В верхнюю часть пламени вносят горизонтально медную сетку (рис. 49). Как изменяется зональное строение пламени? Что наблюдается над сеткой? Какой запах имеют продукты над сеткой? Чем отличается запах продуктов над сеткой от запаха продуктов сгорания в нормальном режиме?

Опускают медную сетку прямо на фитиль. Что произошло?



Холодный предмет, внесённый в пламя, также отводит тепло. При этом продукты неполного сгорания могут осесть на этой холодной поверхности.

**ОПЫТ 22.10. Неполное сгорание.** Зажигают свечу. Вносят в пламя свечи колбу с холодной водой. Что наблюдается на стенках колбы? Почему этот продукт не удаётся наблюдать при обычном горении свечи? Почему пламя свечи ярче, чем пламя спиртовки? Свечу не тушат.



Чёрный налёт на стенке колбы — **сажа**, продукт неполного сгорания парафина. Сажа представляет собой очень мелкие (размером около 10 нм) частицы углерода С. Многие вещества, содержа-





щие углерод, горят *коптящим пламенем* — в пламени присутствуют частицы сажи. Обычно коптящее пламя ярко светится жёлтым светом.

Продукты неполного сгорания образуются также при недостатке кислорода.



**ОПЫТ 22.11. Условие полного сгорания вещества.** Берут трубку с оттянутым кончиком и вводят кончик трубки в пламя свечи вблизи фитиля. Можно закрепить трубку в штативе (см. цветной блок: рис. Ц-22). Поддувают из груши воздух в пламя. Как изменяется цвет пламени? Изменяется ли зональное строение пламени? Стараются добиться голубого пламени.



Если в пламя поддувать воздух, то сгорание вещества более полное и пламя жарче.

Если в пламя свечи поддувать воздух, то парафин сгорает полностью и частиц сажи не образуется — пламя почти не светится.



**ОПЫТ 22.12. Продукты сгорания.** Пламя свечи (или спиртовки) накрывают стаканом. Когда пламя погаснет, нюхают содержимое стакана. Чем обусловлен запах?

При пожарах, особенно в закрытых помещениях, кислорода, как правило, бывает недостаточно. В результате образуются продукты неполного сгорания. Именно они, а не пламя, представляют собой главную опасность для людей. От отравления продуктами неполного сгорания гибнет три четверти пострадавших при пожарах<sup>1)</sup>.

### ПРИЧИНЫ НЕПОЛНОГО СГОРАНИЯ ГОРЮЧЕГО

Недостаточная температура.

Недостаток кислорода (в том числе плохое перемешивание).

Огромное количество продуктов неполного сгорания попадает в атмосферный воздух от автомобильного транспорта; этот загрязнённый воздух мы вдыхаем, что оказывает вредное воздействие на наше здоровье. Если двигатель автомобиля неправильно отрегулирован, кислорода в камерах сгорания не хватает, и горючее сгорает не полностью. Недогоревшее горючее с выхлопами выбрасывается непосредственно в атмосферу.



Как избежать образования сажи при горении свечи?

<sup>1)</sup><http://www.securpress.ru/issue/SB/2004/Bolodjan.htm> [электронный ресурс].

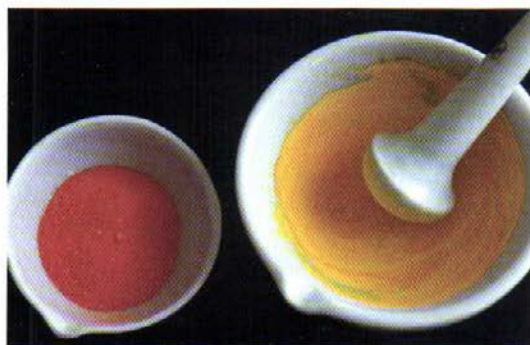


Рис. Ц-1. Дихромат калия  $K_2Cr_2O_7$ . Слева — крупные кристаллы; справа — порошок из этих кристаллов после их растирания в ступке



Рис. Ц-2. Разложение  $(NH_4)_2Cr_2O_7$ . Продукт — зелёный порошок  $Cr_2O_3$  (азот и водяные пары при нагревании улетучиваются)



Рис. Ц-3. И горный обрыв, и стены пещеры сложены из известняка  $CaCO_3$



Рис. Ц-4. Белый камень, из которого строили крепости, скрепляли с помощью гашёной извести  $Ca(OH)_2$



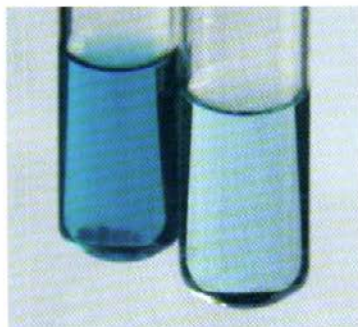


Рис. Ц-5.  
Концентрированный (слева)  
и разбавленный (справа)  
раствор  $\text{CuSO}_4$

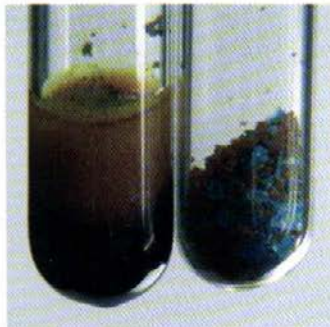


Рис. Ц-6. Взаимодействие  
 $\text{KI}$  с  $\text{CuSO}_4$  при  
добавлении воды (слева)  
и в её отсутствие (справа).  
Видно, что при  
добавлении воды реакция  
идёт гораздо полнее



Рис. Ц-7. Кристаллы дихромата калия (слева), его расплав (в центре) и вновь  
застывшие кристаллы (справа)



Рис. Ц-8. Соляные  
выработки

Рис. Ц-9. Экстракция иода гексаном из воды. Иод лучше растворяется в гексане, чем в воде, поэтому переходит из водного слоя (жёлтый) в слой гексана (малиновый)

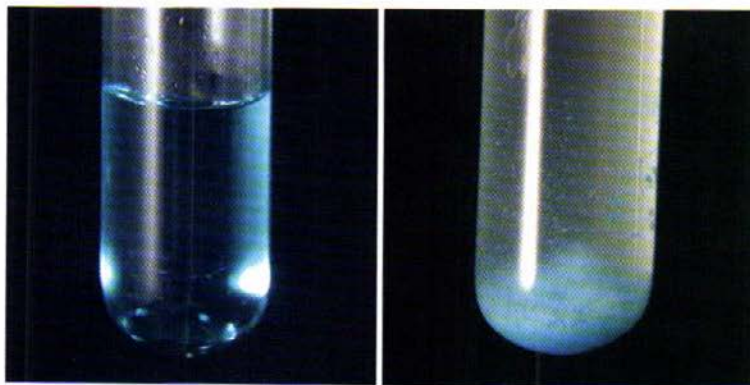
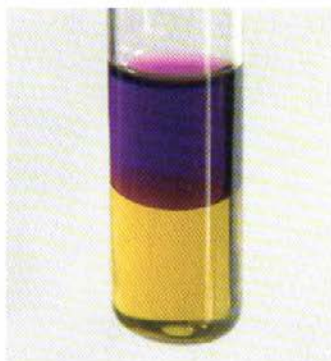
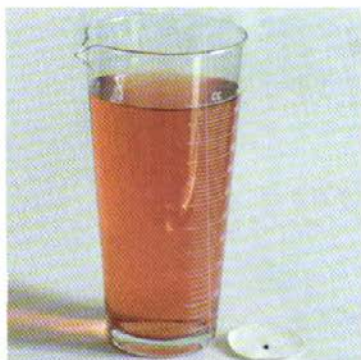


Рис. Ц-10. Водный раствор сульфата меди (слева) и он же после добавления к нему изопропанола (справа). После добавления изопропанола сульфат меди выпадает из раствора

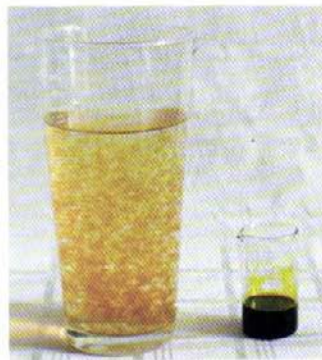


Рис. Ц-11. Слева — смесь железа (серое) и дихромата калия (оранжевый). Справа — та же смесь после попытки разделить её с помощью магнита. Магнит не позволяет полностью отделить железо от дихромата калия: крупинки дихромата цепляются за железную пыль и поднимаются вместе с ней





**Рис. Ц-12.** 10 мг красителя нейтрального красного (на фильтровальной бумажке около стакана) способны придать заметную окраску 1 кг воды (в стакане)



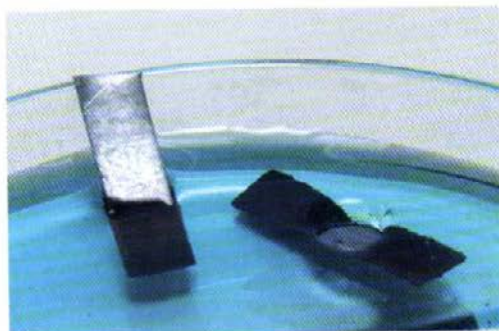
**Рис. Ц-13.** Природная вода, обработанная флокулянтom — концентрированным раствором  $\text{FeCl}_3$  (в маленьком стаканчике). Хлопья, плавающие в стакане с водой, — осадок  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . К поверхности этих хлопьев прилипают микроорганизмы и многие загрязняющие вещества



**Рис. Ц-14.** Раствор  $\text{KMnO}_4$  (слева), твёрдый  $\text{KMnO}_4$  (справа) и кристаллы  $\text{KMnO}_4$ , попавшие на мокрую бумагу (в центре).  $\text{KMnO}_4$  реагирует с мокрой бумагой с образованием чёрного  $\text{MnO}_2$



**Рис. Ц-15.** Сульфат меди  $\text{CuSO}_4$ , медь  $\text{Cu}$  и сера  $\text{S}$



**Рис. Ц-16.** Медь, выделившаяся на цинке из раствора соединения меди



Рис. Ц-17. Из меди раньше чеканили монеты

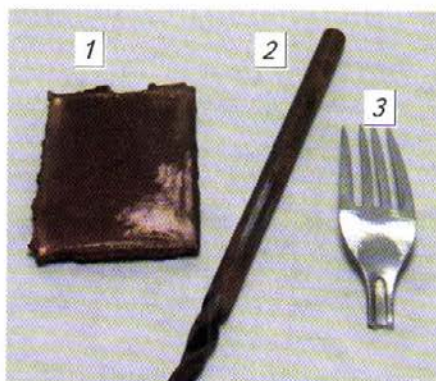


Рис. Ц-18. Монеты из медных сплавов

Рис. Ц-19. На воздухе медные изделия медленно покрываются зелёным основным карбонатом меди ( $\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3$ )



Рис. Ц-20. Медь (1), сталь (основной компонент — железо) (2) и алюминий (3), покрытые плёнками оксидов. В некоторых местах плёнка оксида счищена напильником





Группы элементов со сходными свойствами

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIБ	VIIIБ		IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VA	VIIA	VIIIA	
1	H																He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

## Металлы

**Na** Щелочные металлы (простые вещества очень активны химически, в частности бурно реагируют с водой)

**Ca** Щелочноземельные металлы (простые вещества весьма активны химически, в частности медленно реагируют с водой и хорошо горят на воздухе)

**Fe** Переходные элементы

**Au** Благородные металлы (относятся к переходным элементам; химически малоактивны, мало с чем реагируют)

## Неметаллы

**O** Халькогены (в переводе с греческого «рождающие руды»)

**Cl** Галогены (в переводе с греческого «рождающие соли»). Очень активные неметаллы, с большинством металлов образуют растворимые соли

**Ar** Благородные газы. Практически ни с чем не реагируют (He, Ne, Ar — вообще ни с чем)

## Взаимодействие простых веществ с кислородом при нагревании

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIБ	VIIIБ	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VA	VIIA	VIIIA			
1	H															He			
2	Li	Be									B	C	N	O	F	Ne			
3	Na	Mg									Al	Si	P	S (IV)	Cl	Ar			
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr (III)	Mn (IV)	Fe (III)	Co (II,III)	Ni (II)	Cu	Zn	Ga	Ge	As (III)	Se (IV)	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb (III)	Te (IV)	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb (II)	Bi (III)	Po	At	Rn	
По характеру реакции									По тому, какой оксид образуется										
	Не реагирует										Не реагирует								
	Легко загорается										Образуются высшие оксиды								
	Загорается в измельчённом состоянии или при высокой температуре										Образуются оксиды элемента в указанной валентности								
	Реагирует при нагревании спокойно (без горения), обычно с поверхности										Образуются пероксиды (соединения, содержащие связь O—O)								
	Спокойно реагирует при нагревании на воздухе или в кислороде; при более высокой температуре оксид разлагается										Нет данных по причине малой доступности простых веществ								
	Нет данных по причине малой доступности простых веществ										Нет данных по причине малой доступности простых веществ								

По данным из [Г. Реми. Курс неорганической химии. М.: Мир, 1966], а также из личного опыта автора.





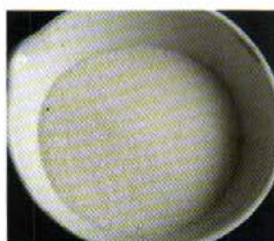
$V_2O_5$



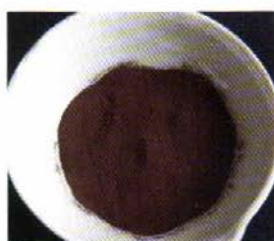
$Cr_2O_3$



$MnO_2$



$SiO_2$



$Fe_2O_3$



$MoO_3$



$CuO$



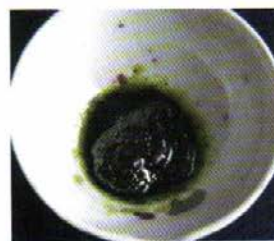
$PbO$



$PbO_2$



$Al_2O_3$



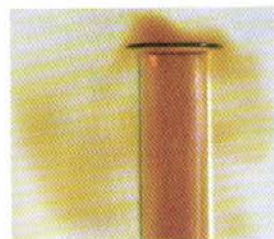
$Mn_2O_7$



$H_2O$



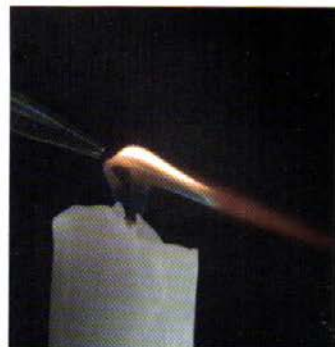
$HgO$



$NO_2$

Рис. Ц-21. Оксиды

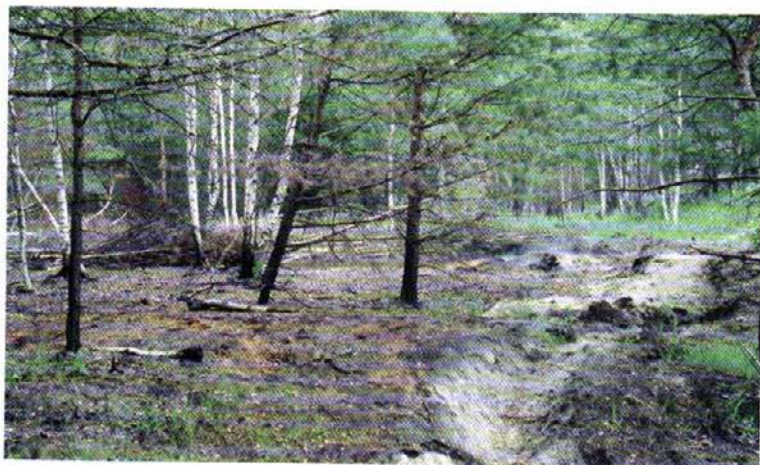
**Рис. Ц-22.** При аккуратном вдувании воздуха в пламя свечи парафин сгорает полнее, сажа не образуется, и пламя становится неярким



**Рис. Ц-23.** Яркость и цвет свечения углей в печи зависит от их температуры



**Рис. Ц-24.** Расплав чугуна имеет температуру более  $1600^{\circ}\text{C}$  и соответствующим образом светится

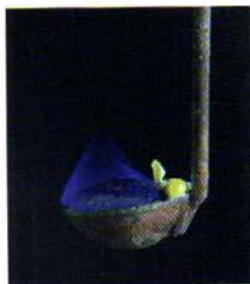


**Рис. Ц-25.** Тление торфяников происходит при низких температурах в условиях нехватки кислорода. При этом в воздух попадает огромное количество продуктов неполного сгорания





**Рис. Ц-26.** Горение магния на воздухе. Белый дым — оксид магния (продукт). Температура горения магния очень высокая, и твёрдый раскалённый оксид ослепительно ярко светится



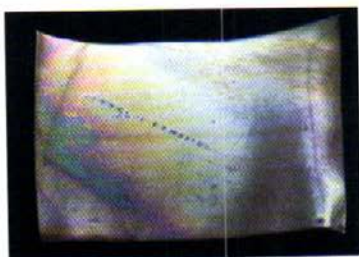
**Рис. Ц-27.** Горение серы на воздухе. Продукт реакции — газ оксид серы (IV), поэтому пламя очень тусклое



**Рис. Ц-28.** Горение алюминиевой пудры на воздухе. Благодаря небольшим размерам частицы пудры легко прогреваются, и такой алюминий, имея очень развитую поверхность, быстро реагирует с кислородом воздуха. Раскалённый твёрдый продукт  $Al_2O_3$  ярко светится



**Рис. Ц-29.** Горение железных опилок на воздухе. Поджечь на воздухе компактное железное изделие (например, сковородку) вряд ли удастся



**Рис. Ц-30.** Красный налёт  $Cu_2O$  на поверхности меди после нагревания на воздухе. Медь на воздухе не горит, но в зависимости от условий покрывается либо оксидом  $Cu_2O$  красного цвета, либо оксидом  $CuO$  чёрного цвета (рис. Ц-31)



**Рис. Ц-31.** Чёрный налёт  $CuO$  на поверхности старой медной монеты. Оксид  $CuO$  образовался из-за длительного контакта с воздухом



**Рис. Ц-32.** Горение железа в кислороде. Тонкие железные проволочки берут из «тёрки» для мытья посуды, струю кислорода подают из кислородной подушки через стеклянную трубку. На дно колбы насыпан песок, чтобы стекло не треснуло при контакте с раскалёнными продуктами горения



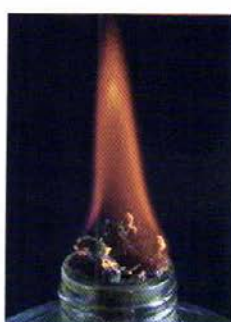
**Рис. Ц-33.** Горение серы в кислороде. Сравните с горением серы на воздухе (рис. Ц-27)



**Рис. Ц-34.** Горение фосфора. Белый дым — оксид фосфора (V)  $P_2O_5$



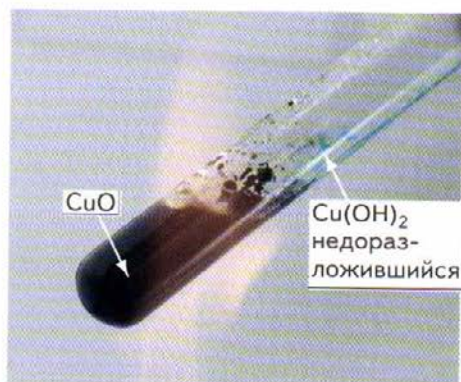
**Рис. Ц-35.** Горение бытового газа.  $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$



**Рис. Ц-36.** Горение спирта.  $C_2H_5OH + 3O_2 = 2CO_2 + 3H_2O$



**Рис. Ц-37.** Горение сухого горючего.  $C_6H_{12}N_4 + O_2 = 6CO_2 + 6H_2O + 2N_2$



**Рис. Ц-38.** Разложение гидроксида меди  $Cu(OH)_2$





Метиловый оранжевый



Фенолфталеин



Лакмус



Бромтимоловый  
синий



Универсальная  
индикаторная  
бумага

**Рис. Ц-39.** Индикаторы в разных средах. В пробирках (и на полоске бумаги) *слева* — кислая среда; *в центре* — нейтральная среда; *справа* — щелочная среда



**Рис. Ц-40.** Красители, родственные лакмусу, содержатся во многих цветах и обуславливают их окраску от розовой до синей. В частности, окраска цветов гелиотропа (*слева*) и цикория (*справа*) обусловлена присутствием там красителей лакмусовой группы. Если такие цветы подержать над банкой с раствором аммиака  $\text{NH}_3$ , они посинеют, над уксусной кислотой  $\text{CH}_3\text{COOH}$  — покраснеют



**Рис. Ц-41.** Окраска цветов обусловлена красителем лакмусовой группы. Цвет разных частей лепестка обусловлен разной кислотностью среды в их клетках. Наименее кислая среда — в отмирающих лепестках. Их оттенок ближе всего к синему

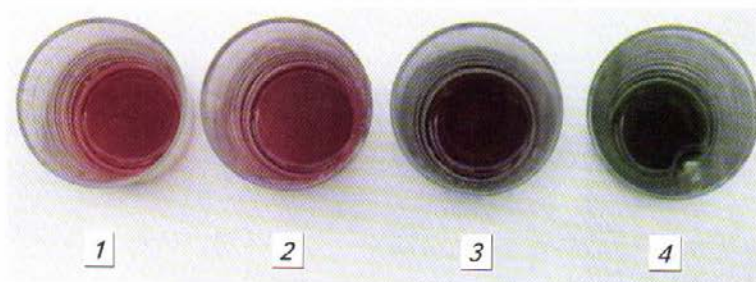


Рис. Ц-42. В компот из черешни (2), который изначально имеет слабокислую среду (окраска обусловлена присутствием антоциановых красителей), добавлены кислоты и основания: уксус (1) даёт кислую среду, питьевая сода  $\text{NaHCO}_3$  (3) — слабощелочную, а жидкость для чистки унитазов (4), содержащая гидроксид натрия  $\text{NaOH}$ , — сильнощелочную



Рис. Ц-43. Разные соли



Рис. Ц-44. Цинк



Рис. Ц-45. Стальную кровлю покрывают цинком, чтобы она не ржавела





Рис. Ц-46. Олово. Серые полосы оставлены оловом на бумаге



Рис. Ц-47.  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (в чашке слева), безводный  $\text{CuSO}_4$  (в чашке справа) и раствор  $\text{CuSO}_4$  (в стакане)



Рис. Ц-48. Радуга

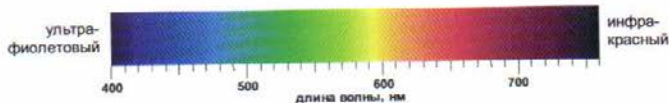


Рис. Ц-49. Примерное соответствие цветов длинам волн



Рис. Ц-50. Светофоры на светодиодах

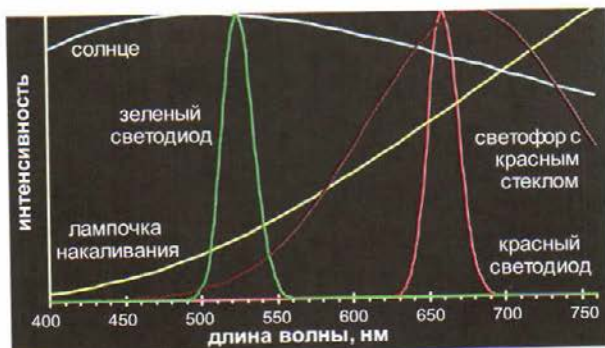


Рис. Ц-51. Спектры испускания различных источников

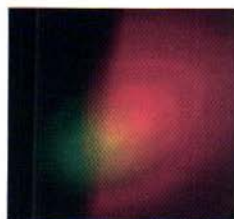


Рис. Ц-52.  
Наложение  
красного  
и зелёного света

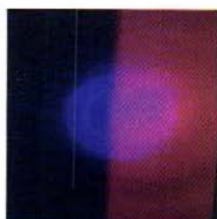


Рис. Ц-53.  
Наложение  
синего  
и зелёного света

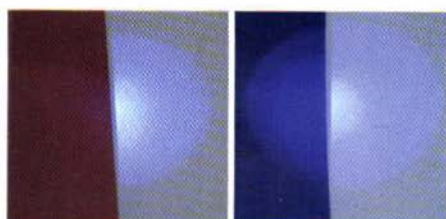


Рис. Ц-54. Красная поверхность  
почти не отражает синий свет,  
а синяя — отражает



Рис. Ц-55. Цветовой круг. Серые  
стрелки соединяют дополнительные  
цвета. Вершины белого треугольника  
соединяют основные цвета  
RGB-модели, чёрного — CMY-модели



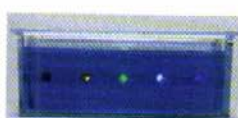
Рис. Ц-56. Раствор  $\text{KMnO}_4$  имеет  
малиновый цвет



$\text{H}_2\text{O}$



$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$



$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$



$\text{KMnO}_4$

Рис. Ц-57. Вода (слева) пропускает свет любой длины волны (любого цвета). Она прозрачна и неокрашена. Оранжевый раствор дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  поглощает в синей части спектра (фиолетовый, синий и немного зелёный). Синий раствор нитрата меди  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  поглощает в красной части спектра. Малиновый раствор перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  поглощает зелёный свет





Рис. Ц-58. Оранжевый раствор  $K_2Cr_2O_7$  и синий раствор  $Cu(NO_3)_2$  вместе поглощают почти весь видимый свет. Два этих раствора, поставленные один за другим, кажутся чёрными

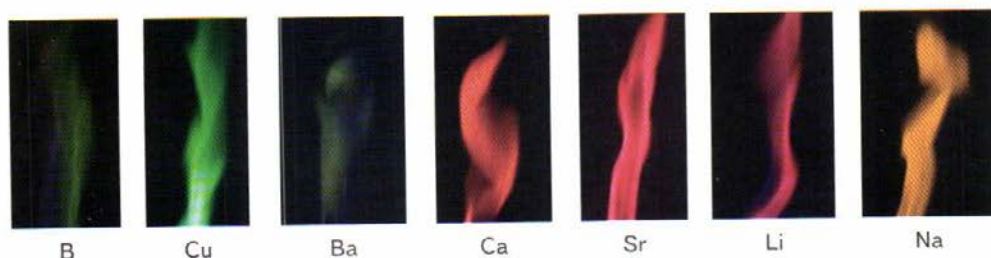


Рис. Ц-59. Окраска пламени соединениями разных элементов. Помните, что типографским способом невозможно передать цвет пламени точно



Рис. Ц-60. Огням салюта красный цвет придают соли стронция, зелёный — соли бария

Одна из разновидностей горения — *тление*. Тлеть могут только твёрдые горючие вещества, например, уголь. При тлении, как и интенсивном горении, также образуются газообразные продукты, однако тление — очень медленный процесс, поэтому тепло, выделяемое в результате этого процесса, успевает рассеяться, а продукты — остыть до того, как удалятся от тлеющего предмета. Этим обусловлено, что при тлении раскаляется (светится) только само твёрдое горючее. Температура при тлении, как правило, ниже, чем при горении. При тлении сложных веществ возможно образование многочисленных продуктов неполного сгорания. Тлеющие в затухающем костре дрова или тлеющие торфяники производят очень много дыма (см. цветной блок: рис. Ц-25).

При тлении температура газообразных продуктов сгорания недостаточна — нет пламени (светятся только твёрдые реагенты).

**ОПЫТ 22.13. Тление и возгорание угля.** Берут тигельными щипцами кусок угля. Нагревают его в пламени. Наблюдают за тем, что происходит с раскалённым углём вне пламени. Дуют на светящуюся часть угля. Что наблюдается? Почему? Почему не наблюдается образования продуктов неполного сгорания?

## Контрольные вопросы

- 22.1. Что такое горение?
- 22.2. Что такое продукты неполного сгорания?
- 22.3. В каких случаях возможно неполное сгорание?
- 22.4. Какие продукты неполного сгорания образуются при горении органических (углеродсодержащих) веществ?
- 22.5. Чем обусловлены цвет и яркость свечения чёрного тела?
- 22.6. Почему вредно неполное сгорание в автомобильном двигателе?
- 22.7. Что нужно сделать, чтобы прекратить горение?
- 22.8. Чем тление отличается от горения?

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Опыты с водородом, <http://school-collection.edu.ru>, Коллекции → Предметные коллекции → Химия → Неорганическая химия. Видеоопыты → Водород. Кислоты → Водород и его свойства
- Горение различных веществ в кислороде, <http://school-collection.edu.ru>, Коллекции → Предметные коллекции → Химия → Неорганическая химия. Видеоопыты → Подгруппа кислорода → Кислород. Оксиды
- Горение кальция на воздухе, <http://experiment.edu.ru/attach/6/384.mov>



- Горение алюминия на воздухе, <http://experiment.edu.ru/attach/6/386.mov>
- Горение серы на воздухе, <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/zagorskii2/lesson0/v005.html>
- Платина — катализатор горения водорода, <http://experiment.edu.ru/attach/6/382.mov>
- Горение меди в хлоре, <http://ru.youtube.com/watch?v=w66poQXPuKg>

## § 23

### Реакции простых веществ с кислородом

Рекомендуется повторить, что такое оксиды и как составлять их формулы (§ 20), как протекают реакции горения (§ 22), что такое уравнение реакции (§ 18), какие бывают особые группы элементов (см. цветной блок: табл. Ц-1). Из жизненного опыта вспомните, как образуется ржавчина и какого цвета бронзовые монеты.

- Приведите три примера простых веществ.
- Что можно наблюдать при реакциях горения?
- Какие вещества вступают в реакции горения?
- Составьте формулу оксида алюминия (III).

Оксиды образуются при взаимодействии соответствующих простых веществ с кислородом  $O_2$ . С ним способно прореагировать большинство простых веществ (см. цветной блок: табл. Ц-2). Не реагируют с кислородом благородные газы: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn (соответствующие элементам главной подгруппы VIII группы), галогены  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$  (соответствующие элементам главной подгруппы VII группы) и некоторые благородные металлы Ag, Pt, Au и др. Азот реагирует с кислородом только при особых условиях.

Если вы делали опыты, описанные в § 22 «Горение», то видели, как сгорают магний, железо и углерод. Вы наверняка обратили внимание, что горение этих веществ происходило по-разному: магний нужно было нагреть, после чего он горел ярким пламенем, уголь после нагревания всего лишь тлел, а железо загоралось только в измельчённом виде (опилки) в пламени.

Активность простых веществ в реакциях с кислородом различна.

На языке химиков это различное поведение простых веществ можно выразить следующим образом: активность простых веществ в реакциях с кислородом различна. Например, белый фосфор самовоспламеняется на воздухе, серу и магний нужно поджигать, после чего они спокойно горят в воздухе, алюминий горит только в сильноизмельчённом состоянии (алюминиевая пудра), железо горит только в виде взвеси или в чистом кислороде, медь и олово реагируют с кислородом медленно, не выделяя при этом тепла и света (см. цветной блок: рис. Ц-26–Ц-34).

То, что простое вещество не реагирует с кислородом, совершенно не означает, что не существует его оксидов. Только для трёх элементов — He, Ne и Ar — не получено оксидов. Оксиды остальных элементов могут быть получены косвенным путём. Если простое вещество не реагирует с кислородом, его оксиды при нагревании *разлагаются* на простые вещества.

**ЗАДАНИЕ 23.1.** Реагирует ли свинец с кислородом? Горит ли свинец в кислороде? Реагирует ли цинк с кислородом?

Реакция простых веществ с кислородом относится к реакциям соединения, когда образуется только один продукт — оксид, как правило (но не всегда), — высший (см. цветной блок: табл. Ц-2).

На реакциях простых веществ с кислородом очень удобно тренироваться составлять уравнения реакций. Напомним, что в левой части уравнения записывают формулы реагентов, в правой — формулы продуктов. Перед формулами расставляют коэффициенты, уравнивая число атомов (химических элементов) слева и справа. Поскольку в молекуле  $O_2$  содержится чётное число атомов кислорода, суммарное число атомов кислорода справа от знака равенства тоже должно быть чётным.

Алгоритм составления уравнений реакций горения на примере взаимодействия бора и кальция с кислородом приведён на с. 132–133.

**ЗАДАНИЕ 23.2.** Напишите уравнения реакций с кислородом веществ Ba, Cr,  $H_2$ , Ag, W, Si, V.

## Контрольные вопросы

- 23.1. Что такое горение?
- 23.2. Что образуется при горении простых веществ?
- 23.3. К какому классу относятся реакции горения простых веществ?
- 23.4. Назовите простые вещества, которые не реагируют с кислородом.

## Задание на дом

- 23.1. Запомните, какие оксиды образуются при горении водорода, магния, углерода, фосфора, серы. Опишите, как происходят эти реакции.
- 23.2. Что можно наблюдать, если на практике осуществить реакции из задания 23.1?
- 23.3\*. Способен ли гореть иттрий? Обоснуйте ответ.

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Горение различных простых веществ в кислороде,  
<http://experiment.edu.ru/> Подгруппа кислорода → Кислород. Оксиды



www



**Алгоритм 3.** Алгоритм составления уравнений реакций простых веществ с  $O_2$

**Задача.** Написать уравнение реакции горения бора и кальция в  $O_2$ .

Шаг	Горение бора в кислороде	Горение кальция в кислороде
1. Заготовка. Записать сумму реагентов, оставив место для коэффициентов. В конце поставить знак «=»	$\_B + \_O_2 = \_$	$\_Ca + \_O_2 = \_$
2. По табл. Ц-2 (см. цветной блок) установить, реагирует ли вещество с кислородом. Если не реагирует — перечеркнуть знак равенства — реакция не идёт (знак неравенства « $\neq$ »). Если реагирует — перейти к следующему шагу	Реакция идёт	Реакция идёт
3. Установить формулу образующегося оксида по табл. Ц-2 (см. цветной блок) и номеру группы в таблице Менделеева; записать её после знака «=», оставив место для коэффициента	III — высшая валентность $B_2O_3$ $\_B + \_O_2 = \_B_2O_3$	II — высшая валентность $CaO$ $\_Ca + \_O_2 = \_CaO$
4. Если в оксиде число атомов кислорода нечётное, перед формулой оксида поставить 2; если чётное, то ничего не ставить	$B_2O_3$ три атома O — нечётное число $\_B + \_O_2 = 2B_2O_3$	$CaO$ один атом O — нечётное число $\_Ca + \_O_2 = 2CaO$
5. Уравнять реакцию по кислороду: а) посчитать общее число атомов кислорода справа от знака равенства; б) поделить его на 2; в) полученное число поставить перед $O_2$ слева	$2 \cdot 3 = 6$  $6 : 2 = 3$ $\_B + 3O_2 = 2B_2O_3$	$2 \cdot 1 = 2$  $2 : 2 = 1$ $\_Ca + O_2 = 2CaO$

## Алгоритм 3. Окончание

Шаг	Горение бора в кислороде	Горение кальция в кислороде
6. Уравнять реакцию по центральному элементу оксида: а) посчитать общее число атомов центрального элемента справа от знака равенства; б) поставить перед символом центрального элемента в левой части уравнения это число	$\text{—B} + 3\text{O}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3$  $2 \cdot 2 = 4$  $4\text{B} + 3\text{O}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{—Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$  $2 \cdot 1 = 2$  $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$
7. Проверить, уравнена ли реакция. Сосчитать число атомов каждого элемента слева и справа от знака равенства	В: $4 = 2 \cdot 2$ (слева) (справа) О: $3 \cdot 2 = 2 \cdot 3$ (слева) (справа) Уравнено по всем элементам	Ca: $2 = 2$ (слева) (справа) О: $1 \cdot 2 = 2$ (слева) (справа) Уравнено по всем элементам

## Лабораторные опыты

## РЕАКЦИИ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ С КИСЛОРОДОМ ВОЗДУХА

Опишите реакции простых веществ с кислородом (наличие/отсутствие пламени, его яркость, цвет и т. п.), которые вам покажет учитель. Если возможно, опишите продукты-оксиды (цвет, запах, агрегатное состояние). Напишите уравнения реакций.

Ответ представьте в виде таблицы в лабораторном журнале.

Вещество	Признаки реакции	Формула оксида	Цвет, запах, агрегатное состояние оксида	Уравнение реакции
----------	------------------	----------------	--	-------------------

См. цветной блок: рис. Ц-26–Ц-34.

## § 24

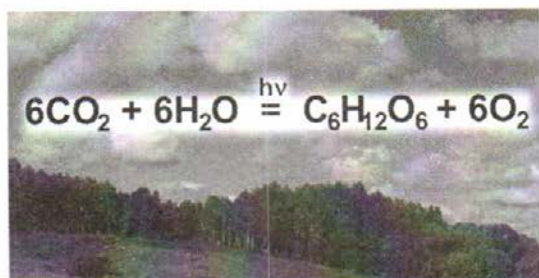
## Кислород

Рекомендуется повторить тему «Горение» (§ 22); уравнения химических реакций (§ 18); что такое реакция разложения (§ 17), каковы существенные свойства вещества (§ 3); как описывать вещество (лабораторные опыты к § 3). Из курса математики вспомните, что такое обратная пропорциональность.

— Что такое реакция разложения?

— Какие вещества вступают в реакции горения?





**Рис. 50.** Фотосинтез, протекающий в зелёных растениях, цианобактериях и некоторых микроорганизмах — важнейший источник свободного кислорода  $\text{O}_2$  в атмосфере нашей планеты

Вы уже познакомились с горением веществ в кислороде с образованием оксидов (см. § 22). Что же это за вещество — кислород?

### КИСЛОРОД

Элемент O

- всегда двухвалентен

Простое вещество  $\text{O}_2$

- неметалл
- газ без цвета и запаха
- тяжелее воздуха в 1,1 раза
- кипит при  $-183^\circ\text{C}$
- поддерживает горение
- содержится в воздухе

Кислород  $\text{O}_2$  — бесцветный газ, один из компонентов воздуха, в атмосферном воздухе его содержание составляет 21% по массе. Это делает нашу планету совершенно уникальной — ни на одной другой планете Солнечной системы нет свободного кислорода (т. е. простого вещества  $\text{O}_2$ ). Более того, обнаружение этого простого вещества на планетах за пределами Солнечной системы тоже маловероятно.

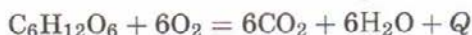
Познакомившись с реакциями горения (§ 22), вы теперь понимаете, насколько этот газ активен. Именно поэтому его образование из природных соединений — воды  $\text{H}_2\text{O}$ , углекислого газа  $\text{CO}_2$ , и силикатных минералов, требует огромных затрат энергии. На Земле кислород образуется в результате одного-единственного процесса (рис. 50). Этот весьма энергозатратный процесс происходит в зелёных растениях, цианобактериях и некоторых микроорганизмах и называется *фотосинтезом*. Необходимую для фотосинтеза энергию растения получают от солнечного света. Кислород в процессе фотосинтеза оказывается отходом «производства» глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  из углекислого газа  $\text{CO}_2$  и воды  $\text{H}_2\text{O}$ :



**Рис. 51.** Кислородная подушка (можно приобрести в аптеках) заполнена чистым кислородом, который используют для поддержания жизни тяжелобольных при некоторых заболеваниях



Глюкоза обладает важным свойством: как и многие другие вещества, она взаимодействует с кислородом с выделением энергии. Практически все природные организмы (и растения, и животные) приспособились проводить взаимодействие глюкозы с кислородом так, чтобы использовать выделяющуюся при этом энергию. Этот процесс называется *дыханием*.



Сравните уравнения реакций фотосинтеза и дыхания. Очевидно, что это обратные процессы, продукты одного являются реагентами другого и наоборот.

Всем живым организмам необходима энергия, а значит — кислород. Поэтому жизнь на нашей планете без кислорода невозможна. В частности, человек, оставшись на четыре минуты без кислорода, умирает. В то же время из-за своей высокой химической активности кислород способен реагировать с веществами в тканях организмов, разрушая их. Большинство живых существ за сотни миллионов лет эволюции приспособились к этому весьма агрессивному веществу в атмосфере. Однако на нашей планете до сих пор существуют древние *анаэробные организмы*, для которых кислород по-прежнему остаётся страшным ядом. Их удел — жить в анаэробных (в буквальном переводе — безвоздушных) «оазисах», где нет воздуха, а значит, нет кислорода (он туда не доходит или активно поглощается). Даже *аэробные организмы* (которые живут в воздушной атмосфере) приспособились к присутствию кислорода не до конца, так как при вдыхании воздуха, обогащённого кислородом (или просто при глубоком дыхании без физической нагрузки), у них очень быстро наступает кислородное отравление. Человек, вдыхающий воздух, обогащённый кислородом, или просто глубоко дышащий, ощущает головокружение и даже может потерять сознание. Однако при некоторых заболеваниях показан чистый кислород (рис. 51).

Кислород  $\text{O}_2$  в природе образуется при фотосинтезе и расходуется при дыхании и гниении.

За последние несколько сотен тысяч лет количество кислорода в атмосфере Земли оставалось практически неизменным. Что можно сказать об общей интенсивности процессов дыхания и фотосинтеза на нашей планете в течение этого времени?





В процессе дыхания энергия выделяется, а значит, в процессе фотосинтеза она должна поглощаться. В какой форме поглощается энергия в процессе фотосинтеза?

При некоторых условиях глюкоза способна гореть на воздухе. Чем этот процесс отличается от процесса дыхания?

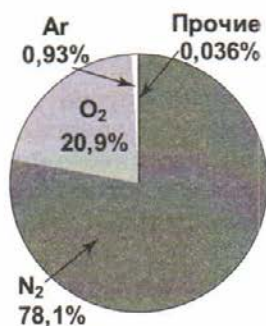


Рис. 52. Состав воздуха

Помимо кислорода в воздухе присутствует азот N<sub>2</sub>, которого там больше всего (рис. 52). Азот химически неактивен и при обычных условиях практически не вступает в химические реакции. Азот как бы разбавляет кислород и отводит энергию, которая выделяется при реакциях веществ с кислородом (горении). Поэтому в чистом кислороде реакции идут гораздо активнее, чем на воздухе (см. цветной блок: рис. Ц-33). Многие вещества, например, сахар C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>, железная проволока Fe, аммиак NH<sub>3</sub>, горят в чистом кислороде, но не на воздухе (см. цветной блок: рис. Ц-32). Тлеющая лу-

чина в чистом кислороде вспыхивает, и это используется для обнаружения кислорода.

Тлеющая лучина в кислороде вспыхивает — обнаружение чистого кислорода.

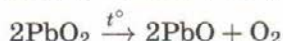
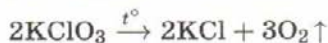
В лаборатории кислород получают разложением некоторых веществ при нагревании. Чаще всего для этого используют перманганат калия (марганцовку) KMnO<sub>4</sub>:



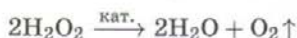
В лаборатории кислород получают разложением перманганата калия.

Вещество, разлагающееся с выделением кислорода, иногда называют окислителем.

В качестве окислителя (кроме KMnO<sub>4</sub>) можно также использовать бертолетову соль KClO<sub>3</sub>, перхлорат калия KClO<sub>4</sub>, оксид свинца PbO<sub>2</sub> и некоторые другие вещества:



Ещё один лабораторный источник кислорода — пероксид (перекись) водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  — разлагается даже при комнатной температуре в присутствии некоторых веществ, называемых *катализаторами* (такие вещества ускоряют реакцию, но сами при этом не расходуются; рис. 53):



Катализаторами данной реакции могут выступать оксид марганца (IV)  $\text{MnO}_2$ , дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , сульфат меди  $\text{CuSO}_4$ . Пероксид водорода образуется в нашей крови как промежуточный продукт реакций с участием кислорода. В крови содержится специальное вещество пероксидаза, которая ускоряет разложение пероксида водорода. Поэтому при контакте с кровью пероксид водорода, который используют для обработки раны, быстро разлагается, и выделяющийся при этом кислород ускоряет свёртывание крови. Чтобы остановить кровотечение, раны обрабатывают 3%-м раствором пероксида водорода.

### ИСПОЛЬЗОВАНИЕ КИСЛОРОДА В ПРОМЫШЛЕННОСТИ:

- металлургия
- получение высокотемпературного пламени
- неорганические синтезы

Чистый кислород широко используют в промышленности и технике. Его применяют в крупномасштабных химических синтезах, в которых мешает азот воздуха (например, серной и азотной кислот), а также для получения высокотемпературного пламени, например, в металлургии и газовой сварке (рис. 54). Чистый кислород производится в огромном масштабе — десятки миллионов тонн в год. Получить столько кислорода разложением перманганата калия невозможно хотя бы потому, что мировое производство этого вещества несоизмеримо меньше, и стоит оно очень дорого. Как же получают кислород в промышленности?

Необходимое для промышленного получения кислорода сырьё присутствует в окружающей среде. Это сырьё — воздух. Задача состоит в том, чтобы отделить кислород от азота. Кислород кипит при чуть более высокой температуре, чем азот (температура кипения азота  $\text{N}_2$  —  $-196^\circ\text{C}$ , температура кипения кислорода  $\text{O}_2$  —  $-183^\circ\text{C}$ ). Поэтому кислород выделяют методом *ректификации* (перегонки) *сжиженного воздуха*. Для этого воздух очень сильно охлаждают и очень сильно сжимают (т. е. увеличивают давление), в результате чего все составные части воздуха переходят в жидкое состояние — воздух сжижается. Если слегка уменьшить давление, азот начнёт выкипать, а кислород останется жидким.



**Рис. 53.** Каталитическое разложение пероксида водорода в присутствии катализатора —  $\text{MnO}_2$  (взвесь). Выделяется кислород  $\text{O}_2$





**Рис. 54.** При газовой сварке и резке металлов используют пламя, в котором ацетилен  $C_2H_2$  горит в чистом кислороде. Температура такого пламени достигает  $3000^\circ C$



**Рис. 55.** Сосуд Дьюара. Стенки сосуда двойные, воздух между ними откачан (т.е. там создают сильное разрежение — вакуум). Зеркальное покрытие отражает внешнее тепло

Хранят и перевозят кислород либо в сжатом виде в баллонах, либо в сжиженной форме в изотермиках — сосудах Дьюара (рис. 55). У этих сосудов двойные стенки, а между ними — вакуум, который не пропускает тепло из внешней среды. Бытовые термосы устроены по принципу сосудов Дьюара.

Кислород в промышленности получают ректификацией сжиженного воздуха.

В последнее время развивается абсорбционный способ выделения кислорода. Существуют особые вещества — цеолиты, в структуре которых имеются поры. У некоторых цеолитов размер пор соответствует разме-

## ЭТО ИНТЕРЕСНО!

### СПИЧКИ И ПИСТОНЫ

Бертолетова соль  $KClO_3$  достаточно легко разлагается с выделением кислорода. Если её смешать с горючим веществом и нагреть, то такая смесь горит бурно даже без доступа воздуха; иногда можно обойтись без нагревания — достаточно удара или трения. Например, в пистонах используют смесь бертолетовой соли с серой или фосфором: при ударе она быстро сгорает с характерным хлопком. Смесь бертолетовой соли с фосфором загорается даже от трения, что используется в спичках: на стенку спичечного коробка нанесена тонким слоем смесь, содержащая фосфор, а в состав спичечной головки входит бертолетова соль с разными горючими добавками. В месте трения спичечной головки о стенку коробки с фосфорсодержащей смесью происходит возгорание, которое распространяется на всю головку спички. Кстати, для горения спичечной головки воздух не нужен. По тому же принципу (смесь горючего с окислителем) делают головки охотничьих спичек, звёздочки салютов, твердотопливные ракетные ускорители и другие смеси, горящие без доступа воздуха.

ру молекулы  $O_2$ . Если поместить такой цеолит в воздух под давлением, поры заполнятся молекулами кислорода (происходит **абсорбция** кислорода). Если давление снять, кислород выделится из пор цеолита. Этот способ не требует таких энергетических затрат, как ректификация. Однако из-за того, что размеры молекул кислорода  $O_2$  близки к размерам молекул другого компонента воздуха — азота  $N_2$ , кислород, полученный этим способом, содержит значительные примеси азота.

Почему сосуд Дьюара никогда не закрывают плотно крышкой (герметично)?



## Контрольные вопросы

- 24.1. Какова доля кислорода в воздухе?
- 24.2. Почему в чистом кислороде все вещества горят лучше, чем в воздухе?
- 24.3. Как получают кислород в лаборатории? В промышленности? С чем связано такое различие в способах получения?
- 24.4. Можно ли считать фотосинтез *способом* получения кислорода?

## ЭТО ИНТЕРЕСНО!

### ОБ ЭКОНОМИКЕ ХИМИЧЕСКИХ ПРОИЗВОДСТВ

Стоимость получения любого вещества складывается из стоимости сырья и стоимости оборудования. Затраты на сырьё пропорциональны объёму выпускаемой продукции. Затраты на оборудование от объёма продукции практически не зависят, поэтому чем больше продукции выпускают, тем ниже цена.

Таким образом, производство с дешёвым сырьём, но дорогим оборудованием выгодно при больших масштабах (рис. 56). При ректификации воздуха сырьё практически бесплатное, а оборудование достаточно сложное, поэтому этот процесс становится выгодным, только если требуется произвести много кислорода. При разложении перманганата калия сырьё дорогое, а оборудование примитивное. Этот способ выгоден, если требуется произвести немного кислорода (лабораторный способ).

**Рис. 56.** Затраты на единицу продукции в зависимости от объёма производства при разных технологиях. При объёме, большем, чем в точке пересечения кривых, затраты на дорогое оборудование окупаются за счёт дешевизны сырья





## Задание на дом

- 24.1. Посмотрите на диаграмму состава воздуха (рис. 52). Может ли доля кислорода в воздухе значительно увеличиться в результате природной активности или жизнедеятельности человека?
- 24.2. Почему акваланги и дыхательные баллоны никогда не заправляют чистым кислородом, а только смесью кислорода с азотом (аргоном или гелием)?
- 24.3. Что произойдёт, если нагреть перманганат калия с каким-либо горючим веществом?
- 24.4\*. Напишите уравнение реакции разложения: а) перхлората натрия  $\text{NaClO}_4$ ; б) бромата калия  $\text{KBrO}_3$ . Происходит ли при этом выделение кислорода?

www

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Получение кислорода и горение различных веществ в нём, <http://experiment.edu.ru> Коллекция → Предметный каталог → Химия → Неорганическая химия. Видеоопыты → Подгруппа кислорода → Кислород. Оксиды.

### Имитация эксперимента

- Модуль «Лабораторная работа „Получение кислорода и его свойства“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Лабораторная работа „Приборы для получения и собирания газов“», <http://fcior.edu.ru>

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Получение и применение кислорода“», <http://fcior.edu.ru>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Лабораторные способы получения кислорода“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Свойства кислорода“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Физические свойства и получение кислорода», <http://fcior.edu.ru>

## Лабораторные опыты

### ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА И ИССЛЕДОВАНИЕ ЕГО СВОЙСТВ

Рекомендуется повторить, что такое горение (§ 22), каковы свойства и способы получения кислорода (§ 24).

- Как следует нагревать пробирку?
- Как получают кислород в лаборатории?
- Где — на воздухе или в чистом кислороде — процессы горения протекают интенсивнее?
- Как следует нагревать вещество, если надо собрать улетучивающиеся продукты (§ 4)?

**Задача.** Получить кислород и сравнить горение различных веществ в воздухе и в чистом кислороде.



**Рис. 57.** Разложение перманганата калия и сбор образующегося кислорода

**Оборудование.** Спиртовка (или сухое горючее с подложкой и крышкой), термостойкая подложка (или фарфоровый стакан), пробирка, держатель для пробирок или мини-штатив, изогнутая трубка с пробкой, колба коническая, ложечка для сжигания металлическая.

**Реагенты и расходные материалы.** Перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ , лучина, уголь  $\text{C}$ , кусок парафиновой свечи  $\text{C}_{40}\text{H}_{82}$  высотой 2–3 см, хлопковая вата.

**План работы.** Кислород получают разложением перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  по реакции



и собирают в стоящую на столе колбу. Когда колба заполнится, в неё вносят разные горючие вещества.

Почему кислород собирают в сосуд, стоящий горлом вверх, а не вниз?

Почему трубку, из которой идёт кислород, следует опускать до дна сосуда?

**Ход работы.** Насыпают в пробирку перманганат калия на 1–1,5 см по высоте. Под пробку в пробирку помещают вату (чтобы твёрдые продукты разложения перманганата калия не летели в сосуд с кислородом). Зажимают пробирку в держателе для пробирок и опускают газоотводную трубку в колбу (рис. 57). Зажигают пламя. Начинают нагревать перманганат. Когда перманганат разложится (это можно определить по прекращению потрескивания), зажигают лучину, дают ей некоторое время погореть и задувают. Тлеющую лучину вносят в колбу. Извлекают лучину и задувают её. Лучину кладут сгоревшим кончиком на термостойкую подложку или ставят вниз кончиком в фарфоровый стакан.


В пробирку насыпают новую порцию перманганата (заменяют использованный) и снова заполняют колбу кислородом. В ложечку для сжигания кладут кусочек угля и нагревают в пламени





спиртовки, пока уголь не начнёт тлеть. Тлеющий уголёк вносят в колбу, заполненную кислородом. Наблюдают. Описывают, как изменится характер тления. Уголь извлекают и кладут на термостойкую подложку.

Снова заменяют в пробирке перманганат и заполняют колбу новой порцией кислорода. В ложечке для сжигания закрепляют свечу, зажигают её. Вносят горящую свечу в колбу с кислородом. Смотрят и описывают, как изменится характер горения.



**Отчёт.** В отчёте для каждого вещества следует указать, как оно горит (тлеет) на воздухе, как в кислороде и чем различается их поведение на воздухе и в кислороде. Записывают уравнения реакций горения угля и (если получится) парафина. Делают вывод, чем же отличается горение на воздухе от горения в кислороде.

## Домашний эксперимент

Получение кислорода разложение пероксида водорода в разных условиях

1. Реакцию разложения пероксида водорода  $H_2O_2$  можно провести в домашних условиях. Пероксид водорода продаётся в аптеках и обычно есть в домашней аптечке, поскольку часто используется в быту как кровоостанавливающее средство. Вместо пероксида водорода можно использовать гидроперит — таблетки, содержащие пероксид водорода и мочевины. В половине стакана воды нужно растворить одну таблетку гидроперита. Перманганат калия (марганцовку) можно приобрести в аптеках; раствор перманганата калия используют как дезинфицирующее средство.

Налейте немного (около чайной ложки) пероксида водорода (или раствора гидроперита) в какую-нибудь ёмкость (например, пластиковый стаканчик) и добавьте туда кристаллик марганцовки. Что наблюдается?

2. Пероксид водорода не очень устойчив. Многие вещества могут ускорять его разложение, действуя как катализаторы. Пероксид водорода — промежуточный продукт многих биохимических реакций, в том числе в организме человека. Если раствор пероксида водорода нанести на свежую рану, то под действием особого вещества крови — фермента пероксидазы — пероксид водорода разлагается, а выделяющийся кислород ускорит свёртывание крови. Капните пероксидом водорода на кусочек свежего мяса. Что наблюдается? Попробуйте сделать то же самое со старым или замороженным мясом. Опишите различия. Постарайтесь дать объяснение.

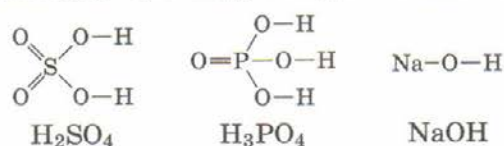
## § 25

## Гидроксиды

Рекомендуется повторить, что такое формула состава (§ 11), графическая формула (§ 16), оксид (§ 20, 23). Из курса математики вспомните, что такое чётные и нечётные числа.

- Напишите формулу состава и графическую формулу оксида серы (VI).
- Как можно получить оксид фосфора (V)?

Вы уже знаете, что такое оксиды и как они образуются. Теперь можно приступить к изучению их свойств, важнейшее из которых — способность реагировать с водой. При этом образуются гидроксиды — весьма распространённые реагенты в химии. Мы уже говорили о таких гидroxидax, как серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , гидроксид натрия  $\text{NaOH}$ . Все гидроксиды примечательны тем, что в их состав входят водород, кислород и какой-то третий элемент, причём водород соединён только с кислородом (см. графические формулы). Третий элемент (не водород H и не кислород O) в гидроксиде называется **центральным**.



**Гидроксид** — химическое соединение, в состав которого входят три элемента, среди них обязательно присутствуют водород и кислород.

Почти все соединения, содержащие водород, кислород и ещё какой-либо элемент, являются гидroxидax (рис. 58). Имеются исключения, например, соединения, содержащие углерод, — в них водород часто бывает связан с этим элементом непосредственно.

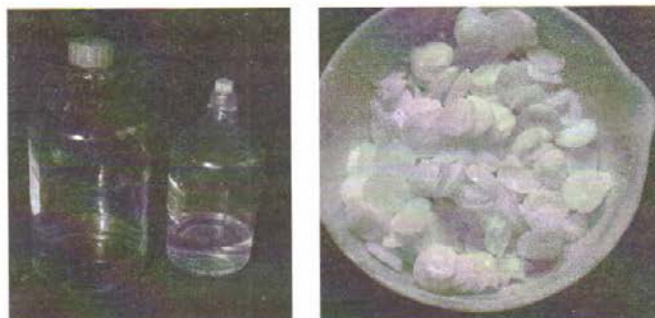


Рис. 58. Гидроксиды  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaOH}$

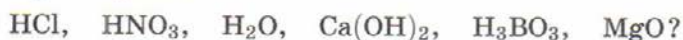


**Алгоритм 4.** Алгоритм записи графической формулы гидроксида по формуле состава

**Задача.** Написать графическую формулу серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Шаг	Пример
1. Написать символ центрального элемента	S
3. Присоединить к нему столько OH-групп, сколько атомов H входит в формулу состава	H-O-S-O-H
3. Найти число атомов кислорода, не связанных в OH-группы	$4 - 2 = 2$
4. Присоединить их к центральному элементу двойными связями (две чёрточки)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H-O-S-O-H} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$

**ЗАДАНИЕ 25.1.** Укажите, какие из перечисленных веществ являются гидроксидами:



В формулах гидроксидов укажите центральный элемент.

Поскольку в гидроксиде водород связан только с кислородом, в этой молекуле обязательно присутствует группа  $\text{—OH}$ , называемая гидроксильной. Она одновалентна (кислород двухвалентен, одна из его валентностей занята водородом — остаётся одна свободная). В гидроксидах нет связей между атомами одинаковых элементов.

Зная эти особенности строения молекул гидроксидов, можно по формуле состава нарисовать графическую формулу (алгоритм 4).

**ЗАДАНИЕ 25.2.** Напишите графические формулы  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ .

Бывают мета- и ортогидроксиды. В **метагидроксидах** содержится одна или две OH-группы, в **ортогидроксидах** — три и больше.

Далеко не все центральные элементы способны образовать ортогидроксид по той простой причине, что вокруг центрального атома OH-группам не хватает места. Ортогидроксиды образуют трёхвалентные элементы (например, гидроксид алюминия  $\text{Al(OH)}_3$ , рис. 59), а также Si, P, As, Te, I. Как правило, элементы, образующие ортогидроксиды, способны также образовывать и метагидроксиды.

Гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  и серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — метагидроксиды, фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — ортогидроксид.

Если формула гидроксида не дана, её (как и графическую формулу) можно составить — достаточно знать валентность цент-

рального элемента и тип гидроксида (орто- или мета-). Если тип гидроксида неизвестен, можно смело писать формулу метагидроксида.

Чтобы записать графическую формулу метагидроксида, рисуют центральный элемент с соответствующим числом связей. Одну связь сразу заполняют группой  $-\text{OH}$ . Остальные связи попарно заполняют атомами кислорода. Если остаётся свободная одинокая связь, тоже заполняют её группой  $-\text{OH}$  (алгоритм 5).

Когда записывают формулы состава метагидроксидов одно-, двух- и трёхвалентных металлов, группы  $\text{OH}$  записывают после формулы металла (например,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ). Во всех остальных случаях водород записывают в начало, а кислород — в конец (например,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

**ЗАДАНИЕ 25.3.** Напишите графические и формулы состава метагидроксидов хлора (III), магния, серы (IV).

Формулу состава гидроксида можно определить аналитически, по валентности  $n$  центрального элемента Э:

$$\text{НЭО}_{\frac{n+1}{2}}, \text{ если } n \text{ — нечётное число}$$

$$\text{H}_2\text{ЭО}_{\frac{n}{2}+1}, \text{ если } n \text{ — чётное число}$$

## Контрольные вопросы

- 25.1. Приведите определение гидроксида.
- 25.2. Сколько элементов входят в состав гидроксида?
- 25.3. Какие элементы обязательно входят в состав гидроксида?
- 25.4. Чем отличается ортогидроксид от метагидроксида?
- 25.5. С каким элементом связан водород в гидроксиде?
- 25.6. Какова валентность группы  $-\text{OH}$ ?

**Рис. 59 (слева).** Взвесь гидроксида алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$

**Рис. 60 (справа).** Раствор азотной кислоты  $\text{HNO}_3$





**Алгоритм 5.** Алгоритм составления графической формулы метагидроксида, если известна валентность центрального элемента

**Задача.** Написать графическую формулу метагидроксидов серы (VI) и хлора (VII).

Шаг	Гидроксид серы (VI)	Гидроксид хлора (VII)
1. Написать символ центрального элемента	S	Cl
2. Определить валентность центрального атома: чётное/нечётное число		7 — нечётное число
3. Если валентность центрального атома — нечётное число, присоединить одной связью (чёрточкой) одну группу —O—H; если чётное число — присоединить у двух чёрточек по одной группе —O—H (всего две группы)	H—O—S—O—H	H—O—Cl
4. Посчитать, сколько валентностей центрального атома осталось свободными (незанятыми). Если всё сделано правильно, остаётся чётное число валентностей	$6 - 2 = 4$	$7 - 1 = 6$
5. Оставшиеся валентности занять попарно (двойные связи) атомами кислорода	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{O}-\text{Cl}=\text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$

### Задание на дом

25.1. Напишите графические формулы  
Ba(OH)<sub>2</sub>, H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>, HIO<sub>4</sub>, H<sub>5</sub>IO<sub>6</sub>.

25.2. Напишите графические формулы и формулы состава метагидроксидов бора (III), марганца (VII), кальция, селена (VI), калия.

## § 26

## Реакции дегидратации.

## Соответствие между гидроксидами и оксидами

Рекомендуется повторить, что такое оксид (§ 20, 23), гидроксид (§ 25), уравнение реакции (§ 18), что такое реакция разложения (§ 17 и лабораторные опыты к §19), а также приёмы нагревания пробирок (§ 2 и лабораторные опыты к §19). Из курса математики вспомните, что такое чётные и нечётные числа.

- Напишите формулу состава и графическую формулу оксида серебра.
- При нагревании оксид серебра разлагается. Напишите уравнение реакции.
- Напишите формулу состава и графическую формулу гидроксида кальция.
- Как нужно нагревать пробирку?
- Назовите первые четыре чётных числа.

**Оборудование.** Сухое горючее с подложкой и крышкой (или спиртовка), спички, пробирки, фарфоровый стакан, держатель для пробирок, ёмкость с дистиллированной водой, защитные очки.

**Реактивы.** Борная кислота  $H_3BO_3$ , сульфат меди  $CuSO_4$ , раствор гидроксида натрия  $NaOH$ .

В предыдущем параграфе мы познакомились с новым классом соединений — гидроксидами, в составе которых обязательно есть водород, кислород и центральный элемент, причём водород входит в состав гидроксильных групп  $-OH$ . При этом было упомянуто, что между гидроксидами и оксидами существуют некие «родственные» взаимосвязи. Остановимся на этом вопросе подробнее.

Почти все гидроксиды при нагревании разлагаются на воду и оксид. Такая реакция называется реакцией **дегидратации** (латинская частица *de* указывает на удаление чего-либо, «гидрос» по-гречески — вода).

**Дегидратация** — реакция разложения гидроксида на воду и оксид.

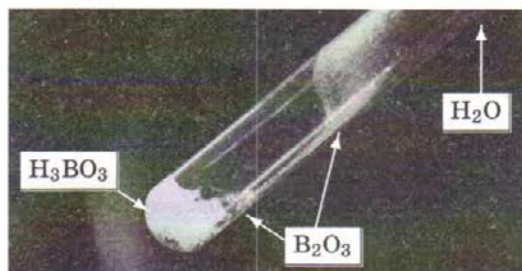
**ОПЫТ 26.1. Дегидратация борной кислоты.** В пробирку (на 0,5–1 см по высоте) насыпают борную кислоту  $H_3BO_3$  — гидроксид бора. Нагревают.

Как ведёт себя кислота при нагревании? Обратите внимание на конденсат, который оседает на стенках пробирки (рис. 61). Прогрейте его, чтобы он не стекал на раскалённую часть пробирки.

По окончании реакции горячую пробирку ставят в фарфоровый стакан. Когда она остынет, в пробирку наливают воду. □







**Рис. 61.** Разложение борной кислоты  $\text{H}_3\text{BO}_3$  при нагревании. Продукт разложения — оксид бора  $\text{B}_2\text{O}_3$ . Он частично возгоняется и оседает в верхней, более холодной части пробирки, выделяющаяся при разложении вода конденсируется ещё выше

В этой реакции вы наблюдали выделение паров воды, которые конденсировались в верхней части пробирки. Остаток после нагревания представляет собой белую массу, похожую на стекло; это оксид бора  $\text{B}_2\text{O}_3$ .

#### ОПЫТ 26.2. Получение и дегидратация гидроксида меди (II).

Гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  — едкое вещество. Обращаться аккуратно, при попадании на кожу или одежду смыть струёй холодной воды и нейтрализовать раствором уксуса или борной кислоты.

В пробирку насыпают несколько голубых кристалликов пятиводного сульфата меди  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (медный купорос) и добавляют воду (1–2 см). Кристаллы растворяют. Добавляют несколько капель раствора гидроксида натрия  $\text{NaOH}$ . Выпадет голубой осадок гидроксида меди (II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ :



Полученный осадок нагревают. Что наблюдается?



При нагревании голубой гидроксид меди *дегидратируется* с образованием чёрного оксида  $\text{CuO}$  (см. цветной блок: рис. Ц-38).

Мы провели две реакции дегидратации. А любую реакцию химик должен уметь записать в виде уравнения, поэтому перейдём к составлению уравнений реакций дегидратации.

Важная особенность реакции дегидратации состоит в том, что в результате этой реакции валентности элементов не изменяются. Зная валентность центрального элемента в гидроксиде, легко установить формулу оксида, образующегося при дегидратации.

Чтобы установить валентность центрального элемента в гидроксиде, можно воспользоваться одним из двух способов: графическим или аналитическим. По графическому способу следует написать графическую формулу гидроксида и сосчитать в ней число связей вокруг центрального элемента. В аналитическом способе «работают» с формулой состава и валентность центрального элемента рассчитывают как разность удвоенного (умножить на 2)



числа атомов кислорода и числа атомов водорода. Если все атомы кислорода содержатся в виде групп  $-\text{OH}$ , то валентность центрального элемента равна числу этих групп.

**ПРИМЕР 26.1.** В  $\text{H}_2\text{SO}_4$  четыре атома кислорода и два атома водорода. Валентность серы равна VI:  $4 \cdot 2 - 2 = 6$ .

В  $\text{Al}(\text{OH})_3$  три группы  $-\text{OH}$ . Валентность алюминия равна III.

**ЗАДАНИЕ 26.1.** Определите валентность центрального элемента в соединениях  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ .

Оксид, валентность центрального элемента в котором совпадает с его валентностью в гидроксиде, называется **соответствующим оксидом**. Поэтому для установления формулы соответствующего оксида следует определить валентность центрального элемента в гидроксиде и по алгоритму (с. 116) составить формулу оксида.

**ПРИМЕР 26.2.** Серной кислоте  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (валентность серы равна VI) соответствует оксид  $\text{SO}_3$ .

**ЗАДАНИЕ 26.2.** Определите формулы оксидов, соответствующих гидроксидам  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ .

В результате дегидратации гидроксидов образуются соответствующие оксиды и вода. Этой информации в принципе достаточно, чтобы составить уравнение реакции дегидратации, однако важно помнить, что число атомов водорода в молекуле воды чётное, поэтому слева от знака равенства число атомов водорода тоже должно быть чётным.

**ЗАДАНИЕ 26.3.** Напишите уравнения реакции дегидратации соединений:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ .

**Класс: кислоты**

**$\text{H}_3\text{BO}_3$**

Номенклатурное  
название:

ортоборная  
кислота.

Тривиальное  
название:

борная кислота

### БУДЕМ ЗНАКОМЫ!

Белый порошок, растворимый в воде. При нагревании дегидратируется сначала до метаборной кислоты  $\text{HBO}_2$ , затем — до оксида бора  $\text{B}_2\text{O}_3$ . Как и все соединения бора окрашивает пламя в зелёный цвет. Оксид бора термически устойчив, поэтому борную кислоту и её соли иногда используют как огнестойкую пропитку.

Антисептик, продаётся в аптеках. Используют для травли тараканов и других насекомых; поскольку это вещество вызывает обезвоживание организма, в обработанном против насекомых помещении не должно быть источников воды. В небольших количествах бор необходим растениям — его вносят в землю как микроудобрение.



**Алгоритм 6.** Алгоритм составления уравнений реакций дегидратации

Задача. Написать уравнения реакций дегидратации борной кислоты  $\text{H}_3\text{BO}_3$  и гидроксида меди  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Шаг	$\text{H}_3\text{BO}_3$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
1. Написать формулу исходного гидроксида, оставляя место для коэффициента. После формулы поставить знак равенства	$\_\text{H}_3\text{BO}_3 = \_\_\_\_\_\_$	$\_\text{Cu}(\text{OH})_2 = \_\_\_\_\_\_$
2. После знака «=» записать формулу воды $\text{H}_2\text{O}$ (продукта, который обязательно образуется при реакции дегидратации). Поставить знак «+» и оставить место для формулы оксида	$\_\text{H}_3\text{BO}_3 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_$	$\_\text{Cu}(\text{OH})_2 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_$
3. Определить формулу образующегося оксида: а) определить валентность центрального элемента в гидроксиде (с. 149). б) зная валентность центрального атома, написать формулу оксида (с. 116)	Валентность бора в $\text{H}_3\text{BO}_3$ равна $2 \cdot 3 - 3 = 3$ $\text{B}_2\text{O}_3$	Валентность меди в $\text{Cu}(\text{OH})_2$ равна $2 \cdot 2 - 2 = 2$ $\text{CuO}$
4. Записать формулу оксида после знака «+» в правой части уравнений	$\_\text{H}_3\text{BO}_3 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_ \text{B}_2\text{O}_3$	$\_\text{Cu}(\text{OH})_2 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_ \text{CuO}$
5. Если в формуле гидроксида число атомов водорода нечётное, то перед ней поставить коэффициент 2, если чётное — 1 (т. е. ничего не ставить)	$2\text{H}_3\text{BO}_3 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_ \text{B}_2\text{O}_3$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_ \text{CuO}$
6. Определить коэффициент перед формулой воды. Для этого суммарное число атомов водорода слева разделить на 2	$2\text{H}_3\text{BO}_3 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_ \text{B}_2\text{O}_3$ $2 \cdot 3 = 6$ $6 : 2 = 3$ $2\text{H}_3\text{BO}_3 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_ \text{B}_2\text{O}_3$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_ \text{CuO}$ $1 \cdot 2 = 2$ $2 : 2 = 1$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_ \text{CuO}$
7. Коэффициент перед формулой оксида всегда равен 1	$2\text{H}_3\text{BO}_3 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_ \text{B}_2\text{O}_3$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 = \_\_\_\_\_\_ \text{H}_2\text{O} + \_\_\_\_\_\_ \text{CuO}$

## Алгоритм 6. Окончание

Шаг	$\text{H}_3\text{BO}_3$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
8. Проверить, уравнена ли реакция (число атомов каждого элемента слева и справа должно быть одинаковым). Если нет — искать ошибку	$\begin{array}{l} \text{В: } 2 = 2 \\ \text{Н: } 2 \cdot 3 = 3 \cdot 2 \\ \text{О: } 2 \cdot 3 = 3 \cdot 1 + 3 \end{array}$ <p>слева                      справа</p> <p>Реакция уравнена по всем элементам</p>	$\begin{array}{l} \text{Cu: } 1 = 1 \\ \text{Н: } 2 \cdot 1 = 1 \cdot 2 \\ \text{О: } 2 \cdot 1 = 1 + 1 \end{array}$ <p>слева                      справа</p> <p>Реакция уравнена по всем элементам</p>

## Контрольные вопросы

- 26.1. Что такое реакция дегидратации? Какие вещества вступают в эту реакцию и какие вещества образуются в результате реакции?
- 26.2. Что такое соответствующий оксид? В чем заключается соответствие между оксидом и гидроксидом?

## Задание на дом

- 26.1. Напишите формулы соответствующих оксидов для гидроксидов:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{HClO}_4$ .
- 26.2. Напишите реакции дегидратации соединений:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_5\text{IO}_6$ .

## Ресурсы

## Видеоматериалы

- Химические свойства нерастворимых оснований,  
<http://school-collection.edu.ru>
- Разложение гидроксида меди,  
<http://school-collection.edu.ru>, в строке поиска ввести «свойства нерастворимых оснований»  
<http://blogs.mail.ru/community/chem-textbook>, запись от 18-05-2008 17:46
- Дегидратация борной кислоты,  
<http://blogs.mail.ru/community/chem-textbook>, запись от 27-04-2008 19:33



## § 27

### Реакции гидратации.

#### Гидроксиды, соответствующие оксидам



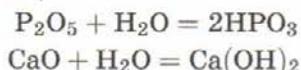
Рекомендуется повторить, что такое оксид (§§ 20, 23), гидроксид (§ 25), уравнение реакции (§ 18), реакция дегидратации (§ 26), что такое продукты и реагенты реакции (§ 17) и что такое реакция соединения (§ 19).

- Какой оксид соответствует серной кислоте  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
- Напишите уравнение реакции дегидратации  $\text{HMnO}_4$ . Назовите продукты этой реакции.
- Приведите пример реакции соединения.

Оксиды можно получить при разложении гидроксидов. Однако при некоторых условиях возможна и обратная реакция — соединение оксида с водой с образованием гидроксида.

**Реакция гидратации** — реакция соединения оксида с водой, в результате чего получается гидроксид.

В реакцию гидратации легко вступают, например, оксид фосфора  $\text{P}_2\text{O}_5$  и оксид кальция  $\text{CaO}$ :



Эти оксиды поглощают даже ту воду, которая в виде паров находится в воздухе вокруг нас. О таких веществах говорят, что они гигроскопичные. Их следует хранить в условиях тщательной изоляции от атмосферного воздуха.

**Гигроскопичные вещества** — вещества, поглощающие влагу из воздуха.

Гигроскопичность этих оксидов как полезное свойство часто используют для удаления воды (осушения) из воздуха и из разных веществ (путём непосредственного контакта или чаще путём поглощения водяного пара из закрытого пространства).

Реакция гидратации — обратная для реакции дегидратации, т. е. продукты реакции гидратации являются реагентами реакции дегидратации (и наоборот).

Нагревание способствует дегидратации, а охлаждение, наоборот, гидратации.



Происходит ли изменение валентностей элементов при реакции гидратации?

Как и в реакции дегидратации, в реакции гидратации валентности элементов не изменяются. Поэтому при гидратации из

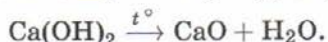
оксида образуется **соответствующий гидроксид**, где валентность центрального элемента совпадает с его валентностью в оксиде (причём прежде всего происходит образование метгидроксида, содержащего наименьшее при данной валентности число гидроксильных групп  $-\text{OH}$ ).

**ЗАДАНИЕ 27.1.** Напишите формулы состава гидроксидов, соответствующих оксидам  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

**ЗАДАНИЕ 27.2.** Напишите уравнения реакции гидратации оксидов  $\text{CaO}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

Итак, реакции гидратации и дегидратации — обратные процессы. Какие вещества и при каких условиях вступают в реакцию гидратации, а какие — дегидратации?

Некоторые оксиды (например,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ) реагируют с водой бурно, а разложить соответствующий гидроксид невозможно. Другие оксиды (щелочноземельных металлов и бора) гидратируются с выделением тепла при комнатной температуре, но образуются из гидроксидов при нагревании:



Оксиды переходных металлов вовсе не реагируют с водой. Их гидроксиды получают косвенным путём, и при нагревании они легко дегидратируются. И наконец, гидроксиды, соответствующие  $\text{Ag}_2\text{O}$ ,  $\text{HgO}$ ,  $\text{CO}_2$  и  $\text{SO}_2$ , дегидратируются в момент образования даже при комнатной температуре.

**ЗАДАНИЕ 27.3.** Идут ли реакции? Если да, закончите и уравняйте их. Если нет — после реагентов поставьте перечёркнутый знак равенства ( $\neq$ ).



## Контрольные вопросы

27.1. Что такое реакция гидратации? Какие вещества вступают в эту реакцию и какие вещества получаются в результате?

27.2. Что означает соответствие оксида и гидроксида?

27.3. Что такое гигроскопичный оксид?

27.4. Какой оксид наиболее гигроскопичный?



**Алгоритм 7.** Алгоритм составления уравнений реакций гидратации

**Задача.** Написать уравнения реакций гидратации оксидов  $\text{SO}_3$  и  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

Шаг	$\text{SO}_3$	$\text{P}_2\text{O}_5$
1. Написать формулы реагентов — оксида и воды, поставить между ними знак «+»; оставить место для коэффициентов. Поставить знак «=»	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$	$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} =$
2. Определить формулу образующегося гидроксида: а) определить валентность центрального элемента в оксиде (с. 115); б) составить формулу гидроксида (с. 145)	$\text{SO}_3$ : валентность серы VI  $\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{P}_2\text{O}_5$ : валентность фосфора V  $\text{HPO}_3$
3. Записать схемы реакции. Для этого после знака «=» (шаг 1) написать формулу оксида, найденную на шаге 2	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HPO}_3$
4. Уравнять реакцию по центральному элементу, учитывая коэффициент перед формулой гидроксида	S: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	P: $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$
5. Уравнять реакцию по водороду	H: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	H: $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$
6. Проверить, уравнена ли реакция (посчитать число атомов каждого элемента слева и справа). Если нет — искать ошибку	S: $\underset{\text{слева}}{1} = \underset{\text{справа}}{1}$ H: $\underset{\text{слева}}{1 \cdot 2} = \underset{\text{справа}}{1 \cdot 2}$ O: $\underset{\text{слева}}{3 + 1} = \underset{\text{справа}}{4}$ Уравнено по всем элементам	P: $\underset{\text{слева}}{2} = \underset{\text{справа}}{2}$ H: $\underset{\text{слева}}{1 \cdot 2} = \underset{\text{справа}}{2 \cdot 1}$ O: $\underset{\text{слева}}{5 + 1} = \underset{\text{справа}}{2 \cdot 3}$ Уравнено по всем элементам

## Задание на дом

- 27.1. Напишите формулы гидроксидов, соответствующих оксидам  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ .
- 27.2. Напишите реакции гидратации оксидов:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ . Насколько бурно протекают эти реакции?
- 27.3. Гашёной известью называют гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Его получают при взаимодействии жжёной извести с водой. Что представляет собой жжёная известь? Напишите уравнение реакции гашения извести.
- 27.4\* Какие из оксидов не вступают в реакцию гидратации:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Ag}_2\text{O}$ ?
- 27.5\* Напишите уравнение реакции, по которой можно получить оксид хлора (VII)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  из хлорной кислоты  $\text{HClO}_4$ . Использовать нагревание нельзя, так как при этом  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  взрывается.

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Взаимодействие оксидов с водой, <http://school-collection.edu.ru>
- Взаимодействие оксида кальция с водой, <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/zagorskii2/lesson0/v002.html>
- Взаимодействие оксида серы с водой, <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/zagorskii2/lesson0/v006.html>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Классификация оксидов“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Состав и классификация оксидов», <http://fcior.edu.ru>

## § 28

## Кислоты и основания. Индикаторы

Рекомендуется повторить, что такое элемент и формула состава (§ 11), валентность (§ 16), гидроксид (§ 25), какие элементы относятся к металлам, какие — к неметаллам (§ 15).

- Напишите графическую формулу серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и укажите валентность серы.
- Какие из перечисленных элементов относятся к металлам: Na, Cl, Fe, S?
- Что такое щелочные металлы (§ 15)?

Гидроксиды можно разделить на две большие группы: кислоты и основания. Типичные кислоты и основания — едкие и очень реакционноспособные вещества. Они разъедают кожу, ткани и реагируют в обычных условиях со многими металлами. Химические



свойства кислот и оснований в чём-то противоположны, и они способны реагировать друг с другом.

Гидроксиды одно- и двухвалентных металлов — **основания**.

Гидроксиды неметаллов, а также V, VI и VII-валентных металлов — **кислоты**.

К основаниям относятся почти все гидроксиды одно- и двухвалентных и некоторые гидроксиды трёхвалентных металлов.

Типичные основания — гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  и гидроксид кальция  $\text{Ca(OH)}_2$ . Гидроксиды щелочных металлов называют **щелочами**.

К кислотам относятся гидроксиды неметаллов, а также пяти- и более валентных металлов. Типичная кислота — серная ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), представляющая собой метаксидоксид серы. Кроме того, существуют кислоты, в молекуле которых нет атомов кислорода (они называются *бескислородными* кислотами):  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  и  $\text{H}_2\text{S}$ . Существуют и другие кислоты, не соответствующие нашему определению гидроксида (§ 25), например, уже знакомая вам уксусная кислота  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

**ЗАДАНИЕ 28.1.** Какие из гидроксидов кислоты, а какие — основания: гидроксид натрия, гидроксид хлора (VII), гидроксид хрома (VI)?

В формуле состава основания сначала записывают символ металла, а затем — группы  $\text{OH}$  (например,  $\text{Ca(OH)}_2$ ). В формулах состава кислот сначала записывают водород, затем — центральный элемент, а под конец — кислород (например,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Такая форма записи позволяет сразу отличать кислоту от основания. Если от формулы кислоты «оторвать» водород, то получится **кислотный остаток**.

Если формула состава гидроксида начинается с водорода, то это кислота.

Типичные кислоты:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Если формула состава гидроксида заканчивается группами  $-\text{OH}$ , то это основание.

Типичные основания:  $\text{NaOH}$  (щёлочь),  $\text{KOH}$  (щёлочь),  $\text{Ca(OH)}_2$ .

**Кислотный остаток** имеет формулу состава кислоты без символов водорода.

**ПРИМЕР 28.1.** В серной кислоте  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислотный остаток —  $\text{SO}_4$ .

**ЗАДАНИЕ 28.2.** Назовите кислотный остаток в азотной кислоте  $\text{HNO}_3$ , в угольной кислоте  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , в фосфорной кислоте  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

Число атомов водорода в формуле кислоты называется **основностью кислоты**, а число групп  $-\text{OH}$  в молекуле основания — **кислотностью основания**.

**ПРИМЕР 28.2.** В формуле  $\text{H}_2\text{SO}_4$  два атома водорода — двухосновная кислота.

В формуле  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  две  $\text{OH}$ -группы — двухкислотное основание.

**ЗАДАНИЕ 28.3.** Какова основность азотной кислоты  $\text{HNO}_3$ ? Угльной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ? Фосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ? Какова кислотность  $\text{KOH}$ ?  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ?  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ?

Класс: основания

**NaOH**

Номенклатурное  
название:

гидроксид натрия.

Тривиальное  
название:

каустическая сода,  
едкий натр,  
каустик

### БУДЕМ ЗНАКОМЫ!

Белое гигроскопичное вещество;  $t_{\text{пл}} = 320^\circ\text{C}$ . Очень хорошо растворимо в воде (растворение протекает с сильным разогреванием). Чтобы замедлить его реакцию с влагой и углекислым газом воздуха,  $\text{NaOH}$  выпускают в виде гранул, которые получаются при застывании капель расплава.

Сильное основание. Реагирует со всеми кислотами и с некоторыми оксидами (они называются кислотными). При хранении в неплотно закрытой ёмкости гранулы частично расплываются, а ча-

стично покрываются белёсым налётом карбоната натрия (происходит реакция с углекислым газом воздуха):



Разъедает стекло, реагируя с его главным компонентом — оксидом кремния  $\text{SiO}_2$ :



Поэтому его хранят в пластиковых емкостях.

Используется в промышленности для очистки технических масел от кислот, для синтеза различных солей натрия и органических соединений, в качестве электролита в щелочных аккумуляторах. Входит в состав чистящих средств для сантехники и кафеля. Иногда под названием «каустик» продаётся для этой цели в хозяйственных магазинах.

Разрушает химические связи в молекулах белка, из которых построены живые организмы, поэтому при попадании на кожу вызывает болезненные и долго не заживающие щелочные ожоги (сначала проникает глубоко под кожу, а потом проявляет своё действие). Растворы  $\text{NaOH}$  на ощупь напоминают мыло, поэтому, если при работе с ним на руках возникло мыльное ощущение, руки следует немедленно промыть водой или уксусом.



Кислотный остаток *никогда не существует* в свободном виде.

Он обязательно с чем-нибудь связан, но в обычных химических реакциях (реакциях обмена) не изменяется. Можно говорить о валентности кислотного остатка: поскольку водород всегда одновалентен, то валентность равна числу атомов водорода в кислоте, т. е. основности кислоты.

Валентность кислотного остатка равна числу атомов водорода в кислоте.

**ПРИМЕР 28.3.** В формуле серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  два атома водорода — кислотный остаток двухвалентен.

**ЗАДАНИЕ 28.4.** Чему равна валентность кислотного остатка в  $\text{HNO}_3$ ?  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ?  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ?

Обычно формулу состава кислотного остатка записывают в ионной форме (подробно про это вы узнаете при изучении темы «Ионная связь»). При этом в правом верхнем углу формулы кислотного остатка (в верхнем индексе) ставится знак минус «-», перед которым арабской цифрой (цифра 1 не пишется) указывают валентность кислотного остатка.

**ПРИМЕР 28.4.**  $\text{SO}_4^{2-}$  — это ионная форма кислотного остатка для серной кислоты —  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**ЗАДАНИЕ 28.5.** Чему равна валентность кислотных остатков: перхлората  $\text{ClO}_4^-$ ; сульфита  $\text{SO}_3^{2-}$ ; ацетата  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ?

**ЗАДАНИЕ 28.6.** Напишите в ионной форме формулы остатков кислот:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

Кислоты и основания можно различать с помощью индикаторов — веществ, имеющих разную окраску в зависимости от того, где они находятся: в кислоте, основании или воде. (Химики говорят: «В зависимости от кислотности среды».) Наиболее распространённые индикаторы — метиловый оранжевый, лакмус и фенолфталеин (см. табл. IV.2). Часто также используют универсальный индикатор, окраска которого плавно переходит от красной в кислой среде через жёлтую в нейтральной к синей в щелочной. Существуют и другие индикаторы. Формулы индикаторов весьма сложны, и обычно их распознают по названиям.

Таблица IV.2

**Окраска некоторых индикаторов в разных средах  
(см. цветной блок: рис. Ц-39–Ц-41)**

Индикатор	Кислая среда	Нейтральная среда	Основная среда
Метиловый оранжевый	Красный	Жёлтый или оранжевый <sup>1</sup>	Жёлтый или оранжевый <sup>1</sup>
Лакмус	Розовый	Лиловый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Универсальный	Красный	Жёлтый	Синий

<sup>1</sup>Цвет зависит от концентрации индикатора.

**Индикатор** — вещество, изменяющее окраску при изменении кислотности среды.

## Контрольные вопросы

- 28.1. Какие гидроксиды относятся к основаниям?
- 28.2. Какие гидроксиды относятся к кислотам?
- 28.3. Что такое кислотный остаток? Как определить его валентность?
- 28.4. Что такое индикатор?

## Задание на дом

- 28.1. Укажите кислоты и основания:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
- 28.2. Напишите формулы кислотных остатков и укажите их валентность:  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Действие кислот на индикаторы, <http://school-collection.edu.ru>
- Действие щелочей на индикаторы, <http://school-collection.edu.ru>
- Распознавание растворов щёлочи, кислоты и воды с помощью индикаторов (практическая работа), <http://school-collection.edu.ru>
- Химические свойства оснований, <http://school-collection.edu.ru>

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Оксиды“», <http://fcior.edu.ru>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Классификация кислот“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Классификация оснований“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Химические формулы кислот», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Состав и классификация кислот», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Состав и классификация оснований», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Химические формулы кислот», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Химические формулы оснований», <http://fcior.edu.ru>



www



## Практическая работа № 6

**ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ ИНДИКАТОРОВ**

Рекомендуется повторить, что такое кислота и основание (§ 28).

- Укажите кислоты и основания:  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .
- Какие индикаторы вы знаете?
- Что вы ожидаете увидеть, капнув раствор лакмуса в соляную кислоту? В раствор гидроксида натрия?

**Задачи**

1. У вас есть индикаторы (вещества, окраска которых зависит от кислотности среды) метиловый оранжевый, лакмус, фенолфталеин и полоски универсальной индикаторной бумаги, растворы кислот, оснований и вода. Требуется определить цвет каждого индикатора в различных средах.
2. Вам выданы три пронумерованных пробирки (№ 1, 2, 3). В них могут быть разные растворы: раствор кислоты, раствор основания или вода; какие-то реактивы могут повторяться, каких-то может не быть вовсе. Требуется определить, какой раствор находится в каждой пробирке, используя индикаторы.

**Оборудование.** Пробирки, стеклянная палочка, фильтровальная бумага, промывалка с дистиллированной водой, ёмкость для слива.

**Реактивы.** Растворы  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaOH}$ , метилового оранжевого, лакмуса, фенолфталеина (можно использовать и другие индикаторы), а также полоски универсальной индикаторной бумаги.

**Ход работы.** В две пробирки наливают растворы кислот, в третью — воду, а в четвёртую и пятую — основания. В каждую пробирку капают раствор одного и того же индикатора. Записывают изменившийся цвет индикатора.

Повторяют опыт с другими индикаторами. Для исследования свойств индикаторной бумаги отрывают полоску универсальной индикаторной бумаги. Кладут полоску бумаги и наносят на неё каплю раствора с помощью стеклянной палочки, которую вытирают бумажной салфеткой.

Выбирают, какой индикатор (или группу индикаторов) лучше всего использовать, чтобы различить кислоту, воду и основание.

Из пронумерованных пробирок отливают пробы и добавляют в них выбранный индикатор. По окраске индикатора определяют, что находится в растворе.

**Отчёт.** Оформляют в лабораторном журнале в виде двух таблиц. В первой записывают результаты исследования свойств индикаторов — окраску индикаторов в различных средах — после чего делают вывод о том, какой индикатор лучше выбрать.

Во второй таблице указывают номер пробы и цвет индикатора. В выводе записывают, содержится ли в данной пробе кислота, основание или вода.

## Домашний эксперимент

### Изменение окраски природных индикаторов в различных средах

Очень многие природные красители могут быть использованы в качестве индикаторов: красители группы лакмуса (определяющие розовую и голубую окраску различных цветов) и антоцианиды, придающие розовую, бордовую или синюю окраску различным фруктам, сокам, листьям краснокочанной капусты, чаю «Каркадэ» и некоторым другим напиткам. Вы можете наблюдать, как изменится окраска этих веществ в разных средах (соки, чай, ягодные варенья или компоты; см. цветной блок: рис. Ц-42). Исследуемые жидкости надо наливать небольшими порциями и капать в них растворы индикаторов. Для создания кислой среды можно добавлять столовый уксус  $\text{CH}_3\text{COOH}$  или лимонный сок. Нейтральную (вернее, слабощелочную) среду создают с помощью пищевой соды  $\text{NaHCO}_3$ . Для создания щелочной среды добавляют нашатырный спирт (водный раствор аммиака  $\text{NH}_3$ ; его можно найти в домашней аптечке или купить в аптеке) или стиральную соду  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  можно получить, прокипятив раствор пищевой соды:



Сильнощелочную среду можно создать, добавив жидкость для чистки сантехники, если в её состав (указан на этикетке) входит гидроксид натрия (каустическая сода).

## § 29 Соли

Рекомендуется повторить, что такое кислота и кислотный остаток (§ 28), валентность (§ 16), какие элементы относятся к металлам (§ 15), алгоритм составления формул состава оксидов по общей формуле (алгоритм 2 на с. 116), как определять валентности элементов по таблице Менделеева (§ 21) и как определить валентность кислотного остатка по формуле кислоты (§ 28).

- Напишите формулы и укажите валентность остатков следующих кислот:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
- Укажите металлы: Na, Ca, S, Al, Cl, Fe.
- Какова валентность водорода? Группы  $-\text{OH}$ ? Na, Ca, Al?
- Составьте формулу оксида алюминия.

Какие ещё вещества могут содержать кислотные остатки? В первую очередь это соли (их формулы, например  $\text{CuSO}_4$ , мы встречали, когда проводили практические работы или лаборатор-





ные опыты). Формулу соли легко получить, если в формуле кислоты заменить водород на металл.

**Соль** — это вещество, состоящее из металла и кислотного остатка.

**ПРИМЕР 29.1.** Соли:  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Ca(NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaCl}$ .

Не соли:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{PCl}_3$ .

**ЗАДАНИЕ 29.1.** Какие соединения относятся к солям:  $\text{KCl}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Ba(NO}_3)_2$ ,  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ?

**ЗАДАНИЕ 29.2.** От каких кислот образованы соли:  $\text{Ba(NO}_3)_2$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ?

Как узнать, какие соли может образовать кислота с данным металлом? Достаточно определить валентность металла и кислотного остатка, после чего составить формулу соли (алгоритмы 8 и 9). Валентность металла определяют по таблице Менделеева (§ 21), причём не надо забывать, что металлы в солях обычно не проявляют валентность выше III. Валентность кислотного остатка определяют по формуле кислоты (§ 28). Если валентность кислотного остатка известна (например, записана формула кислотного остатка в ионной форме), задача упрощается.

**ЗАДАНИЕ 29.3.** Напишите формулы солей, в которые входят  $\text{Na}$  и  $\text{PO}_4^{3-}$ ;  $\text{Ca}$  и  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ;  $\text{Fe(III)}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ .

**Класс: соли**

**$\text{Na}_2\text{CO}_3$**

Номенклатурное  
название:

карбонат натрия.

Тривиальное  
название:

стиральная сода,  
кальцинированная  
сода

### БУДЕМ ЗНАКОМЫ!

Белый порошок. Растворяется в воде, раствор сильнощелочной. Под действием кислот с шипением выделяет углекислый газ:



Реагирует с водным раствором солей кальция или магния с образованием осадка:



Присутствие солей кальция и магния в воде мешает образованию мыльной пены. Для их удаления в стиральные порошки добавляют соду. Соду используют в стекловарении и в ряде химических синтезов. Её мировое производство в 2002 г. составило 38 млн т.

Длительное воздействие растворов соды на нашу кожу приводит к появлению трещин и раздражению. Попадание растворов соды на слизистые оболочки (в рот, нос и т. п.) может привести к щелочному ожогу.

Таблица IV.3

**Названия кислот и кислотных остатков  
и соответствующие кислотам оксиды**

Кислота		Кислотный остаток			Соответствующий оксид
Формула	Название	Формула	Валентность	Название	
HF	Фтороводород, или плавиковая кислота	F <sup>-</sup>	I	Фторид	—
HCl	Хлороводород, или соляная кислота	Cl <sup>-</sup>	I	Хлорид	—
HBr	Бромоводород	Br <sup>-</sup>	I	Бромид	—
HI	Иодоводород	I <sup>-</sup>	I	Иодид	—
HNO <sub>3</sub>	Азотная кислота	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	I	Нитрат	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
CH <sub>3</sub> COOH	Уксусная кислота	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	I	Ацетат	—
H <sub>2</sub> S	Сероводород	S <sup>2-</sup>	II	Сульфид	—
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сернистая кислота <sup>1</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	II	Сульфит	SO <sub>2</sub>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Серная кислота	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	II	Сульфат	SO <sub>3</sub>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Угльная кислота <sup>1</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	II	Карбонат	CO <sub>2</sub>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ортофосфорная кислота	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	III	Фосфат	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>

<sup>1</sup>В свободном виде сернистая и угльная кислоты не существуют, так как распадаются на воду и соответствующий оксид.

**ЗАДАНИЕ 29.4.** Напишите формулы солей, содержащих

- кальций и остаток серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;
- свинец (II) и остаток соляной кислоты HCl;
- хром (III) и остаток фосфорной кислоты H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>;
- барий и остаток фосфорной кислоты H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

Название солей состоит из двух слов: первое слово — название кислотного остатка (табл. IV.3); второе — русское название металла в родительном падеже. Корень названия кислотного остатка всегда состоит из латинского названия элемента. Если остаток содержит один элемент, то название заканчивается суффиксом *-ид* (сульфид S<sup>2-</sup>). Для центрального элемента в высшей валентности название заканчивается суффиксом *-ат* (сульфат SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>). Если металл может иметь несколько валентностей, после его названия в скобках римской цифрой указывается валентность (см. цветной блок: рис. Ц-43).



**Алгоритм 8.** Алгоритм составления формулы соли, если известна формула кислоты

Задача. Написать формулы солей алюминия и серной кислоты (а) и кальция и серной кислоты (б).

Шаг	а	б
1. Определить кислотный остаток и его валентность (по числу атомов водорода в кислоте)	$\text{H}_2\text{SO}_4$ — остаток $\text{SO}_4$ , его валентность II	$\text{H}_2\text{SO}_4$ — остаток $\text{SO}_4$ , его валентность II
2. Определить валентность металла	Al — элемент III группы таблицы Менделеева: валентность III	Ca — элемент II группы таблицы Менделеева: валентность II
3. Написать символ металла и формулу кислотного остатка	Al $\text{SO}_4$	Ca $\text{SO}_4$
4. Проставить над символами металла и кислотного остатка их валентности	$\overset{\text{III}}{\text{Al}} \overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$	$\overset{\text{II}}{\text{Ca}} \overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$
5. Перенести валентности по диагонали в виде индексов	$\overset{\text{III}}{\text{Al}}_2 \overset{\text{II}}{(\text{SO}_4)}_3$	$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}_2 \overset{\text{II}}{(\text{SO}_4)}_2$
6. Разделить индексы при металле и кислотном остатке на наибольший общий делитель	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{CaSO}_4$

**Алгоритм 9.** Алгоритм составления формулы соли по ионной форме кислотного остатка

Задача. Написать формулу соли, образованной магнием и  $\text{NO}_3^-$ .

1. Определить валентность кислотного остатка	$\text{NO}_3^-$ — валентность I
2–6. Повторить шаги 2–6 предыдущего алгоритма	Mg — валентность II. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

**ПРИМЕР 29.2.** Сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; фосфат железа (III)  $\text{FePO}_4$ ; нитрат алюминия  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

Чтобы составить формулу по названию соли, нужно в первую очередь написать формулу кислотного остатка и далее действовать по алгоритмам, описанным выше.

**ЗАДАНИЕ 29.5.** Заполните таблицу.

Название	Формула
Хлорид натрия	
Сульфат железа (III)	
Ортосиликат магния	
Ацетат никеля (II)	
Карбонат лития	
Сульфид марганца (II)	
	$\text{K}_3\text{PO}_4$
	$\text{PbSO}_3$
	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$
	$\text{FeF}_3$

**ЗАДАНИЕ 29.6.** Составьте графические формулы солей:  $\text{CaBr}_2$ ,  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Имейте в виду, что кислотный остаток в солях такой же, как и в соответствующих кислотах. Назовите соли.

### Тренировочное задание. Названия соединений и их формулы

Это задание лучше всего выполнять вдвоём: один читает название соединения, а напарник записывает формулу. Первый проверяет. Затем они меняются местами: второй диктует свои формулы, а первый называет соединение.

Для тренировки в одиночку нужно закрыть листом бумаги одну колонку и оставить вторую. Читаете название соли — называете её формулу; сдвигаете лист и проверяете. Потом наоборот: читаете формулу — говорите название; проверяете.



Формула	Название	Формула	Название
NaCl	Хлорид натрия	FeCO <sub>3</sub>	Карбонат железа (II)
KNO <sub>3</sub>	Нитрат калия	Cu(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub>	Ацетат меди (II)
CaI <sub>2</sub>	Иодид кальция	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Фосфорная кислота
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Фосфат серебра	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Сульфат хрома (III)
K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Карбонат калия	ZnS	Сульфид цинка
MgCl <sub>2</sub>	Хлорид магния	Fe(OH) <sub>3</sub>	Гидроксид железа (III)
NiBr <sub>2</sub>	Бромид никеля (II)	PbO <sub>2</sub>	Оксид свинца (IV)
NaOH	Гидроксид натрия	CuI	Иодид меди (I)
FeF <sub>3</sub>	Фторид железа (III)	CoF <sub>2</sub>	Фторид кобальта (II)
CaSO <sub>4</sub>	Сульфат кальция	Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Карбонат серебра
CrO <sub>3</sub>	Оксид хрома (VI)	HCl	Хлороводород
Cr <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Сульфид хрома (III)	PbI <sub>2</sub>	Иодид свинца (II)
MgSO <sub>3</sub>	Сульфит магния	Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Нитрат алюминия
AgCH <sub>3</sub> COO	Ацетат серебра	Ca(OH) <sub>2</sub>	Гидроксид кальция
CaO	Оксид кальция	Cu <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Фосфат меди (II)
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Нитрат свинца (II)	KF	Фторид калия
Ba(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Перхлорат бария	AgNO <sub>3</sub>	Нитрат серебра
ZnCO <sub>3</sub>	Карбонат цинка	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Сульфат алюминия
Ni(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub>	Ацетат никеля (II)	Ag <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сульфит серебра
HNO <sub>3</sub>	Азотная кислота	CuS	Сульфид меди
BaCO <sub>3</sub>	Карбонат бария	FeSO <sub>4</sub>	Сульфат железа (II)
CoSO <sub>4</sub>	Сульфат кобальта	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Сульфат железа (III)
CaSiO <sub>3</sub>	Метасиликат кальция	KI	Иодид калия
ZnCl <sub>2</sub>	Хлорид цинка	AlPO <sub>4</sub>	Фосфат алюминия
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Серная кислота	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Сульфид алюминия
Cu(OH) <sub>2</sub>	Гидроксид меди (II)	CoF <sub>3</sub>	Фторид кобальта
Ba <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Фосфат бария	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Оксид железа (III)
CrCl <sub>2</sub>	Хлорид хрома (II)	MnSO <sub>4</sub>	Сульфат марганца (II)

## Ресурсы

Электронные пособия

- Модуль «Химические формулы солей»,  
<http://fcior.edu.ru>

## Лабораторные опыты

**ИССЛЕДОВАНИЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ КИСЛОТ С МЕТАЛЛАМИ**

Рекомендуется повторить, что такое кислота (§ 28), какие элементы относятся к металлам и каковы признаки металлов (§ 15), признаки химических реакций (§ 5).

**Задачи**

1. Описать взаимодействие кислот с металлами.
2. Расположить исследованные кислоты в порядке увеличения интенсивности реакции с металлами (в соответствии с силой кислот).
3. Расположить исследованные металлы в порядке увеличения интенсивности реакций с кислотами (в соответствии с активностью металлов).

**Оборудование.** Пробирки или планшет для капельных реакций, штатив для пробирок, ёмкость для слива, промывалка с дистиллированной водой.

**Реактивы.** Кислоты: соляная  $\text{HCl}$ , уксусная  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , щавелевая  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  или фосфорная  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Металлы: железо  $\text{Fe}$ , магний  $\text{Mg}$ , медь  $\text{Cu}$ , цинк  $\text{Zn}$ .

**План работы.** К металлам в пробирках (или лунках планшета) добавляют кислоты и записывают наблюдения.

**Ход работы.** Если используют щавелевую кислоту, готовят в пробирке её раствор (1–2 см кислоты и 5–6 см воды).

В четыре пробирки (или лунки) помещают четыре разных металла и приливают к ним одну и ту же кислоту. Записывают наблюдения, сравнивая, насколько бурно идёт реакция. Обратите внимание на температуру продуктов реакции! После записи наблюдений кислоту из пробирок аккуратно сливают с оставшегося металла (если он останется). Оставшиеся металлы несколько раз промывают дистиллированной водой (до прекращения видимых признаков реакции). В пробирки, где металл прореагировал полностью, добавляют новую порцию металла. К металлам приливают другую кислоту и опыт повторяют. После этого делают то же самое с третьей кислотой.

**Отчёт.** В лабораторном журнале заполняют таблицу, в которой описывают свои наблюдения.

	$\text{HCl}$	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
$\text{Fe}$			
$\text{Mg}$			
$\text{Cu}$			
$\text{Zn}$			





Заполнив таблицу, записывают символы этих металлов в ряд в порядке увеличения интенсивности реакции. Точно так же полагают кислоты.

## § 30

### Взаимодействие кислот с металлами. Активность металлов и сила кислот

Рекомендуется повторить, что такое кислота и кислотный остаток (§ 28), соль (§ 29), валентность (§ 16), уравнение реакции (§ 18), какие элементы относятся к металлам (§ 15); алгоритмы составления формул солей (8 и 9 на с. 164 и 164); что можно наблюдать при взаимодействии кислот с металлами (практическая работа № 7).

- Напишите формулу соли натрия и серной кислоты; нитрата алюминия.
- Укажите металлы: Zn, Ca, S, Al, Cl, Fe.

В предыдущем параграфе мы рассматривали соль как вещество, в котором металл заменил водород в формуле кислоты. А можно ли проделать в реальности то, что так просто сделать на бумаге? Можно, выполнив практическую работу «Взаимодействие кислот с металлами». Многие металлы действительно реагируют с кислотами с выделением водорода  $H_2$  и образованием соли.

Металлы реагируют с кислотами с образованием водорода  $H_2$  и соли.

Какую формулу имеет соль, которая образуется при реакции кислоты с металлом? Здесь всё достаточно просто. Кислотный остаток в формуле кислоты сохраняется и в формуле соли. Что же касается металла, то при реакции с кислотой металлы побочных подгрупп приобретают, как правило, валентность II, а металлы главных подгрупп — высшую валентность, равную номеру группы; исключение олово и свинец — валентность II.

**ПРИМЕР 30.1.** Какую формулу имеет соль, образующаяся при реакции цинка Zn с серной кислотой  $H_2SO_4$ ?

**Решение.** В серной кислоте два атома водорода, поэтому кислотный остаток  $SO_4$  двухвалентен. Элемент Zn — металл, находящийся в побочной подгруппе, следовательно, он двухвалентен. Формула соли  $ZnSO_4$ .

**ЗАДАНИЕ 30.1.** Составьте формулы солей, которые образуются при реакции: а) соляной кислоты с алюминием; б) серной кислоты с марганцем.

К какому типу реакций (§ 19) относятся реакции кислот с металлами?

Как записать реакцию кислоты с металлом, если она идёт? Сначала нужно написать формулы исходных веществ (кислота + металл), затем — формулы продуктов:  $H_2 \uparrow$  + формула образующейся соли, и, наконец, уравнять реакцию.

### ПРИ РЕАКЦИИ С КИСЛОТАМИ МЕТАЛЛЫ ПРИОБРЕТАЮТ

- валентность II — металлы побочных подгрупп, а также олово Sn и свинец Pb;
- валентность, равную номеру группы, — металлы главных подгрупп I–III группы.

Алгоритм записи подобных реакций приведён на следующей странице.

**ПРИМЕР 30.2.** Напишите уравнение реакции цинка с серной кислотой.



**ЗАДАНИЕ 30.2.** Напишите уравнения реакции цинка с соляной кислотой, натрия с уксусной кислотой, алюминия с серной кислотой. Реакции уравнивайте.

Чем сильнее кислота, тем интенсивнее она реагирует с металлами.

Как же узнать, какие металлы с какими кислотами реагируют? Это зависит от свойств как кислоты, так и металла. Кислоты бывают *сильными* и *слабыми*. Чем сильнее кислота, тем интенсивнее она реагирует с металлами: металл растворяется, а из раствора бурно выделяется водород (мы наблюдали это в практической работе).

**Класс:** металлы

**Zn**

Номенклатурное  
название:  
цинк

### БУДЕМ ЗНАКОМЫ!

Серебристо-белый металл, на воздухе покрывается голубоватым налётом из-за взаимодействия с кислородом и углекислым газом (см. цветной блок: рис. Ц-44). Весьма легкоплавкий ( $t_{пл} = 420^\circ C$ ). Активно реагирует с кислотами. Благодаря низкой стоимости металлического цинка взаимодействие цинка с кислотой (серной или соляной) используют для получения водорода в лаборатории. Более активный, чем железо, цинк при контакте с железом быстрее подвергается коррозии, не позволяя разрушаться железу. При этом покрывается плёнкой основного карбоната, которая защищает его от дальнейшей коррозии. По этой причине основная масса производимого цинка (а в 2002 г. его было произведено 9,6 млн т) идёт на покрытие стальных изделий с целью защиты их от коррозии (оцинкованное железо; см. цветной блок: рис. Ц-45).



**Алгоритм 10.** Алгоритм составления уравнения химической реакции кислоты с металлом

**Задача.** Написать уравнение химической реакции натрия с фосфорной кислотой.

Шаг	Пример
1. Написать формулы реагентов, между ними знак «+», оставить перед каждой формулой место для коэффициентов. Далее «=»	$\underline{\quad}\text{Na} + \underline{\quad}\text{H}_3\text{PO}_4 = \underline{\quad}$ Натрий и фосфорная кислота
2. Написать формулу $\text{H}_2$ и знак «+»	$\underline{\quad}\text{Na} + \underline{\quad}\text{H}_3\text{PO}_4 = \underline{\quad}\text{H}_2\uparrow + \underline{\quad}$
3. Установить формулу соли (алгоритм 8), которую образует кислота с металлом и записать её в уравнении	$\underline{\quad}\text{Na} + \underline{\quad}\text{H}_3\text{PO}_4 = \underline{\quad}\text{H}_2\uparrow + \underline{\quad}\text{Na}_3\text{PO}_4$
4. Если и металл, и кислотный остаток имеют нечётную валентность, перед формулой соли надо поставить коэффициент 2, иначе 1	$\text{Na(I)}$ и $\text{PO}_4^{3-}$ — валентности нечётные, поэтому перед солью нужен коэффициент 2. $\underline{\quad}\text{Na} + \underline{\quad}\text{H}_3\text{PO}_4 = \underline{\quad}\text{H}_2\uparrow + 2\underline{\quad}\text{Na}_3\text{PO}_4$
5. Поставить перед формулой металла слева коэффициент, равный общему числу атомов металла справа	Справа: $2 \cdot 3 = 6\text{Na}$ . Слева: перед Na поставить 6. $6\text{Na} + \underline{\quad}\text{H}_3\text{PO}_4 = \underline{\quad}\text{H}_2\uparrow + 2\underline{\quad}\text{Na}_3\text{PO}_4$
6. Поставить перед формулой кислоты слева коэффициент, равный общему числу кислотных остатков справа	Справа: $2 \cdot 1 = 2$ кислотных остатка. Слева: перед $\text{H}_3\text{PO}_4$ поставить 2. $6\text{Na} + 2\underline{\quad}\text{H}_3\text{PO}_4 = \underline{\quad}\text{H}_2\uparrow + 2\underline{\quad}\text{Na}_3\text{PO}_4$
7. Посчитать общее число атомов водорода слева, разделить это число на 2 и поставить коэффициент перед формулой $\text{H}_2$	Слева: $2 \cdot 3 = 6\text{H}$ . $\frac{6}{2} = 3$ . Справа: перед $\text{H}_2$ поставить 3. $6\text{Na} + 2\underline{\quad}\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\underline{\quad}\text{H}_2\uparrow + 2\underline{\quad}\text{Na}_3\text{PO}_4$
8. Проверить, уравнена ли реакция. Если нет — найти ошибку	Na: $6 \cdot 1 = 2 \cdot 3$ слева       справа H: $2 \cdot 3 = 2 \cdot 3$ слева       справа P: $2 \cdot 1 = 2 \cdot 1$ слева       справа O: $2 \cdot 4 = 2 \cdot 4$ слева       справа Реакция уравнена по всем элементам

К сильным кислотам относятся  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и некоторые другие. Нужно помнить, что  $\text{HNO}_3$  тоже сильная кислота, но при реакции с металлами она не образует водород, а получаются другие продукты (о которых вы узнаете в девятом классе). Фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — кислота средней силы,  $\text{HF}$  и  $\text{CH}_3\text{COOH}$  — слабые кислоты,  $\text{H}_3\text{BO}_3$  и  $\text{H}_2\text{S}$  — очень слабые кислоты.

Все металлы можно расположить в ряд активности (самые активные металлы находятся слева, наименее активные — справа), который называют также *рядом напряжений металлов* (табл. IV.4). В этот же ряд включён водород, поскольку при реакциях с кислотами металлы вытесняют именно его.

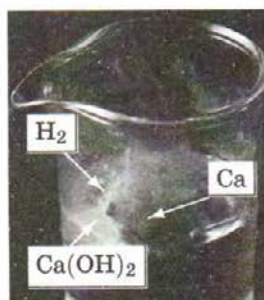
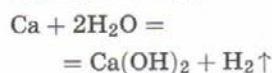


Рис. 62. Реакция кальция с водой



Металлы, находящиеся в ряду активности *правее водорода*, не вытесняют водород из кислот. Самые активные металлы (щелочные и щелочноземельные) вытесняют водород не только из кислот, но и из воды.

Вода здесь выступает как одноосновная кислота  $\text{HON}$ . В результате реакции образуется гидроксид металла (рис. 62):



Поверхность некоторых активных металлов (в частности, алюминия и хрома) на воздухе покрывается тонкой оксидной плёнкой, и поэтому компактный металл (кусочек) не реагирует с кислотами. Это явление называется **пассивированием**. Именно благодаря пассивированию можно готовить пищу в алюминиевых кастрюлях. Если разрушить оксидную плёнку, например, натерев поверхность алюминия ртутью (не вздумайте делать этот опыт самостоятельно!), металл начнёт вытеснять водород из воды. Благодаря пассивированию концентрированную серную кислоту можно перевозить в железных цистернах. А вот разбавленная серная кислота с железом реагирует!

**ЗАДАНИЕ 30.3.** Какие металлы реагируют с сильными кислотами с выделением водорода, а какие — нет:  $\text{Cu}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Au}$ ?

## Контрольные вопросы

- 30.1. Что образуется при взаимодействии кислоты с металлом?
- 30.2. Перечислите сильные кислоты?
- 30.3. Какие металлы не взаимодействуют даже с сильными кислотами?



Таблица IV.4

**Ряд активности металлов в водных растворах<sup>1</sup>**

Металл	K Ba Ca Na	Mg Al Mn Zn	Cr Fe Co Ni Sn Pb	H <sub>2</sub>	Cu Hg Ag Pt Au
Характеристика	очень активные	активные	малоактивные		неактивные
Вытесняет H <sub>2</sub> из воды	да	нет	нет		нет
Вытесняет H <sub>2</sub> из слабых кислот	да	да	нет		нет
Вытесняет H <sub>2</sub> из сильных кислот	да, иногда со взрывом	да	да		нет

<sup>1</sup>В других растворителях или в расплавах активность металлов может измениться.

## Задание на дом

30.1. Напишите уравнения реакций. Если реакция не идёт, поставьте после формулы реагентов знак неравенства ( $\neq$ )

- а)  $\text{Na} + \text{HCl}$       б)  $\text{Cu} + \text{CH}_3\text{COOH}$     в)  $\text{Al} + \text{HBr}$   
 г)  $\text{Mg} + \text{CH}_3\text{COOH}$     д)  $\text{Ca} + \text{H}_3\text{PO}_4$

## Домашний эксперимент

### Взаимодействие алюминия с кислотами

Возьмите алюминиевую проволоку, разломайте её на несколько кусочков и поместите эти кусочки на 1–2 дня в растворы доступных кислот: уксусной, лимонной и т. п. Что произойдёт за это время с проволокой?

Аналогичный опыт можно проделать с кусками оцинкованного железа.

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Взаимодействие кислот с металлами,  
<http://school-collection.edu.ru>
- Реакция алюминия с соляной кислотой,  
<http://blogs.mail.ru/community/chem-textbook>, запись от 18-05-2008 18:27.

- Взаимодействие щелочных металлов с водой,  
<http://experiment.edu.ru/attach/6/390.mov>  
<http://experiment.edu.ru/attach/6/391.mov>  
<http://experiment.edu.ru/attach/6/393.mov>  
<http://blogs.mail.ru/community/chem-textbook> записи от 20-04-2008 15:16, 20-04-2008 15:15
- Взаимодействие щелочноземельных металлов с водой,  
<http://blogs.mail.ru/community/chem-textbook>, записи от 20-04-2008 16:45 и 20-04-2008 16:39 (первый ролик).
- Взаимодействие алюминия с водой,  
<http://experiment.edu.ru/attach/6/399.mov>  
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/zagorski2/lesson0/v012.html>

#### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Химические свойства кислот“», <http://fcior.edu.ru>

## § 31

### Водород

Рекомендуется повторить темы «Горение» (§ 22) и «Классификация химических реакций» (§ 19); что образуется при взаимодействии кислот с металлами (§ 30), что можно наблюдать при этом (практическая работа № 7); что означает  $+Q$  в уравнении реакции (§ 17) и что такое валентность по водороду (§ 21).

- Напишите уравнение реакции горения  $H_2$ .
- Напишите уравнение реакции цинка с соляной кислотой. Что можно наблюдать при этой реакции?
- Какова валентность по водороду хлора? Серы?

#### ВОДОРОД

Элемент H

- всегда  
одновалентен

Простое вещество  $H_2$

- неметалл
- газ без цвета и запаха
- в 14,5 раза легче воздуха
- кипит при  $-253^\circ\text{C}$  (20 K)
- горит в кислороде (и на воздухе)

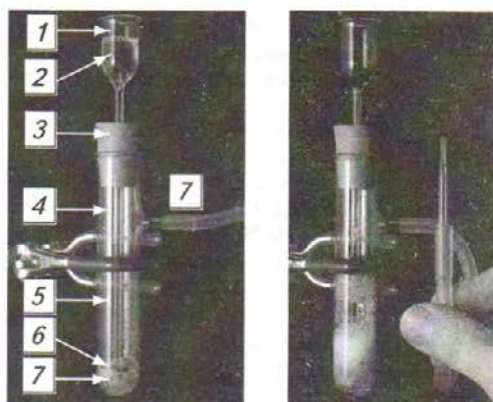
**Оборудование.** Аппарат Кирюшкина, влажная тряпка, защитные очки, пробирка, спички, лучина, чашка для выпаривания, химический стакан (или кристаллизатор).

**Реактивы.** Zn, 20%-я  $H_2SO_4$ , в которую добавлено немного  $CuSO_4$ , мыльный раствор.

В предыдущем параграфе вы узнали, что металлы реагируют с кислотами с выделением водорода. Чем же интересен этот бесцветный газ?



**Рис. 63.** Аппарат Кирюшкина. В пробирку кладут гранулы металла, в воронку наливают раствор кислоты. Слева — на газоотводной трубке — зажим (или закрытый кран) и кислота «заперта» в воронке — реакция не идёт. Справа — зажим снят (кран открыт) и кислота вытекает из воронки на металл — реакция идёт. Если теперь надеть зажим (закрыть кран), выделяющийся газ вытолкнет кислоту обратно в воронку — реакция остановится



1 — воронка; 2 — раствор кислоты; 3 — пробка; 4 — пробирка; 5 — трубка; 6 — металл; 7 — подложка; 8 — отводной шланг (с зажимом или краном)

Для получения водорода используют аппарат Кирюшкина (рис. 63) или аппарат Киппа (рис. 64).

**ОПЫТ 31.1. Получение водорода.** Снаряжают аппарат Кирюшкина. Для этого приподнимают пробку с воронкой и в образовавшийся зазор вносят 10–12 гранул цинка. Возвращают пробку с воронкой обратно в пробирку и плотно закрывают пробирку пробкой. Закрывают кран (или зажим) на отводной трубке. Заливают в воронку на две трети высоты 20%-ю серную кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (осторожно! Едкое вещество!), к которой добавлено немного сульфата меди  $\text{CuSO}_4$  (катализатор для ускорения

**Рис. 64.** Аппарат Киппа состоит из двух частей: верхней шарообразной воронки (1) и нижнего резервуара (2), разделённого перетяжкой пополам. Длинный конец шарообразной воронки (1) доходит почти до дна сосуда (2). Через боковое отверстие (4) загружают твёрдое вещество (например, цинк), которое удерживается в сосуде на специальном перфорированном диске (3). Боковое отверстие (4) закрывают резиновой пробкой с газоотводной трубкой с краном (6). При открытом кране через воронку (1) в прибор наливают кислоту (например, соляную) до тех пор, пока она не закроет цинк. Реакцию взаимодействия цинка с кислотой останавливают в любой момент, закрывая кран (6). Нижнее отверстие (5) закрыто пробкой и служит для слива отработанной жидкости



**Рис. 65.** Взрыв дирижабля «Гинденбург». Водород — лёгкий газ, поэтому его использовали для заполнения воздушных шаров, аэростатов и дирижаблей. Однако в 1937 г. из-за горючести водорода взорвался огромный дирижабль «Гинденбург», заполненный водородом. Это был самый большой в истории дирижаблестроения летательный аппарат. После этой катастрофы от наполнения дирижаблей водородом отказались



реакции). Если пробка заткнута плотно и отводная трубка перекрыта, кислота в пробирку не поступает.

Серная кислота — едкое вещество. Обращаться аккуратно, при падении на кожу или одежду смыть струёй холодной воды и нейтрализовать раствором пищевой соды.

Аккуратно открывают зажим (или кран). Кислота вытекает из воронки и попадает на металл — начнётся реакция. Зажим (или кран) на газоотводной трубке закрывают. Если всё сделано правильно, кислота выталкивается обратно в воронку. При этом через воронку может некоторое время выходить избыток газа.

Водород — самый лёгкий газ, он в 14,5 раза легче воздуха. Поэтому его собирают в сосуд, перевернутый вверх дном.

### ОПЫТ 31.2. Водородные пузыри.

Опыт проводят вдвоём, в защитных очках.

В чашку для выпаривания наливают мыльный раствор и погружают в него отводную трубку. Вводят некоторое количество мыльного раствора в трубку. Теперь очень медленно открывают зажим (или кран). Весьма вероятно, что у вас сразу образуются мыльные пузыри, которые полетят вверх. Чтобы получить новую порцию пузырей, можно аккуратно опустить отводную трубку в мыльный раствор.

Когда пузыри пойдут в большом количестве, второй участник команды должен находиться рядом. Он протыкает пузыри






**Рис. 66.** В самой мощной из всех запущенных до сих пор ракете-носителе «Энергия» реактивная тяга создаётся в реакции кислорода с водородом. При этом достигается максимальная тяга в расчёте на единицу массы горючего, однако для использования этих веществ в ракетах необходимы сложные технические решения, так как реагенты нужно специально удерживать в жидком состоянии



горящей лучиной. Чтобы остановить реакцию, перекрывают зажим (или кран),



Поджигать лучину надо в стороне от лабораторного стола, где получают водород.

Если пузыри получить не удаётся, но образуется мыльная пена, — её также можно проткнуть горящей лучиной. 

Поскольку водород легче воздуха, его собирают в перевёрнутые сосуды. Как вы уже убедились, водород горит в кислороде:



При этом образуется вода и выделяется большое количество энергии (рис. 66). Чистый водород сгорает бесцветным пламенем с лёгким свистом; водород, загрязнённый воздухом, — с хлопком. Смесь водорода с кислородом в соотношении 2 : 1 по объёму называется **гремучим газом** и взрывается при нагревании.

В следующих двух опытах мы сравним горение чистого водорода и смеси водорода с воздухом. Для этого соберём водород в пробирку методом вытеснения воды и подожжём его.

**ОПЫТ 31.3. Горение водорода; демонстрационный.** В химический стакан (или кристаллизатор) наливают воды на две трети высоты. Пробирку заполняют водой, зажимают горлышко пальцем и погружают в перевёрнутом виде в стакан так, чтобы не напустить в неё воздух. Вводят в стакан отводную трубку от аппарата Кирюшкина так, чтобы выход из трубки находился строго под горлышком пробирки. Открывают кран (зажим) аппарата Кирюшкина и направляют поток газа в пробирку. Когда пробирка заполнится кран закрывают.

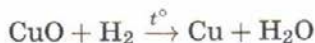


Оборачивают пробирку мокрой тряпкой (на случай, если пробирка треснет), вынимают пробирку из воды (донышко строго вверх). Подносят к горлышку пробирки горящую лучину. Какой звук издаёт взорвавшийся (сгоревший) водород в пробирке? □

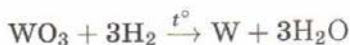
Если собранный газ сгорел с лёгким свистом, это значит, что в аппарате Кирюшкина был чистый водород.

**ОПЫТ 31.4. Взрыв смеси водорода с воздухом.** Повторяют предыдущий опыт, но заполняют пробирку водой только наполовину (остаётся воздух). После поступления водорода в пробирку её вытаскивают из воды (держа донышком вверх), оборачивают мокрой тряпкой и подносят лучину. Какой звук? □

Свободный водород  $H_2$  весьма активно взаимодействует с другими веществами. При нагревании он может реагировать не только со свободным кислородом  $O_2$ , но и отбирать кислород у оксидов малоактивных металлов, например, у меди:



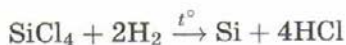
Подобную реакцию используют в промышленности. В частности, так получают вольфрам, из которого делают спирали электрических лампочек:



Водород горит не только в кислороде, но и во фторе  $F_2$  и хлоре  $Cl_2$ . При этом протекает реакция соединения и образуется соответствующий галогеноводород (галоген проявляет валентность по водороду, равную I):



С некоторыми хлоридами водород  $H_2$  тоже реагирует «отбирая» у них хлор. Такую реакцию используют при промышленной очистке кремния:



**Водород всегда одновалентен.**

При нагревании (иногда под давлением) водород реагирует и с другими неметаллами: бромом, серой, азотом, углеродом. Элементы в соединениях с водородом проявляют валентность, равную 8 минус номер соответствующей группы (так называемая *валентность по водороду*, см. § 21). Сам водород при этом всегда одновалентен, поэтому число атомов водорода в соединении с неметаллами равно валентности элемента по водороду.





**ПРИМЕР 31.1.** Азот в соединении с водородом проявляет валентность  $8 - 5 = 3$ .

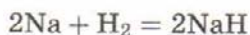
Формула соединения  $\text{NH}_3$ .

**ЗАДАНИЕ 31.1.** Какова валентность серы в соединении с водородом?

**ЗАДАНИЕ 31.2.** Напишите формулу соединения серы с водородом.

**ЗАДАНИЕ 31.3.** Напишите уравнение реакции серы с водородом.

Под давлением водород способен реагировать со щелочными, щелочноземельными и некоторыми переходными элементами с образованием гидридов:



Валентность щелочных и щелочноземельных металлов в гидридах равна номеру группы. Гидрид магния  $\text{MgH}_2$  при нагревании разлагается на простые вещества. Поэтому гидрид магния предлагают использовать для хранения водорода. С платиной и палладием водород не реагирует, но очень хорошо в них растворяется. Водород благодаря малому размеру своих молекул легко проникает сквозь многие материалы (в частности, резину).

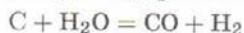
В мире производится около 50 млн т водорода. Примерно треть этого количества идёт на производство аммиака  $\text{NH}_3$ , значительная часть — на различные крупномасштабные синтезы органических соединений и превращение растительного масла в маргарин, гораздо меньше — на выделение простых веществ из оксидов или хлоридов.

Лабораторные способы получения не годятся для промышленности, так как ни цинк, ни серная кислота в природе не встречаются.

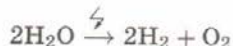
В промышленности водород получают из воды и природного газа (метана  $\text{CH}_4$ ) по реакции:



или при пропускании паров воды над раскалённым углем:



Водород можно получать из воды при пропускании через неё (вернее, через водные растворы некоторых солей) электрического тока. При этом вода разлагается — происходит процесс, обратный горению водорода:



Этот способ называется **электролизом** воды. Однако получать водород этим способом могут только страны, где есть дешёвая электроэнергия.

## Контрольные вопросы

- 31.1. В чём уникальность физических свойств водорода как простого вещества?
- 31.2. Как получают водород в лаборатории? В промышленности?
- 31.3. Что такое «гидриды»?

## Задание на дом

- 31.1. Напишите уравнение реакции горения водорода. Что можно наблюдать (услышать) при этой реакции?
- 31.2. Напишите уравнения реакций водорода с веществами:  $F_2$ ,  $MoO_3$ ,  $TiCl_4$ ,  $C$ ,  $Mg$ .
- 31.3. В сети Интернет найдите информацию о случаях крупных взрывов водорода. Почему это происходит?
- 31.4. Какие проблемы возникают при транспортировании водорода? Найдите информацию из сети Интернет.

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Опыты с водородом, <http://school-collection.edu.ru>: Коллекции → Предметные коллекции → Химия → Неорганическая химия. Видеоопыты → Водород. Кислоты → Водород и его свойства.

### Дополнительные материалы

- О дирижаблях, <http://www.info.dolgopa.org/album/06\17.htm>
- Модуль «Водород в природе», <http://fcior.edu.ru>

### Имитация эксперимента

- Модуль «Лабораторная работа „Получение газов в химической лаборатории“», <http://fcior.edu.ru>

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Применение водорода“», <http://fcior.edu.ru>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Химические свойства водорода“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Способы получения водорода“», <http://fcior.edu.ru>

### Электронные пособия

- Модуль «Водород — простое вещество. Физические свойства водорода», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Получение и применение водорода», <http://fcior.edu.ru>



www



## § 32

## Реакция нейтрализации



Рекомендуется повторить, как по формулам отличить кислоты и основания (§ 28), что такое реакция обмена (§ 19), что такое уравнения реакции (§ 18); как составлять формулы солей (§ 29); как определять валентность центрального элемента в гидроксиде (см. общие формулы на с. 145).

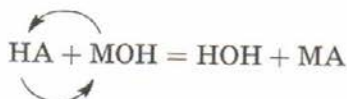
- Укажите кислоты, основания и соли:  $\text{CuO}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- Напишите формулу сульфата меди (II), нитрата кальция, хлорида алюминия.
- Укажите центральный элемент и его валентность в гидроксидах:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . Какой из этих гидроксидов — кислота, а какой — основание?

В § 28 вы узнали, что среди сложных веществ бывают кислоты и основания, что формулы состава кислот начинаются с водорода, а формулы состава оснований заканчиваются группами  $\text{OH}$ . Было упомянуто, что кислоты и основания обладают противоположными свойствами и что они реагируют друг с другом. Настало время обсудить эту реакцию.

Кислота (почти любая) вступает в реакцию с основанием (почти любым) с образованием воды и соли. Эта реакция называется **реакцией нейтрализации**.

Из двух очень реакционно-способных (едких) веществ (кислоты и основания) получаются два неагрессивных вещества (вода и соль), которые мы часто встречаем в быту.

Реакция нейтрализации относится к реакциям обмена. Атом металла из основания занимает место атома водорода в кислоте, и образуется соль. Водород  $\text{H}$  кислоты и группа  $-\text{OH}$  основания соединяются, и образуется молекула воды  $\text{H}_2\text{O}$ .



В формуле соли, образующейся в результате реакции нейтрализации:

- кислотный остаток берётся из остатка кислоты;
- металл берётся из основания;
- валентности металла и кислотного остатка сохраняются.

**ПРИМЕР 32.1.** При взаимодействии  $\text{NaOH}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  образуется соль  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

**ЗАДАНИЕ 32.1.** Напишите формулу соли, которая образуется в результате реакции:

- а)  $\text{HNO}_3 + \text{NaOH}$ ;      б)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$ ;  
 в)  $\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2$ ;    г)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2$ .

Как уравнивать реакцию нейтрализации? Для этого нужно помнить, что при реакции нейтрализации одна молекула воды  $\text{H}_2\text{O}$  (другая запись —  $\text{HOH}$ ) образуется из одного водорода Н кислоты и одной группы  $-\text{OH}$  основания. Поэтому общее число атомов Н в молекулах кислоты должно быть равно общему числу групп  $-\text{OH}$  в молекулах основания.



**ПРИМЕР 32.2.**  $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Пояснение. Молекула  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержит два атома водорода. Значит, на одну молекулу  $\text{H}_2\text{SO}_4$  нужно две группы  $\text{OH}$ , и при этом образуются две молекулы воды  $\text{H}_2\text{O}$ . Поскольку в молекуле  $\text{NaOH}$  одна  $\text{OH}$ -группа, таких молекул требуется две.

**ЗАДАНИЕ 32.2.** Составьте уравнения реакций и назовите образующиеся соли.

- |   |  |   |
|---|--|---|
| 1. $\text{NaOH} + \text{HCl}$                       | 2. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$    | 3. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$             |
| 4. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3$ | 5. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3$ | 6. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4$ |
| 7. $\text{KOH} + \text{H}_2\text{S}$                |  |   |

**ЗАДАНИЕ 32.3.** Напишите уравнения реакций:

- а) гидроксид бария + бромоводород;  
 б) гидроксид хрома (III) + серная кислота;  
 в) гидроксид свинца (II) + азотная кислота;  
 г) гидроксид калия + фосфорная кислота;  
 д) гидроксид никеля (II) + иодоводород.

## Контрольные вопросы

32.1. Какие вещества вступают в реакцию нейтрализации и какие получаются в результате?

## Задание на дом

32.1. Доделать задания 32.2 и 32.3.

## Ресурсы

Видеоматериалы

- Реакция нейтрализации, <http://experiment.edu.ru/attach/6/338.mov>

www



Задача. Написать уравнение реакции между азотной кислотой  $\text{HNO}_3$  и гидроксидом кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

Шаг	Пример
1. Записать формулы реагентов через знак плюс «+», оставляя перед каждой место для коэффициентов, после чего поставить знак равенства «=»	$\underline{\hspace{1cm}} \text{HNO}_3 + \underline{\hspace{1cm}} \text{Ca(OH)}_2 = \underline{\hspace{1cm}}$
2. После равенства «=» оставить место для коэффициента и написать формулу H <sub>2</sub> O. Далее поставить плюс «+»	$\underline{\hspace{1cm}} \text{HNO}_3 + \underline{\hspace{1cm}} \text{Ca(OH)}_2 = \underline{\hspace{1cm}} \text{H}_2\text{O} + \underline{\hspace{1cm}}$
3. Определить формулу соли (алгоритм 10). Валентность металла равна числу групп –ОН в основании	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , валентность I Ca — валентность II Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
4. Записать в схему реакции формулу соли. Коэффициент перед ней всегда 1	$\underline{\hspace{1cm}} \text{HNO}_3 + \underline{\hspace{1cm}} \text{Ca(OH)}_2 = \underline{\hspace{1cm}} \text{H}_2\text{O} + \underline{\hspace{1cm}} \text{Ca(NO}_3)_2$
5. Уравнять реакцию. Найти наименьшее общее кратное (НОК) между числом атомов водорода в кислоте и числом ОН-групп в основании	1 Н и 2 ОН: НОК = 2
6. НОК определяет коэффициент перед формулой воды	$\underline{\hspace{1cm}} \text{HNO}_3 + \underline{\hspace{1cm}} \text{Ca(OH)}_2 = \underline{\hspace{1cm}} 2\text{H}_2\text{O} + \underline{\hspace{1cm}} \text{Ca(NO}_3)_2$
7. Поставить коэффициент перед формулой кислоты: он равен числу кислотных остатков ( <i>справа</i> ) в формуле соли	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> : 2NO <sub>3</sub> $2\text{HNO}_3 + \underline{\hspace{1cm}} \text{Ca(OH)}_2 = \underline{\hspace{1cm}} 2\text{H}_2\text{O} + \underline{\hspace{1cm}} \text{Ca(NO}_3)_2$
8. Поставить коэффициент перед формулой основания. Он равен числу атомов металла в формуле соли	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> : 1Ca $2\text{HNO}_3 + \underline{\hspace{1cm}} \text{Ca(OH)}_2 = \underline{\hspace{1cm}} 2\text{H}_2\text{O} + \underline{\hspace{1cm}} \text{Ca(NO}_3)_2$
9. Проверить, уравнена ли реакция. Если нет — найти ошибку	H: $1 \cdot 2 + 1 \cdot 2 = 2 \cdot 2$ слева                  справа N: $2 \cdot 1 = 1 \cdot 2$ слева                  справа O: $2 \cdot 3 + 1 \cdot 2 = 2 \cdot 1 + 3 \cdot 2$ слева                  справа Ca: 1 ( <i>слева</i> ) = 1 ( <i>справа</i> ) Реакция уравнена по всем элементам

## § 33

## Кислотные и основные оксиды.

## Обобщённая реакция нейтрализации

Рекомендуется повторить темы «Реакция гидратации» (§ 27), «Реакция нейтрализации» (§ 32); что такое соответствующие оксиды и гидроксиды и как устанавливается соответствие (§ 26, 27); какие гидроксиды относятся к кислотам, а какие — к основаниям (§ 28). Вспомните, что такое наименьшее общее кратное (НОК).

- Напишите реакцию гидратации (если она идёт) оксидов:  $\text{CaO}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CuO}$ .
- Напишите реакцию дегидратации гидроксидов:  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Какой из этих гидроксидов — кислота, какой — основание?
- Какой оксид соответствует  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ?
- Чему равно наименьшее общее кратное (НОК) чисел 2 и 3? 2 и 4? 4 и 6?

Ранее (§ 27) была описана реакция гидратации, в которой гидроксид (кислота или основание) образуется из воды и оксида, причём существуют пары соответствующих оксидов или гидроксидов. Позже (§ 28) мы узнали, что одни гидроксиды — кислоты, а другие — основания.

Оксиды, которые можно формально превратить в кислоты, присоединив к ним воду, называются **кислотными оксидами**, а оксиды, которые таким образом можно превратить в основания, — **основными**.

**Кислотный оксид** — оксид, соответствующий кислоте.

**Основной оксид** — оксид, соответствующий основанию.

Кислотные оксиды — это оксиды неметаллов и металлов с валентностью V и более. Основные оксиды — это оксиды металлов с валентностью I, II и иногда с валентностью III.

Оксиды одно- и двухвалентных металлов — **основные оксиды**.

Оксиды неметаллов, а также V, VI и VII-валентных металлов — **кислотные оксиды**.

**ЗАДАНИЕ 33.1.** Разделите оксиды на кислотные и основные:  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ .

Реакция нейтрализации происходит между кислотой и основанием — в результате образуется вода и соль. А могут ли здесь в роли кислоты или основания выступать кислотные или основные оксиды?

Кислотные оксиды, как и кислоты, могут реагировать как с основными оксидами, так и с основаниями с образованием соли и воды (если в реакции участвует хотя бы один гидроксид). Валентности элементов при этом не изменяются. Такие реакции





называются **обобщёнными реакциями нейтрализации**. Нетрудно видеть, что реакция нейтрализации между кислотой и основанием — частный случай обобщённой реакции нейтрализации.

**Обобщённая реакция нейтрализации** — реакция кислоты или кислотного оксида с основанием или основным оксидом, в результате которой образуется соль и, если хотя бы один из реагентов — гидроксид, вода.

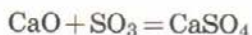
Для обобщённой реакции нейтрализации желательно, чтобы хотя бы один из реагентов был в растворе или расплаве. При контакте твёрдых веществ реакция между ними происходит только на поверхности, причём медленно и не до конца (если только в результате не образуется вода). Если один из реагентов — газ, а другой — твёрдое вещество, то образующаяся соль формирует рыхлый слой на поверхности, что не мешает реакции идти дальше. Именно поэтому углекислый газ, присутствующий в воздухе, — настоящий бич химика-неорганика. Он реагирует со всеми сильными основаниями (как в твёрдом виде, так и в растворе), находящимися в контакте с воздухом. В результате основание превращается в карбонат — вещество с совсем другими свойствами:



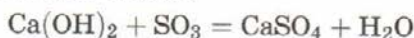
Поэтому основные оксиды и основания нужно надёжно изолировать от воздуха.

#### ПРИМЕР 33.1. Обобщённые реакции нейтрализации

- *основный оксид + кислотный оксид:*



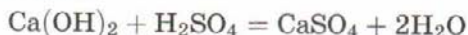
- *основание + кислотный оксид:*



- *основный оксид + кислота:*



- *основание + кислота:*



#### ЗАДАНИЕ 33.2. Напишите уравнения реакций:

- а)  $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{O}$       б)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{BaO}$     в)  $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{KOH}$   
 г)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$     д)  $\text{Cl}_2\text{O} + \text{NaOH}$

**Алгоритм 12.** Алгоритм составления уравнения обобщённой реакции нейтрализации

**Задача.** Написать уравнения реакций  $P_2O_5$  и  $NaOH$ .

Шаг	Пример
1. Записать через знак плюс «+» формулы реагентов, оставляя перед каждой место для коэффициента. После них поставить знак равенства «=»	$\underline{\hspace{1cm}}P_2O_5 + \underline{\hspace{1cm}}NaOH = \underline{\hspace{1cm}}$
2. Если среди реагентов присутствует гидроксид, после знака равенства оставить место для коэффициентов, записать формулу воды и поставить знак плюс «+»	$\underline{\hspace{1cm}}P_2O_5 + \underline{\hspace{1cm}}NaOH = \underline{\hspace{1cm}}H_2O$
3. Установить формулу соли, которая образуется: а) определить валентность металла по формуле его оксида или гидроксида; б) определить валентность кислотного остатка по формуле кислоты. Если в реакции участвует кислотный оксид, то валентность определяют по формуле оксида	$NaOH$ — валентность $Na$ I $P_2O_5$ соответствует $H_3PO_4$ <sup>1</sup> ; остаток от $PO_4^{3-}$ соль $Na_3PO_4$
4. Формулу соли записать после знака «+» в уравнении реакции, оставив место для коэффициента	$\underline{\hspace{1cm}}P_2O_5 + \underline{\hspace{1cm}}NaOH = \underline{\hspace{1cm}}H_2O + \underline{\hspace{1cm}}Na_3PO_4$
5. Уравнять реакцию по центральному элементу кислотного реагента: а) найти наименьшее общее кратное (НОК) между числом атомов этого элемента в молекулах кислотного реагента и соли (продукта); б) разделить НОК на число атомов центрального элемента в молекуле реагента — коэффициент перед формулой соли (продукт); в) разделить НОК на количество центрального элемента в молекуле продукта — коэффициент перед продуктом	В реагенте 2, в продукте 1. $НОК = 2$ . $2 : 2 = 1$ $\underline{\hspace{1cm}}P_2O_5 + \underline{\hspace{1cm}}NaOH = \underline{\hspace{1cm}}Na_3PO_4 + \underline{\hspace{1cm}}H_2O$ $1 : 2 = 2$ $\underline{\hspace{1cm}}P_2O_5 + \underline{\hspace{1cm}}NaOH = \underline{\hspace{1cm}}2Na_3PO_4 + \underline{\hspace{1cm}}H_2O$
6. Уравнять реакцию по металлу основного реагента: а) посчитать общее число атомов металла справа от знака равенства; б) разделить полученное число на число атомов металла в молекуле основного реагента — коэффициент перед формулой основного реагента	$\underline{\hspace{1cm}}P_2O_5 + \underline{\hspace{1cm}}NaOH = \underline{\hspace{1cm}}2Na_3PO_4$ $2 \times 3 = 6$ $6 : 1 = 6$ $\underline{\hspace{1cm}}P_2O_5 + \underline{\hspace{1cm}}6NaOH = \underline{\hspace{1cm}}2Na_3PO_4 + \underline{\hspace{1cm}}H_2O$



## Алгоритм 12. Окончание

Шаг	Пример
7. Уравнять реакцию по водороду: а) посчитать общее число атомов водорода в гидроксиде (слева); б) разделить полученное число на два — коэффициент перед формулой воды	$\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $6 \cdot 1 = 6$ $6 : 2 = 3$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
8. Проверить, уравнена ли реакция. Если нет — найти ошибку	$\text{P: } \underset{\text{слева}}{2 \cdot 1} = \underset{\text{справа}}{1 \cdot 2}$ $\text{O: } \underset{\text{слева}}{1 \cdot 5 + 3 \cdot 1} = \underset{\text{справа}}{2 \cdot 4}$ $\text{Na: } \underset{\text{слева}}{3 \cdot 2} = \underset{\text{справа}}{2 \cdot 3}$ $\text{H: } \underset{\text{слева}}{6 \cdot 1} = \underset{\text{справа}}{3 \cdot 2}$ <p>Реакция уравнена по всем элементам</p>

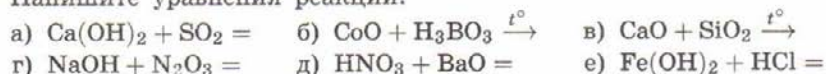
<sup>1</sup>Наряду с ортофосфорной кислотой  $\text{H}_3\text{PO}_4$  оксиду  $\text{P}_2\text{O}_5$  соответствует метафосфорная кислота  $\text{HPO}_3$ , соли которой могут также образовываться в обобщённой реакции нейтрализации.

## Контрольные вопросы

- 33.1. Что такое кислотный оксид? С чем он может реагировать и что при этом получается?
- 33.2. Что такое основной оксид? С чем он может реагировать и что при этом получается?

## Задание на дом

- 33.1. Напишите уравнения реакций:



- 33.2. Найдите в сети Интернет информацию, какие оксиды производят в промышленном масштабе и где их используют.

## Домашний эксперимент

## Взаимодействие основных оксидов с кислотами

Возьмите медную (или бронзовую) монету с чёрным налётом. Это может быть современная монета достоинством 10 или 50 коп. или монета советских времён в 1, 2, 3 или 5 коп. Положите монету в стакан и налейте туда немного столового уксуса  $\text{CH}_3\text{COOH}$  или раствора лимонной кислоты. Вместо растворов кислот можно взять фанту или пепси-колу. Что произойдёт с налётом на монете? Напишите уравнение реакции. Чёрный налёт на монете — это оксид меди  $\text{CuO}$ .

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Взаимодействие оксидов с кислотами, <http://school-collection.edu.ru>
- Реакция  $\text{SO}_2$  с раствором  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/zagorskii2/lesson0/v003.html>

### Имитация эксперимента

- Модуль «Лабораторная работа „Химические свойства оксидов“», <http://fcior.edu.ru>

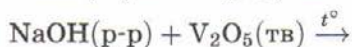
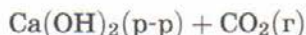
### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Химические свойства основных оксидов“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Химические свойства кислотных оксидов“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Химические свойства оснований“», <http://fcior.edu.ru>

## Практическая работа № 7

### РЕАКЦИЯ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ С ОКСИДАМИ

**Задача.** Закончите уравнения реакций. Проведите соответствующие опыты на практике и опишите образовавшиеся соли. Напишите их названия.



**Оборудование.** Пробирки, штатив для пробирок, изогнутая трубка с пробкой под пробирку, держатель для пробирок или мини-штатив, сухое горючее с подставкой и крышкой (или спиртовка).

**Реактивы и расходные материалы.** Твёрдые  $\text{CuO}$ ,  $\text{V}_2\text{O}_5$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  (для получения  $\text{CO}_2$ ); растворы  $\text{NaOH}$  (10%-й),  $\text{HCl}$  (20%-й),  $\text{HNO}_3$  (20%-й); вата.

$\text{NaOH}$  — едкое вещество. При попадании на кожу или одежду смыть холодной водой и нейтрализовать уксусом.

$\text{HCl}$  и  $\text{HNO}_3$  — едкие вещества. При попадании на кожу или одежду смыть холодной водой и нейтрализовать раствором соды  $\text{NaHCO}_3$ .

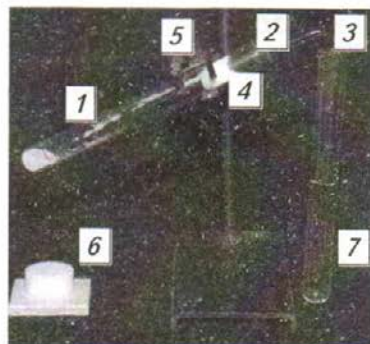
**Ход работы.** Реакцию газообразного  $\text{CO}_2$  с раствором гидроксида кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  проводят в приборе, изображённом на рис. 67. Углекислый газ  $\text{CO}_2$  получают разложением гидрокарбоната меди  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ :





**Рис. 67.** Прибор для получения углекислого газа  $\text{CO}_2$ , который пропускают через раствор:

1 — пробирка с  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ; 2 — пробка; 3 — изогнутая трубка; 4 — вата; 5 — лапка для крепления пробирки на штатив; 6 — сухое горючее или спиртовка; 7 — пробирка с раствором



В пробирку насыпают примерно 1 см  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ . Пробирку прикрывают рыхлым тампоном ваты, чтобы твёрдые продукты разложения не летели вместе с углекислым газом. Затыкают пробирку пробкой с изогнутой трубкой. Пробирку берут зажимом или закрепляют в лапке штатива, как показано на рис. 67. Зажигают пламя. В другую пробирку наливают раствор  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (5–6 см). Начинают нагревать пробирку с  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  и погружают изогнутую трубку в пробирку с раствором. Пропускают газ через раствор до тех пор, пока признаки реакции не станут очевидными.

Реакции твёрдых веществ с растворами проводят в пробирках. Твёрдое вещество насыпают на доньшко и добавляют раствор на 2–3 см, если необходимо — аккуратно нагревают 2–3 мин. Если полного растворения твёрдого вещества не происходит, прекращают нагревание и ждут, пока твёрдое вещество осядет. О прошедшей реакции судят по изменению цвета раствора.

**Отчёт.** В лабораторном журнале записывают уравнения реакций, названия образовавшихся солей, их цвет и растворимость.

## § 34

### Взаимосвязи

#### между основными классами соединений

Рекомендуется повторить классификацию реакций по числу частиц (§ 19), что такое реакция горения (§ 23), гидратации, дегидратации, кислот с металлами нейтрализации.

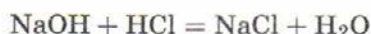
— К какому типу относится реакция  $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ ?

— К какому типу относится реакция  $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ?

Существуют различные классификации химических реакций. По типу и составу реагирующих веществ их делят на реак-

ции соединения, разложения, замещения и обмена (§ 19). Ранее (§ 20–33) вы познакомились с реакциями горения, гидратации, дегидратации и нейтрализации. Эти реакции различаются по химической сущности.

Например, реакцию



можно отнести к реакции обмена и одновременно к реакции нейтрализации.

Тип реакции позволяет предсказать образующиеся продукты, так как у одного типа они схожи. Для этого по реагентам определяют её тип (табл. IV.5), а по типу реакции — продукт.

Все алгоритмы составления уравнений реакций имеют сходную последовательность шагов:

1. Определить тип реакции по реагентам. Выбрать алгоритм составления уравнения реакции.
2. Записать через знак плюс «+» формулы реагентов, оставляя перед ними места для коэффициентов; поставить знак равенства «=».
3. Уточнить, идёт ли эта реакция. Если нет — знак равенства перечеркнуть, т. е. поставить «≠».
4. Если в результате реакции этого типа образуется однозначный продукт (например, вода при реакции нейтрализации), записать после знака равенства «=» формулу этого продукта, оставляя место для коэффициента.

Таблица IV.5

### Определитель типа реакций

Реагент 1	Реагент 2	Тип реакции	Продукты	Где описано
Кислород	Простое вещество	Окисление кислородом	Оксид	§ 23
Гидроксид	—	Дегидратация	Вода $\text{H}_2\text{O}$ + оксид	§ 26
Вода	Оксид	Гидратация	Гидроксид	§ 27
Кислота	Металл	Кислоты с металлом	Водород $\text{H}_2$ + соль	§ 30
Кислота	Основание	Нейтрализация	Вода $\text{H}_2\text{O}$ + соль	§ 32
Кислота	Основной оксид	Обобщённая нейтрализация	Вода $\text{H}_2\text{O}$ + соль	§ 33
Основание	Кислотный оксид			
Основной оксид	Кислотный оксид	Обобщённая нейтрализация	Соль	§ 33



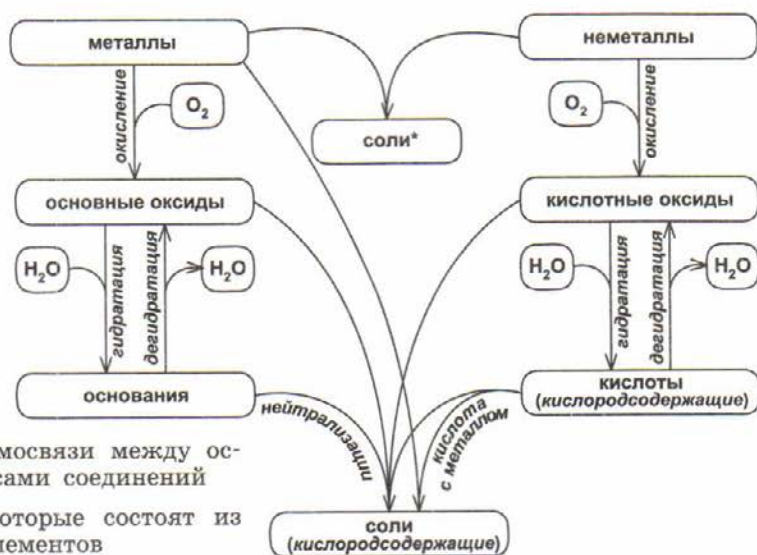


Рис. 68. Взаимосвязи между основными классами соединений

\*Только те, которые состоят из атомов двух элементов

- Установить формулу другого (других) продукта (продуктов), например, формулу соли в реакции нейтрализации. Записать формулы всех продуктов, оставляя перед ними место для коэффициентов.
- Уравнять реакцию, т. е. расставить коэффициенты.
- Проверить, уравнена ли реакция. Если нет — найти ошибку.

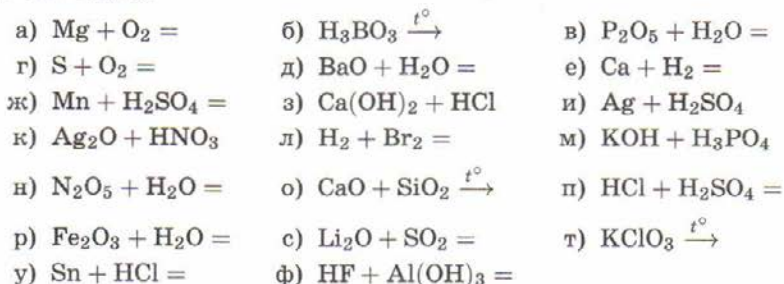
Кислотные реагенты реагируют с основными с образованием солей.

Реакции горения, гидратации и дегидратации, нейтрализации связывают между собой разные классы веществ: простые вещества, оксиды, кислоты, основания и соли. Эта взаимосвязь приведена на рис. 68. Основной её принцип: кислотные реагенты реагируют с основными с образованием солей. Следует помнить, что на рис. 68 приведена только базовая схема. На практике химические реакции могут ей не соответствовать. Так, некоторые кислотные (и основные) реагенты могут взаимодействовать между собой, но предсказать продукты реакции при этом сложнее. По реакции окисления нельзя получить оксиды галогенов и щелочных металлов (кроме лития), нельзя дегидратировать  $H_2SO_4$  и  $HNO_3$ , гидратировать  $CuO$  и  $Fe_2O_3$ . Далеко не все металлы при реакции с кислородом дают основные оксиды. Например, вольфрам при горении даёт кислотный оксид  $WO_3$ , а основного оксида вольфрама вообще не существует.

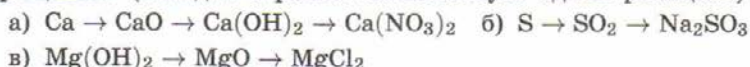
Тем не менее эта схема позволяет предсказать продукты многих реакций.

## Задание на дом

34.1. Закончите уравнения реакций и укажите условия их протекания (если они идут).



34.2. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить цепочки превращений. (Каждая стрелка соответствует одной реакции.)



## Ресурсы

### Тесты электронные

- Модуль «Тесты по теме „Генетическая связь между классами неорганических соединений“», <http://fcior.edu.ru>

### Тренажёры электронные

- Модуль «Тренажёр „Генетический ряд металла“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Тренажёр „Генетический ряд неметалла“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Основные классы неорганических соединений», <http://fcior.edu.ru>

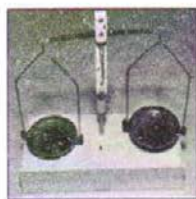
### Электронное пособие

- Модуль «Оксиды и гидроксиды металлов. Строение и свойства», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Оксиды неметаллов и кислоты. Их классификация и свойства», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Простые и сложные вещества. Их классификация и свойства», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Понятие о генетической связи и генетическом ряде», <http://fcior.edu.ru>



www





## ГЛАВА V

# КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ СООТНОШЕНИЯ В ХИМИИ

### § 35

#### Количество вещества и молярная масса

Рекомендуется повторить, что такое стехиометрическое соотношение (§ 18); что показывает формула состава вещества (§ 12); что такое относительная атомная масса и относительная молекулярная масса и как их вычислить (§ 13). Из курса физики вспомните: как решать задачи в общем виде и подставлять числа в общее решение; что такое размерность, безразмерная величина и как использовать размерности в решении задач. Из курса математики вспомните: как выразить  $b$  из формул:

$$a = b \cdot c, a = \frac{c}{b}, a = \frac{b}{c}.$$

— Чему равна относительная молекулярная масса серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

Получение веществ — одна из задач химии. Однако химику важно знать не только, из чего получить вещество (на этот вопрос отвечает уравнение реакции), но и сколько реагентов для этого нужно взять и сколько вещества получится. Решению таких задач и посвящён данный раздел.

Соотношения количеств реагентов и продуктов реакции чётко задаются уравнением реакции (§ 18). Например, уравнение  $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$  говорит, что из двух атомов магния и одной молекулы кислорода получается две молекулы оксида магния.

Сколько молекул кислорода нужно, чтобы получить 100 молекул  $\text{MgO}$ ?

Отсчитывать молекулы поштучно нереально — уж очень они маленькие. В стакане воды их содержится огромное число  $1 \cdot 10^{25}$  штук (т. е. единица с двадцатью пятью нулями). Однако человечество давно уже придумало, как считать мелкие многочисленные объекты. Оно упаковывает определённое их количество в коробки и считает их.

Для атомов и молекул человечество тоже придумало «коробку», которая содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц. Такая «коробка» по-

лучила название «моль» и служит единицей количества вещества (это существительное мужского рода; оно не склоняется и не имеет никакого отношения к насекомому, личинки которого поедает шерсть). Количество вещества обозначают греческой буквой  $\nu$  (ню), или латинской —  $n$ .

**Моль** — единица измерения количества вещества

**Число Авогадро**  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$



Число частиц в одном моле (т. е.  $6,02 \cdot 10^{23}$ ) называют постоянной Авогадро (или числом Авогадро) в честь итальянского химика А. Авогадро, много сделавшего для становления понятия «атом». Число Авогадро обозначается  $N_A$  и имеет размерность моль<sup>-1</sup> (1/моль).

Как мы уже говорили, взять определённое количество вещества невозможно. Вещество можно только взвесить, т. е. отобрать определённую массу. Поэтому, чтобы отобрать определённое количество вещества, нужно знать, сколько весит один моль этого вещества. Эта величина называется молярной массой, обозначается буквой  $M$  и измеряется в г/моль:

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

Как же узнать молярную массу вещества? Она численно равна его относительной молекулярной (для простых веществ — атомной) массе, расчётам которой был посвящён § 13. Молярные массы элементов (в г/моль) приведены в таблице Менделеева, а молярная масса сложного вещества есть сумма молярных масс входящих в него элементов. При этом молярные массы элементов (кроме хлора) округляются до целых. Следует помнить, что молярная масса численно равна относительной молекулярной массе, но имеет размерность, в то время как относительная молекулярная масса — безразмерная величина.

**Молярная масса  $M$**  — масса 1 моль вещества. Измеряется в г/моль.

Численное равенство этих величин следует из строгого определения понятия «моль». **Моль** — это такое количество вещества, которое содержит столько же структурных единиц (атомов или молекул), что и 12 г нуклида углерода <sup>12</sup>C. Именно для такого количества вещества было найдено число Авогадро.



Молярная масса любого вещества численно равна его относительной молекулярной (атомной) массе.

**ПРИМЕР 35.1.** Рассчитайте молярную массу перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ .

Решение.

$$M(\text{KMnO}_4) = M(\text{K}) + M(\text{Mn}) + 4 \cdot M(\text{O});$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 39 + 55 + 4 \cdot 16 = 158 \text{ г/моль}.$$

Ответ. 158 г/моль.

**ЗАДАНИЕ 35.1.** Рассчитайте молярную массу соединений  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

**ПРИМЕР 35.2.** 0,2 моль некоторого элемента весят 4,6 г. Что это за элемент?

Решение.

$$M = \frac{m}{\nu}; \quad M = \frac{4,6 \text{ г}}{0,2 \text{ моль}} = 23 \text{ г/моль}.$$

Смотрим по таблице Менделеева. Это Na.

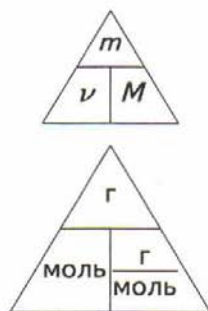
Ответ. Na.

**ЗАДАНИЕ 35.2.** 2,5 моль некоего элемента весят 517 г. Что это за элемент?

Как же пересчитать количество вещества в массу и обратно? Для этого воспользуемся определением молярной массы и из него запишем:

$$m = \nu \cdot M, \quad \nu = \frac{m}{M}.$$

Связь между этими формулами отражают так называемые «треугольники новичков».



**ПРИМЕР 35.3.** Какова масса 0,5 моль перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ ?

Решение.

$$m(\text{KMnO}_4) = \nu(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4);$$

$$m(\text{KMnO}_4) = 0,5 \text{ моль} \cdot 158 \text{ г/моль} = 79 \text{ г}.$$

Ответ. 79 г.

**ЗАДАНИЕ 35.3.** Какова масса 1,5 моль карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

**ПРИМЕР 35.4.** Сколько моль содержится в 70 г перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ ?

Решение.

$$\nu(\text{KMnO}_4) = \frac{m(\text{KMnO}_4)}{M(\text{KMnO}_4)};$$

$$\nu(\text{KMnO}_4) = \frac{70 \text{ г}}{158 \text{ г/моль}} = 0,44 \text{ моль.}$$

Ответ. 0,44 моль.

**ЗАДАНИЕ 35.4.** Сколько молей содержится в 150 г карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

## Контрольные вопросы

- 35.1. Что такое моль?
- 35.2. Что такое молярная масса? В чём она измеряется?
- 35.3. Как посчитать количество вещества, зная его массу?

## Задание на дом

- 35.1. 3,2 моль элемента весят 78 г. Что это за элемент?
- 35.2. Рассчитайте молярную массу соединений  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .
- 35.3. Какова масса 2,7 моль нитрата свинца  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ?
- 35.4. Сколько молей содержится в 220 г  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ?
- 35.5. В сети Интернет найдите информацию о том, как было определено число Авогадро. Как можно определить массу атома?

## Ресурсы

Электронные пособия

- Модуль «Молярная масса и объём вещества», <http://fcior.edu.ru>

## § 36

### Связь количества реагентов и продуктов по уравнению реакции

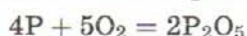
Рекомендуется повторить, что такое формула состава (§ 11), уравнение реакции и что означают коэффициенты в нём, что означает отсутствие коэффициента перед формулой вещества в уравнении реакции (§ 18); что такое стехиометрическое соотношение; что произойдёт, если соотношение реагентов не равно стехиометрическому (§ 18); как решаются задачи в общем виде (из курса физики).



Вещества вступают и образуются в химической реакции в строго определённом (стехиометрическом) соотношении: т. е. количества компонентов связаны между собой *стехиометрическими соотношениями*. Поэтому если известно количество одного продукта или реагента, то можно рассчитать количество остальных участников реакции.

Количество отношения компонентов реакции равно отношению коэффициентов в уравнении реакции.

**ПРИМЕР 36.1.** Каковы соотношения реагентов в реакции?



Решение.

$$\frac{\nu(\text{P})}{\nu(\text{O}_2)} = \frac{4}{5}$$

Ответ. 4 : 5, т. е. для полного сгорания 4 моль фосфора необходимо 5 моль кислорода.

**ПРИМЕР 36.2.** Какое количество кислорода необходимо для сжигания 0,5 моль фосфора?

Решение. Уравнение реакции записано в условии предыдущего примера.

$$\begin{aligned}\frac{\nu(\text{P})}{\nu(\text{O}_2)} = \frac{4}{5} &\Rightarrow \nu(\text{O}_2) = \frac{5}{4} \cdot \nu(\text{P}); \\ \nu(\text{O}_2) &= \frac{5}{4} \cdot 0,5 \text{ моль} = 0,625 \text{ моль}.\end{aligned}$$

Ответ. 0,625 моль.

**ЗАДАНИЕ 36.1.** Какое количество алюминия нужно, чтобы в реакции с соляной кислотой получить 0,2 моль водорода?

**ЗАДАНИЕ 36.2.** Какое количество  $\text{H}_3\text{PO}_4$  образуется при гидратации 0,3 моль  $\text{P}_2\text{O}_5$ ?

Для того чтобы по количеству реагента рассчитать количество продукта, далеко не всегда нужно писать уравнение реакции целиком. Если один из элементов реагента переходит в единственный продукт, соотношение между продуктом и реагентом можно записать, располагая только формулами этого реагента и этого продукта.

**Алгоритм 13.** Алгоритм количественных расчётов по уравнению реакции, если известно количество одного из компонентов

**Задача.** В реакцию с гидроксидом натрия вступило 0,25 моль серной кислоты. Рассчитать, какое количество гидроксида натрия вступило в реакцию и какое количество сульфата натрия образовалось.

Шаг	Пример
1. Записать уравнение реакции	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
2. Количество одного компонента, указано в условии	0,25 моль $\text{H}_2\text{SO}_4$
3. Составить отношение: в числителе количество компонента, которое нужно найти, в знаменателе — количество известного компонента	$\frac{\nu(\text{NaOH})}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)}$
4. Из уравнения реакции записать, чему равно это отношение	$\frac{\nu(\text{NaOH})}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2}{1} \quad \frac{\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1}{1}$
5. Выразить из этих формул неизвестное количество компонента	$\nu(\text{NaOH}) = 2 \cdot \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) \quad \nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{H}_2\text{SO}_4)$
6. Подставить в формулы известные из условия числа	$\nu(\text{NaOH}) = 2 \cdot 0,25 = 0,50 \quad \nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,25$

**ПРИМЕР 36.3.** Какое количество хлорида алюминия  $\text{AlCl}_3$  может образоваться из 0,5 моль хлора  $\text{Cl}_2$ ?

**Решение.** В формуле  $\text{AlCl}_3$  три атома хлора, а в  $\text{Cl}_2$  — только два. Для образования одной молекулы  $\text{AlCl}_3$  нужно  $\frac{3}{2}$  молекулы  $\text{Cl}_2$ , т. е. количество  $\text{AlCl}_3$  меньше количества  $\text{Cl}_2$ .

$$\frac{\nu(\text{AlCl}_3)}{\nu(\text{Cl}_2)} = \frac{2}{3}.$$

$$\nu(\text{AlCl}_3) = \frac{2}{3} \cdot \nu(\text{Cl}_2); \quad \nu(\text{AlCl}_3) = \frac{2}{3} \cdot 0,5 = 0,33 \text{ моль.}$$

**Ответ.** 0,33 моль.



**ЗАДАНИЕ 36.3.** Какое количество оксида железа (III) можно получить из 0,3 моль металлического железа?

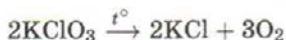
**ЗАДАНИЕ 36.4.** Какое количество  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  можно получить из 0,7 моль  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , если весь фосфор из реагента переходит в продукт?

## Контрольные вопросы

36.1. Как связаны количества компонентов реакции друг с другом?

## Задание на дом

36.1. Какое количество кислорода выделится при разложении 0,2 моль бертолетовой соли?



36.2. Какое количество соляной кислоты нужно, чтобы при реакции с  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  выделилось 0,3 моль углекислого газа?

36.3. Какое количество серной кислоты нужно, чтобы получить 0,3 моль сульфата хрома (III)?

36.4. Какое количество сульфата железа (III) можно получить из 0,4 моль металлического железа?

36.5. Какое количество  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можно получить из 200 моль  $\text{FeS}_2$ , если считать, что вся сера из  $\text{FeS}_2$  переходит в  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

## Лабораторные опыты

### РЕАКЦИИ, ЗАВИСЯЩИЕ ОТ СООТНОШЕНИЯ РЕАГЕНТОВ

#### Задачи

1. Провести реакции, в которых состав продуктов зависит от соотношения взятых реагентов.
2. Описать продукты этих реакций.
3. Найти, сколько моль продукта образуется из указанного в задании количества реагента (см. таблицу на следующей странице).

**Оборудование.** Пробирки, штатив для пробирок.

**Реактивы.** См. таблицу.

**Ход работы.** Смешивают разные количества веществ А и Б, взятых в разных соотношениях: в одном случае наливают в пробирку раствор А (2 см) и добавляют несколько капель раствора Б, а в другом наливают в пробирку раствор Б и добавляют к нему несколько капель раствора А. В первом случае в избытке окажется вещество А, во втором — вещество Б.

№	Уравнение реакции А + Б и количества реагентов и продуктов	Продукт	Цвет	Растворимость
1	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} =$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>0,2 моль</span> </div> $= \text{Cu}(\text{OH})_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>_____ моль</span> </div>	$\text{Cu}(\text{OH})_2$		
		$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	б/ц	р.
2	$\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} =$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>0,2 моль</span> </div> $= [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>_____ моль</span> </div>	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$		
3	$2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} =$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>_____ моль</span> </div> $= \text{Ag}_2\text{S} \downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaNO}_3$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> </div>	$\text{Ag}_2\text{S}$		
		$\text{NaNO}_3$	б/ц	р.
		$\text{H}_2\text{SO}_4$	б/ц	р.
	$\text{AgNO}_3 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 =$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>_____ моль</span> </div> $= \text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] + \text{NaNO}_3$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>0,25 моль</span> </div>	$\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$		
4	$2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 =$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>0,4 моль</span> <span>_____ моль</span> </div> $= \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{MnC}_2\text{O}_4 + 10\text{CO}_2 \uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>_____ моль</span> <span>_____ моль</span> </div>	$\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$	б/ц	р.
		$\text{MnC}_2\text{O}_4$		
		$\text{CO}_2$		
	$2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 =$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>0,4 моль</span> <span>_____ моль</span> </div> $= 2\text{MnO}_2 + 2\text{KHCO}_3 + 4\text{CO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>_____ моль</span> </div>	$\text{MnO}_2$		
5		$\text{KHCO}_3$	б/ц	р.
6	$\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH} =$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>0,35 моль</span> </div> $= \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>_____ моль</span> </div>	$\text{Cr}(\text{OH})_3$		
		$\text{NaCl}$	б/ц	р.
7	$\text{CrCl}_3 + 4\text{NaOH} =$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>0,35 моль</span> </div> $= \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{NaCl}$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> <span>_____ моль</span> <span>_____ моль</span> </div>	$\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$		

**Отчёт.** Заполняют таблицу в лабораторном журнале.





## § 37

## Расчёты по уравнениям реакций



Рекомендуется повторить, что такое уравнение реакции; закон сохранения вещества в химической реакции (§ 18); как из массы вещества найти количество вещества и наоборот (§ 35); как по количеству одного компонента реакции рассчитать количество другого по уравнению реакции (§ 36). Из курса физики вспомните: как записывать решение задач в общем виде. Из курса математики вспомните: что такое пропорция.

— Какое количество вещества содержится в 16 г серы?

— Сколько моль кислорода прореагирует с 1 моль натрия по реакции  $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$ ?

Чтобы в результате реакции получить заданную массу вещества, нужно по уравнению реакции рассчитать массы реагентов.

Расчёты по уравнению реакции основаны на законе сохранения вещества в химических реакциях, в частном случае, который мы здесь обсуждаем, на законе сохранения массы.

## ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

Общая масса продуктов реакции равна массе реагентов, вступивших в реакцию.

Однако уравнение реакции связывает не массы веществ, а их количества, которые мы не умеем измерять. Химики берут на весах навески, т. е. порции вещества определённой массы. Поэтому подобные задачи приходится решать в три шага.

**Навеска** — порция вещества определённой массы.

Шаг 1. По массе известного вещества найти его количество ( $\nu = \frac{m}{M}$ ). Молярную массу вещества вычислить по его химической формуле.

Шаг 2. Из уравнения реакции по количеству известного вещества найти количество неизвестного.

Шаг 3. По количеству неизвестного вещества найти его массу ( $m = \nu \cdot M$ ).

## ШАГ 1.

Масса  
известного  
вещества

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

количество  
известного  
вещества

## ШАГ 2.

Количество  
известного  
вещества

$$\downarrow \text{уравнение реакции}$$

количество  
неизвестного  
вещества

## ШАГ 3.

Количество  
неизвестного  
вещества

$$\downarrow m = \nu \cdot M$$

масса  
неизвестного  
вещества

**Алгоритм 14.** Алгоритм расчёта по уравнению реакции (метод трёх шагов)

**Задача.** Найти, какая масса гидроксида натрия вступит в реакцию с 20,0 г серной кислоты и какая масса сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  при этом получится.

Шаг	Пример
1. Записать условие в краткой форме	Дано: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20 \text{ г}$ $m(\text{NaOH}) = ?$ $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$
2. Записать уравнение реакции	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
3. Рассчитать молярные массы веществ — участников реакции	$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль}$ $M(\text{NaOH}) = 23 + 1 + 16 = 40 \text{ г/моль}$ $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 142 \text{ г/моль}$
4. Найти количество того вещества, масса которого указана в условии (шаг 1)	$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}$ $\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{20}{98} = 0,204 \text{ г/моль}$
5. Рассчитать количество других веществ-участников, массу которых нужно найти (шаг 2)	$\frac{\nu(\text{NaOH})}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 2:1$ (из уравнения реакции) $\nu(\text{NaOH}) = 2 \cdot \nu(\text{H}_2\text{SO}_4)$ $\nu(\text{NaOH}) = 2 \cdot 0,204 = 0,408 \text{ моль}$ $\frac{\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 1:1$ (из уравнения реакции) $\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,204 \text{ моль}$
6. Найти массы этих компонентов (шаг 3)	$m(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \cdot \nu(\text{NaOH})$ $m(\text{NaOH}) = 40 \cdot 0,408 = 16,3 \text{ г}$ $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = M(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot \nu(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \cdot 0,204 = 29,0 \text{ г}$
7. Записать ответ (задача считается нерешённой, если ответ не записан)	Ответ. $m(\text{NaOH}) = 16,3 \text{ г};$ $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 29,0 \text{ г}$

**ПРИМЕР 37.1.** Какая масса  $\text{NaOH}$  нужна, чтобы нейтрализовать 20 г серной кислоты?

Дано.  $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20 \text{ г}; m(\text{NaOH}) = ?; m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$

Решение.



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

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 1 + 16 = 40 \text{ г/моль}.$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 142 \text{ г/моль}.$$



- Шаг 1. 
$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)};$$
$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{20}{98} = 0,204 \text{ г/моль.}$$
- Шаг 2. 
$$\nu(\text{NaOH}) = 2 \cdot \nu(\text{H}_2\text{SO}_4);$$
$$\nu(\text{NaOH}) = 2 \cdot 0,204 = 0,408 \text{ моль.}$$
$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,204 \text{ моль.}$$
- Шаг 3. 
$$m(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \cdot \nu(\text{NaOH});$$
$$m(\text{NaOH}) = 40 \cdot 0,408 = 16,3 \text{ г.}$$
$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = M(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot \nu(\text{Na}_2\text{SO}_4);$$
$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \cdot 0,204 = 29,0 \text{ г.}$$

Ответ.  $m(\text{NaOH}) = 16,3 \text{ г}; m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 29,0 \text{ г.}$

**ЗАДАНИЕ 37.1.** Какую массу серы нужно взять, чтобы она полностью прореагировала с 2 г алюминия? Какая масса сульфида алюминия  $\text{Al}_2\text{S}_3$  при этом получится?

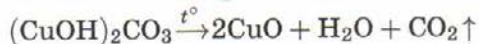


**ЗАДАНИЕ 37.2.** Какую массу  $\text{NaOH}$  и  $\text{V}_2\text{O}_5$  нужно сплавить, чтобы получить 5 г  $\text{NaVO}_3$ ? Какая масса водяных паров при этом улетучится?

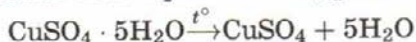


Метод решения, который описан на с. 201, мы будем далее называть *методом трёх шагов*. Если этот расчёт кажется сложным, можно использовать более примитивный метод — метод пропорций (алгоритм 15).

**ЗАДАНИЕ 37.3.** Какая масса твёрдого вещества останется после полного разложения 10 г гидрокарбоната меди?



**ЗАДАНИЕ 37.4.** Какая масса твёрдого вещества останется после полного разложения 20 г кристаллогидрата сульфата меди?



**ЗАДАНИЕ 37.5.** Рассчитайте массу углерода  $\text{C}$  и массу сульфата бария  $\text{BaSO}_4$  для получения 20 г  $\text{BaS}$ .



**ЗАДАНИЕ 37.6.** Какую массу кристаллогидратов хлорида бария  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  и сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  нужно взять, что-

**Алгоритм 15.** Алгоритм расчёта по уравнению реакции методом пропорций

**Задача.** Рассчитайте массу фосфора, необходимую для получения 25 г  $P_2O_5$ .

Шаг	Пример
1. Записать уравнение реакции	$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$
2. Записать известную массу вещества над его формулой	$4P + 5O_2 = 2\overset{25}{P_2O_5}$
3. Над формулами веществ, массы которых нужно найти, записать $x$ ( $y$ , $z$ и т. д.)	$\overset{x}{4P} + 5O_2 = 2\overset{25}{P_2O_5}$
4. Под формулами веществ, упомянутых в задаче, записать их молярные массы, умножив их на соответствующие коэффициенты из уравнения реакции	$\overset{x}{4P} + 5O_2 = 2\overset{25}{P_2O_5}$ $\downarrow \quad \quad \quad \downarrow$ $4 \cdot 31 \quad \quad 2 \cdot 142$
5. Составить пропорцию, т. е. приравнять два отношения, в числителе и знаменателе которых попарно записать то, что было записано над и под формулой вещества с известной и неизвестной массами; между отношениями поставить знак равенства «=»	$\frac{x}{4 \cdot 31} = \frac{25}{2 \cdot 142}$
6. Решить пропорцию относительно $x$ ( $y$ , $z$ и т. д.)	$x = \frac{25 \cdot 4 \cdot 31}{2 \cdot 142} = 10,9 \text{ г}$
7. Записать ответ (иначе задача считается нерешённой)	Ответ. 10,9 г

бы получить 20 г сульфата бария  $BaSO_4$ ? Какая масса  $NaCl$  и воды при этом образуется?



**ЗАДАНИЕ 37.7.** Какие массы алюминия и серы необходимы для получения 15 г сульфида алюминия по реакции соединения?



**ЗАДАНИЕ 37.8\*.** В 2002 г. мировое производство серы составило 78 млн т, а серной кислоты — 106 млн т. Какая доля мирового производства серы пошла на производство серной кислоты?



**ЗАДАНИЕ 37.9\*** Запах сероводорода чувствуется при его содержании в воздухе  $0,03 \text{ мг/м}^3$ . Какую массу сульфида алюминия достаточно залить водой, чтобы запах сероводорода ощущался в помещении размером с классную комнату (размеры классной комнаты оцените самостоятельно)?



**ЗАДАНИЕ 37.10\*** В 2002 г. мировое производство хлора составило 24 млн т. Сколько при этом образовалось гидроксида натрия, если эти вещества получали путём электролиза?



## Задание на дом

37.1. Доделать задания 37.3–37.10.

37.2. Какое количество и какая масса соли может быть получена из 5 моль гидроксида натрия при взаимодействии с серной кислотой?



## Ресурсы

*Видеоматериалы и анимации*

- Закон сохранения массы веществ,

<http://www.school-collection.edu.ru>; в строке поиска ввести «закон сохранения массы веществ».

## Практическая работа № 8

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ МАССЫ ВЕЩЕСТВА ПО МАССЕ ПРОДУКТОВ ЕГО РАЗЛОЖЕНИЯ



Рекомендуется повторить расчёты по уравнениям реакций (§ 37). Вернитесь к заданию 37.3 и изучите его.

**Задача.** Навеску вещества, которую даёт учитель, разложить (без потерь) при нагревании. Продукты разложения взвесить и по их массе найти массу навески исходного вещества.

**Оборудование.** Спиртовка (или сухое горючее с подложкой и крышкой), держатель для пробирок, пробирка, вата, стакан для взвешивания (сухой); весы.

**Реактивы.** Гидроксокарбонат меди  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ .

*Уравнение реакции*



**Ход работы.** Получают у учителя пробирку с навеской вещества. Закрывают пробирку ватой (чтобы вещество не улетало в виде пыли) и аккуратно нагревают. Когда на стенках появится конденсат (капельки жидкости), их аккуратно прогревают, чтобы жидкость испарилась. Когда разложение вещества прекратится, пробирку остужают. Её содержимое взвешивают. Для этого сначала взвешивают стакан (или ставят его на электронные весы и обнуляют тару), а потом высыпают в него продукты разложения из пробирки и снова взвешивают. Массу продуктов разложения определяют по разности 2-го и 1-го взвешиваний.

По уравнению реакции рассчитывают массу исходного продукта.

**Отчёт.** В лабораторном журнале записывают массу продуктов разложения; рассчитывают массу исходного продукта; записывают массу исходного продукта в отчёт.



## Контрольные вопросы

- 37.1. Какое вещество останется в твёрдом остатке после нагревания?  
37.2. Как может повлиять конденсат на стенках пробирки на результат опыта?

## Ресурсы

www

*Имитация эксперимента*

- Модуль «Лабораторная работа „Взвешиваем на технико-химических весах“», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Измерительные приборы в химической лаборатории. Взвешивание», <http://fcior.edu.ru>

## § 38

### Молярный объём

Рекомендуется повторить, что такое молярная масса (§ 35); как проводятся расчёты по уравнениям реакций (§ 37); чем газообразное агрегатное состояние отличается от других состояний (§ 4). Из курса физики вспомните, как связаны объём газа, давление и температура.

- Газ нагрели в замкнутой ёмкости. Что будет с давлением газа?
- Газ под поршнем сжали в два раза. Как изменится давление под поршнем?
- Запишите формулу для расчёта количества вещества, если известна его масса.

Нередко в реакциях участвуют газообразные вещества. Взвешивать газ неудобно, гораздо удобнее измерять его объём, с которым





и имеют дело при расчётах. При этом вместо молярной массы (массы одного моля) используют **молярный объём**, т.е. объём, который занимает 1 моль (обозначается  $V_M$ , измеряется в л/моль). Тогда количество газа связывается с его объёмом по формуле

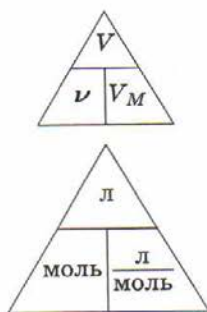
$$\nu = \frac{V}{V_M}$$

**ПРИМЕР 38.1.** Сколько моль хлора содержится в колбе объёмом 2 л, при условии что его молярный объём равен 24 л/моль?

Решение.

$$\nu = 2 \text{ (л)} / 24 \text{ (л/моль)} = 0,083 \text{ моль.}$$

**ЗАДАНИЕ 38.1.** Сколько моль воздуха закачено в автомобильную камеру объёмом 40 л, если молярный объём при условиях в камере составляет 3,5 л/моль?



Молярный объём прямо пропорционален температуре и обратно пропорционален давлению. Но самое замечательное свойство молярного объёма заключается в том, что он почти не зависит от природы газа. То есть для всех газов при данных условиях молярный объём примерно одинаков!

Химики чаще всего измеряют объёмы газов при **нормальных условиях** (н. у.): температуре  $0^\circ\text{C}$  и давлении 1 атмосфера. При этих условиях молярный объём любого газа (только газа!) принимают за 22,4 л/моль. Такой объём содержится в кубе со стороной 28 см. Реально молярные объёмы газов несколько отличаются от этого значения, но в простых расчётах этими различиями пренебрегают.

**Молярный объём**  $V_M$  — объём, который занимает 1 моль газа. Измеряется в л/моль. При н. у.  $V_M = 22,4$  л/моль.

**Нормальные условия**

- температура  $0^\circ\text{C}$
- давление 1 атм или 101 325 Па

**ПРИМЕР 38.2.** Сколько моль кислорода содержится при н. у. в 10 л?

Решение. Кислород — газ, его  $V_M = 22,4$  л/моль.

$$\nu(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_M(\text{O}_2)} = \frac{10 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,45 \text{ моль.}$$

Ответ. 0,45 моль.

**ПРИМЕР 38.3.** Какое количество (моль) этилового спирта содержится в бутылке 0,5 л при н. у.?

**Решение.** Спирт — жидкость. Для решения задачи требуется знать её молярный объём, который неизвестен. Данных в условии для решения недостаточно.

**ЗАДАНИЕ 38.2.** За один вдох человек вдыхает около 0,5 л воздуха. Сколько это моль?

**ЗАДАНИЕ 38.3.** Сколько молей железных опилок можно насыпать в пузырёк объёмом 0,1 л при н. у.?

**ЗАДАНИЕ 38.4.** Сколько моль хлора содержится в сосуде объёмом 100 мл при н. у.?

Указание: Не забудьте перевести мл в л.

Чтобы найти объём газа  $V$ , зная его количество  $\nu$ , нужно количество умножить на молярный объём:

$$V = \nu \cdot V_M$$

**ПРИМЕР 38.4.** Какой объём занимает 0,3 моль азота при н. у.?

**Решение.** Азот — газ, его  $V_M = 22,4$  л/моль.

$$V(\text{N}_2) = \nu(\text{N}_2) \cdot V_M(\text{N}_2);$$

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

Ответ. 6,72 л.

**ЗАДАНИЕ 38.5.** Какой объём занимает 2,5 моль газообразного HCl при н. у.?

**ЗАДАНИЕ 38.6.** Какой объём занимает 0,7 моль воздуха при н. у.?

Если условия отличаются от нормальных, то объём  $V$  при произвольных условиях можно пересчитать в объём при нормальных условиях  $V_{\text{н.у.}}$  по одной из формул.

1) Если температура  $t$  (в градусах Цельсия) отличается от нормальных условий:

$$V_{\text{н.у.}} = V_t \cdot \frac{273}{t + 273},$$

где  $V_t$  — объём при температуре  $t$ .

2) Если давление  $p$  отличается от нормального:

$$V_{\text{н.у.}} = V_p \cdot \frac{p}{p_{\text{н.у.}}},$$

где  $V_p$  — объём при давлении  $p$ .



## Контрольные вопросы

- 38.1. Что такое молярный объём?  
 38.2. Что такое «нормальные условия»?  
 38.3. Чему равен молярный объём газов при н. у.?

## Задание на дом

- 38.1. Какое количество газообразного кислорода нужно получить, чтобы заполнить при н. у. колбу объёмом 0,5 л?  
 38.2. Какое количество поваренной соли нужно, чтобы заполнить стакан объёмом 1 л при н. у.  
 38.3. Какой объём занимает 1,3 моль воздуха?  
 38.4. Сколько трёхлитровых банок потребуется, чтобы поместить 1 моль азота при н. у.  
 38.5\* Рассчитайте плотность газообразного водорода и газообразного хлора  $\text{Cl}_2$  при н. у.  
 38.6. Найдите в сети Интернет информацию о молярном объёме реальных газов, например хлора и кислорода.

## § 39

### Расчёты по уравнениям реакций с участием газообразных продуктов

Рекомендуется повторить, что такое молярная масса (§ 35); как проводятся расчёты по уравнениям реакций (§ 37).

— Некоторое количество кислорода занимает объём 15 л. Какой объём займёт то же количество природного газа  $\text{CH}_4$  при тех же условиях?

Пользуясь молярным объёмом газов, можно рассчитывать не только массы газообразных компонентов реакции, но и их объёмы. Как и при расчётах с массами, решать задачи с объёмами можно двумя способами: в три шага или пропорцией. При этом используются алгоритмы 14 и 15, но с некоторыми изменениями.

При решении в три шага, если известен объём газообразного реагента или продукта, на первом шаге объём газа пересчитывают в количество вещества по формуле  $\nu = \frac{V}{V_M}$ .

**ПРИМЕР 39.1.** Какая масса  $\text{NaOH}$  требуется, чтобы поглотить 15 л  $\text{CO}_2$  (н. у.)?



Дано.  $V(\text{CO}_2) = 15 \text{ л}$ .  $m(\text{NaOH}) = ?$

Решение.  $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{CO}_2$  — газ;  $V_M(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ л/моль}$ .

$$\begin{aligned}\text{Шаг 1.} \quad \nu(\text{CO}_2) &= \frac{V(\text{CO}_2)}{V_M(\text{CO}_2)}; \\ \nu(\text{CO}_2) &= \frac{15 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,67 \text{ моль}\end{aligned}$$

$$\text{Шаг 2.} \quad \nu(\text{NaOH}) = 2 \cdot \nu(\text{CO}_2) = 2 \cdot 0,67 = 1,34 \text{ моль}$$

$$\begin{aligned}\text{Шаг 3.} \quad m(\text{NaOH}) &= M(\text{NaOH}) \cdot \nu(\text{NaOH}); \\ m(\text{NaOH}) &= 40 \text{ г/моль} \cdot 1,34 = 53,6 \text{ г}\end{aligned}$$

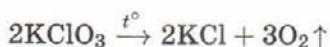
$$\text{Ответ.} \quad m(\text{NaOH}) = 13,2 \text{ г.}$$

**ЗАДАНИЕ 39.1.** Какая масса фосфора нужна, чтобы полностью поглотить 2 л  $\text{O}_2$  (н. у.)?



Если требуется найти объём газообразного реагента или продукта, это делают на третьем шаге по формуле  $V = \frac{\nu}{V_M}$ .

**ПРИМЕР 39.2.** Какой объём  $\text{O}_2$  (н. у.) выделится при прокаливании 2 г бертолетовой соли  $\text{KClO}_3$ ?



$$\text{Дано.} \quad m(\text{KClO}_3) = 2 \text{ г}; \quad V(\text{O}_2) = ?$$

$$\begin{aligned}\text{Решение.} \quad 2\text{KClO}_3 &\xrightarrow{t^\circ} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 \uparrow \\ \text{O}_2 &\text{ — газ: при н. у. } V_M(\text{O}_2) = 22,4 \text{ л/моль.} \\ M(\text{KClO}_3) &= 39 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,5 \text{ г/моль.}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Шаг 1.} \quad \nu(\text{KClO}_3) &= \frac{m(\text{KClO}_3)}{M(\text{KClO}_3)}; \\ \nu(\text{KClO}_3) &= \frac{2 \text{ г}}{122,5 \text{ г/моль}} = 0,016 \text{ моль}\end{aligned}$$

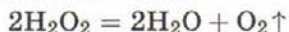
$$\begin{aligned}\text{Шаг 2.} \quad \nu(\text{O}_2) &= \nu(\text{KClO}_3) \cdot \frac{3}{2}; \\ \nu(\text{O}_2) &= 0,016 \text{ моль} \cdot \frac{3}{2} = 0,024 \text{ моль}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Шаг 3.} \quad V(\text{O}_2) &= \nu(\text{O}_2) \cdot V_M(\text{O}_2); \\ V(\text{O}_2) &= 0,024 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 0,54 \text{ л}\end{aligned}$$

$$\text{Ответ.} \quad V(\text{O}_2) = 0,54 \text{ л.}$$

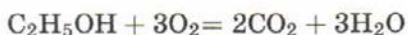


**ЗАДАНИЕ 39.2.** Какой объём кислорода выделится при разложении 5 г пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ ?



В методе пропорций под формулой газообразного вещества вместо молярной массы записывают молярный объём, который умножают на коэффициент из уравнения реакции, а над формулой этого вещества записывают его объём.

**ПРИМЕР 39.3.** Какой объём  $\text{CO}_2$  выделится при сгорании 5 г спирта  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ?



Дано.  $m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 5 \text{ г}$ ;  $V(\text{CO}_2) = ?$

Решение.

$$\begin{array}{c} 5 \\ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 = 2\overset{x}{\text{CO}_2} + 3\text{H}_2\text{O} \\ 46 \qquad \qquad \qquad 2 \cdot 22,4 \end{array}$$

$$\frac{5}{46} = \frac{x}{22,4}; \quad x = \frac{5 \cdot 2 \cdot 22,4}{46} = 4,87 \text{ л}$$

Ответ.  $V(\text{CO}_2) = 4,87 \text{ л}$ .

**ЗАДАНИЕ 39.3.** Какие объёмы водорода и кислорода необходимы для получения 20 г воды?

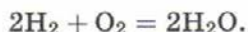


Если нужно найти объём одного газа, зная объём другого, то их объёмы соотносятся как коэффициенты в уравнении реакции (при условии одинаковых температуры и давления).

Объёмы газообразных компонентов реакции соотносятся как коэффициенты в уравнении реакции.

**ПРИМЕР 39.4.** Какой объём кислорода потребуется, чтобы сжечь 20 л водорода?

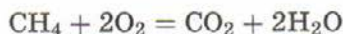
Решение.



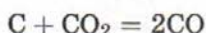
По уравнению реакции кислорода нужно в 2 раза меньше, чем водорода (по количеству, а значит и по объёму). Следовательно, потребуется 10 литров кислорода.

Ответ. 10 л.

**ЗАДАНИЕ 39.4.** Какой объём кислорода нужен, чтобы сжечь 100 л метана, и какой объём углекислого газа при этом образуется?



**ЗАДАНИЕ 39.5.** Какой объём угарного газа CO может образоваться по реакции



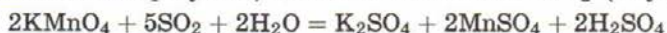
из углекислого газа, содержащегося в печи объёмом 80 л?

### Задание на дом

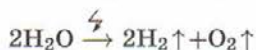
39.1. Найдите массы  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  и NaOH, необходимые для получения 2 л  $\text{NH}_3$ .



39.2. Какая масса  $\text{KMnO}_4$  нужна, чтобы поглотить 2 л  $\text{SO}_2$  (н. у.)?



39.3. Какой объём газов выделится при электролизе 100 г воды?



39.4. Какой объём хлора требуется для полного сжигания 15 г алюминия? Какова масса  $\text{AlCl}_3$ , который образуется?



39.5. Какой объём  $\text{SiF}_4$  можно получить, если в реакцию вступает 12 л газообразного HF? Какая масса  $\text{SiO}_2$  для этого потребуется?



Практическая работа № 9

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ МАССЫ РЕАГЕНТА ПО ОБЪЁМУ ГАЗООБРАЗНЫХ ПРОДУКТОВ ПРИ ЕГО РАЗЛОЖЕНИИ

Рекомендуется повторить расчёты по уравнениям реакции с газообразными веществами (§ 39); что такое нормальные условия (§ 38); как зависит объём газа от температуры (из курса физики).

**Задача.** Определить массу выданного реагента по объёму газообразных продуктов, выделившихся при его разложении.

**Оборудование.** Мерный цилиндр на 100 мл, кристаллизатор, пробирка с пробкой и газоотводной трубкой, штатив с лапкой и муфтой, штатив для пробирок, спиртовка (или сухое горючее с подложкой и крышкой), защитные очки.

**Реактивы и расходные материалы.**  $\text{KMnO}_4$  или  $\text{NaHCO}_3$ ; вата, одноразовое полотенце.

**Уравнения реакций**







**Рис. 69.** Установка для получения и сбора газа

**Ход работы.** Получают у учителя пробирку с навеской вещества. Пробирку закрывают куском ваты (чтобы не летели твердые продукты разложения). В пробирку вставляют пробку с газоотводной трубкой и ставят пробирку в штатив.

Газ следует собирать в перевернутый цилиндр над водой. Для этого заполняют водой кристаллизатор на две трети его объема и полностью заполняют водой цилиндр. Цилиндр, держа его вверх дном, нужно погрузить в воду, не позволив воде вытечь (прикрывают горлышко цилиндра ладонью или пальцами и в таком состоянии его вносят под воду; пальцы убирают уже под водой). Если в цилиндр попал воздух, отмечают его объем.

Зажигают спиртовку (или сухое горючее). Зажимают пробирку с газоотводной трубкой в лапке штатива. Наклоняют цилиндр, не вынимая его из воды, и заводят в него газоотводную трубку (рис. 69). Начинают нагревать вещество в пробирке и собирают газ в цилиндр. Когда выделение газа прекратится, извлекают газоотводную трубку из-под цилиндра. Определяют по шкале цилиндра объем выделившегося газа. Если перед началом опыта в нем уже было немного газа, этот объем вычитают.

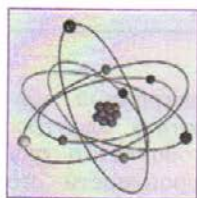
**Обработка результатов.** Сначала нужно пересчитать объем газа на нормальные условия. Объем и температура связаны линейной зависимостью

$$V(0^\circ\text{C}) = V(t) \cdot \frac{273}{t + 273},$$

где  $V(0^\circ\text{C})$  — объем газа при  $0^\circ\text{C}$  (н. у.),  $V(t)$  — объем газа, измеренный при температуре  $t$  ( $^\circ\text{C}$ ). Если нет возможности измерить температуру газа, её можно принять за комнатную ( $20^\circ\text{C}$ ), хотя это приведёт к небольшим ошибкам.

Далее задача сводится к расчёту по уравнению реакции с газообразными веществами.

**Отчёт.** В лабораторном журнале записывают уравнение реакции, указывают начальный и конечный объёмы газа, приводят расчёты. Указывают массу выданного реагента.



## ГЛАВА VI

# ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

### § 40

#### Электронные уровни и номер периода в Периодической системе элементов

Рекомендуется повторить, что такое атом; что такое ядро атома и электроны, как они расположены в атоме; чем атом отличается от химического элемента (§ 11). Из курса физики вспомните: что такое потенциальная энергия.

- Как заряжено ядро атома?
- Как заряжен электрон?
- Сколько электронов находится в атоме элемента с порядковым номером 5? Что это за элемент?
- Что легче — протон или электрон и во сколько (примерно) раз?

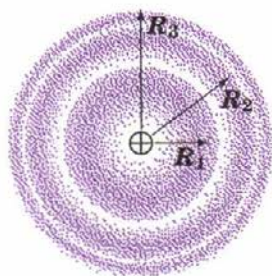
Ранее (§ 11) вы узнали, что атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Ядро находится в центре атома, а электроны — вокруг него, формируя электронную оболочку. Атомы связываются друг с другом посредством своих электронов. Поэтому, для того чтобы предсказать, как атомы связываются друг с другом, нужно знать, как устроена их электронная оболочка. А устроена она весьма сложно.

Структура электронной оболочки атома определяет химические свойства соответствующего элемента.

Существует множество моделей электронной оболочки атома. Больше всего правильных предсказаний строения и свойств веществ даёт квантово-механическая модель. Но она использует сложный аппарат высшей математики. Существуют более простые модели, которые, тем не менее, позволяют предсказать важнейшие свойства элементов. Опишем их.

В § 11 электроны представлены сильно упрощённо — как шарики, летающие вокруг ядра. В некоторых случаях электрон действительно ведёт себя как мельчайшая частица, однако в других случаях — как волна.





**Рис. 70.** Схема расположения электронных уровней в атоме

Квантово-механическая модель электронной оболочки основана на волновых свойствах электрона. В рамках этой модели нельзя говорить о траектории электрона, а только о вероятности его нахождения в той или иной точке пространства.

Каждый электрон в атоме имеет определённую потенциальную энергию. Электроны с близкой энергией объединяют в **электронный уровень**. Чем ближе электрон к ядру (центру атома), тем меньше его потенциальная энергия — полная аналогия с шариком над поверхностью Земли. Электронные уровни нумеруются по порядку, начиная с первого — самого ближнего к ядру. С увеличением номера уровня разница энергий между уровнями уменьшается (рис. 70).

**Электроны** в электронной оболочке распределяются по **электронным уровням**, находящимся на разном расстоянии от ядра; потенциальная энергия электронов на разных уровнях увеличивается при удалении от ядра.

?

На каком уровне у электрона выше потенциальная энергия: на втором или на третьем?

Максимальное число электронов на каждом уровне равно  $2n^2$ , где  $n$  — номер уровня.

На первом уровне может быть не больше двух электронов, на втором — не больше восьми, на третьем — 18, на четвёртом — 32.

Электронный уровень **заполнен**, если на нём находится  $2n^2$  электронов, где  $n$  — номер уровня.

?

У атома какого элемента 3 электрона в электронной оболочке?

Электроны стремятся к состоянию с наименьшей потенциальной энергией, поэтому, по возможности, заполняют самые нижние

Таблица VI.1

Распределение электронов по уровням для элементов с № 1–18

Элемент	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Номер	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Уровень 1	1	2	2				2			2	2				2			2
Уровень 2			1				5			8	8				8			8
Уровень 3											1				5			8

уровни. Если в атоме один электрон (атом водорода H), то этот электрон находится на первом уровне. Если в атоме два электрона (гелий He), то они также находятся на первом уровне. А вот если у атома три электрона (литий Li), то для третьего электрона места на первом уровне уже не находится. Этот электрон идёт на второй уровень. Таким образом, в атоме лития на первом уровне два электрона, а на втором (более далёком) — один.

На втором уровне может находиться 8 (не более!) электронов. Учитывая ещё два электрона на первом уровне, получаем общее число электронов в атоме  $2 + 8 = 10$ ; это атом неона Ne. Таким образом, у атомов элементов 2-го периода от лития до неона 2 электрона на первом уровне, а остальные электроны (от 1 у лития до 8 у неона) — на втором: **заполняется** второй электронный уровень. Например, у атома азота N (№ 7) на первом уровне 2 электрона, на втором  $7 - 2 = 5$  электронов.

Электронный уровень **частично заполнен** (он **заполняется**), если на нём есть электроны, но их число меньше максимально возможного.

1-й уровень	2-й уровень	3-й уровень	4-й уровень
$2n^2 = 2e^-$	$2n^2 = 8e^-$	$2n^2 = 18e^-$	$2n^2 = 32e^-$

Сколько электронов на втором уровне у атома бериллия? Углерода? Кислорода? В рабочей тетради запишите свои ответы в табл. VI.1 «Распределение электронов по уровням для атомов элементов 1–18».

Какие уровни заполнены у атома гелия? Азота? Неона?

Например, у атома с 11 электронами (№ 11, натрий Na) второй уровень заполнен полностью ( $8e^-$ ). Места для 11-го электрона уже нет. Поэтому 11-й электрон попадает на третий уровень. Таким образом, у атома натрия на 1-м уровне  $2e^-$ , на 2-м —  $8e^-$ , на 3-м —  $1e^-$ . Заполнение 3-го уровня продолжается вплоть до атома аргона Ar (№ 18), у которого всего  $2 + 8 + 8 = 18e^-$ ; на 1-м уровне  $2e^-$ , на 2-м —  $8e^-$ , а все остальные — на 3-м. У атома фосфора P (№ 15) на 1-м уровне  $2e^-$ , на 2-м —  $8e^-$  и на 3-м —  $15 - 2 - 8 = 5e^-$ .

Какой уровень заполняется у атомов элементов с 11-го по 18-й?

Сколько электронов на третьем уровне у атома магния? Кремния? Серы? В рабочей тетради запишите свои ответы в табл. VI.1 «Распределение электронов по уровням для элементов с № 1–18».

Обратимся снова к таблице Менделеева. В первом периоде находится всего два элемента — водород H и гелий He. Это как раз



те элементы, у атомов которых заполняется первый электронный уровень. Период заканчивается гелием, у атома которого первый уровень заполнен. *Второй период* начинается с лития, у которого начинает заполняться *второй уровень*. У атомов всех элементов второго периода второй уровень заполняется, а у неона оказывается заполненным. И наконец, у атомов элементов *третьего периода* заполняется *третий уровень*. Теперь можно связать электронное строение атома с номером периода, в котором находится элемент.

Номер периода соответствует номеру последнего электронного уровня, на котором есть хотя бы один электрон.

Опять возьмём таблицу Менделеева и рассмотрим элемент Li. На последнем (2-м) уровне у атома лития  $1e^-$  и номер группы (вертикальный столбец), в которой он находится, I. У атома натрия Na на последнем уровне  $1e^-$ , и натрий, как и литий, находится в I группе. На последнем уровне у атомов азота и фосфора по  $5e^-$  — V группа. И наконец, у атомов неона и аргона на последнем уровне находится по  $8e^-$  — VIII группа.

Номер группы в таблице Менделеева для элементов 2-го и 3-го периодов показывает число электронов на последнем электронном уровне.

**ЗАДАНИЕ 40.1.** Не заглядывая в таблицу Менделеева, скажите, в каком периоде и группе находится элемент, у которого на третьем уровне четыре электрона.

**ЗАДАНИЕ 40.2.** Не заглядывая в таблицу Менделеева, скажите, в каком периоде и группе находится элемент, у которого полностью заполнены два уровня и нет электронов на третьем уровне.

**ЗАДАНИЕ 40.3.** Не заглядывая в таблицу Менделеева, укажите распределение электронов по уровням для элемента третьего периода седьмой группы.

В любом атоме бесконечное число электронных уровней, но электроны заполняют те, потенциальная энергия которых минимальна.

Однако если сообщить электрону дополнительную энергию, он может перейти на более высокий энергетический уровень. Такое состояние атома называется **возбуждённым**.

**Возбуждённым** называется такое состояние атома, в котором электроны имеют более высокую потенциальную энергию, чем в обычном.

Атом в возбуждённом состоянии существует недолго. Электрон быстро возвращается обратно. При этом избыток потенциальной энергии излучается в виде кванта (порции) света. Поэтому при высокой температуре вещества испускают свет. Поскольку разница в энергии между электронными уровнями в атоме строго определена, квант света имеет вполне определённую энергию. Энергия кванта света, в свою очередь, прямо связана с цветом. Поэтому разные вещества окрашивают пламя в разные цвета (см. цветной блок: рис. Ц-59, Ц-60).

### Контрольные вопросы

- 40.1. Чем различаются электронные уровни?
- 40.2. Что такое «заполненный электронный уровень»?
- 40.3. Сколько электронов может быть на первом уровне? Втором? Третьем?
- 40.4. Как число заполненных уровней у атома отражено в таблице Менделеева?

### Задание на дом

- 40.1. Заполните до конца табл. VI.1.
- 40.2. Сколько уровней заполнено полностью или частично у атома бора? Серы?
- 40.3. Сколько электронов находится на последнем уровне у атома фтора? Алюминия?
- 40.4. Назовите элемент, у атома которого на последнем уровне находится столько же электронов, сколько и у магния.
- 40.5. Не заглядывая в таблицу Менделеева, укажите, в каком периоде и группе находится элемент, у которого: а) на втором уровне находится семь электронов; б) на втором уровне находится пять электронов.
- 40.6. Не заглядывая в таблицу Менделеева, укажите распределение электронов по уровням: а) для элемента третьего периода шестой группы; б) для элемента второго периода четвёртой группы.

### Ресурсы

*Электронные пособия*

- Модуль «Атомная гипотеза. Основные сведения о строении атома»,  
<http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Понятие об электронной оболочке атома и энергетических уровнях»,  
<http://fcior.edu.ru>

Лабораторные опыты

### ОКРАШИВАНИЕ ПЛАМЕНИ

#### Задачи

1. Определить цвета пламени, в которые его окрашивают соединения разных металлов.





2. По цвету пламени определить, какой металл содержится в пробе.

**Оборудование.** Спиртовка или сухое горючее с подложкой и крышкой; нихромовая или стальная проволока с петелькой на конце, стакан стеклянный на 25–50 мл. Если есть — школьный спектроскоп.

**Реактивы.** 3–5%-е растворы  $KCl$ ,  $LiCl$  или  $SrCl_2$ ,  $CaCl_2$ ,  $CuCl_2$ ,  $BaCl_2$ ,  $NaCl$ .  $HCl \sim 10\%$  (для промывания проволоки); проба, содержащая одну из солей.

**Ход работы.**

1. Конец проволоки сворачивают в петельку и вносят в раствор  $HCl$ . Прогревают её в пламени, пока у него не исчезнет ярко выраженная окраска. Остужают проволоку и обмакивают петельку в раствор соли (лучше всего начать с  $KCl$ ). Петельку с раствором вносят в пламя и тут же смотрят на его окраску. Следите, чтобы капли раствора не попадали на фитиль или сухое горючее, так как впоследствии они могут исказить окраску пламени. Записывают цвет пламени.

Если есть спектроскоп, работа ведётся в парах. Один учащийся вносит проволоку в пламя, другой смотрит через спектроскоп на пламя и записывает, линии какого цвета наблюдал.

Снова отмывают проволоку и повторяют опыт со следующей солью. Соль натрия исследуют последней, так как окраска натрия забивает все остальные.

2. Проволоку отмывают и обмакивают в раствор с пробой. Вносят в пламя и определяют её содержимое по цвету пламени или линиям, наблюдаемым в спектроскопе.

**Отчёт.** Заполняют таблицу, в которой указывают металл и цвет пламени.

## § 41

### Электронные подуровни и номер группы и подгруппы

Рекомендуется повторить, как различить главные и побочные подгруппы в таблице Менделеева (§ 14); что такое электронный уровень, каково максимальное число электронов на каждом уровне (§ 40), каков смысл номера группы и периода в таблице Менделеева (§ 14).

- К какой подгруппе относится сера? Хром? Калий? Медь?
- Назовите элемент побочной подгруппы с наименьшим номером.
- Сколько электронов на последнем уровне у атома натрия?
- Какой уровень заполняется у атома натрия?

Таблица VI.2

## Свойства подуровней электронной оболочки

Обозначение	Максимальное число электронов	С какого уровня появляются	С какого периода появляются
<i>s</i>	2	1	1
<i>p</i>	6	2	2
<i>d</i>	10	3	4
<i>f</i>	14	4	6

Давайте попытаемся построить распределение электронов по уровням для элемента № 19 (калия К). Номер элемента в таблице Менделеева даёт нам общее число электронов — 19. Элемент находится в 4-м периоде, значит, у него заполняется четвёртый электронный уровень. Но где же взять столько электронов? Ведь их всего 19. 1-й уровень —  $2e^-$ ; 2-й уровень —  $8e^-$ ; 3-й может разместить  $18e^-$ . А что же будет на 4-м? Обратимся снова к таблице Менделеева. Калий находится в I группе, это значит, что у него на последнем (4-м) уровне один электрон. Получается, что 3-й уровень остался незаполненным?! Как такое может быть? Для того чтобы это объяснить, придётся детальнее углубиться в строение электронной оболочки атома. Дело в том, что каждый уровень делится на **подуровни**.

Подуровень с наименьшей потенциальной энергией обозначается буквой *s* (*s*-подуровень). Этот подуровень есть на любом уровне, и на нём может находиться не более двух электронов.

Следующий по энергии подуровень обозначается латинской буквой *p* (*p*-подуровень). На каждом *p*-подуровне может быть не более шести электронов; *p*-подуровни появляются, начиная со 2-го уровня (у элементов 2-го периода). Далее следуют *d*- и *f*-подуровни. На них может быть, соответственно,  $10e^-$  и  $14e^-$ ; *d*- и *f*-подуровни появляются начиная с третьего и четвёртого уровней соответственно. Свойства всех подуровней сведены в табл. VI.2.

Вернёмся снова к четвёртому периоду таблицы Менделеева. Он начинается с калия, за ним следует кальций. Это элементы главных подгрупп.

**ЗАДАНИЕ 41.1.** Запишите для калия и кальция число электронов по уровням и подуровням.

Далее идёт элемент скандий, который относится к *побочной подгруппе*. И за ним следует ещё девять элементов из побочных подгрупп, вплоть до цинка, что совпадает с числом электро-



нов  $d$ -подуровня. И только после цинка следуют шесть элементов главных подгрупп. Период заканчивается газом ксеноном.

Видно, что число элементов побочных подгрупп в каждом периоде равно числу  $d$ -электронов на каждом уровне. И действительно, в побочные подгруппы попадают элементы, у которых заполняется  $d$ -подуровень. При этом  $s$ -подуровень заполняется раньше, чем  $d$ -подуровень предыдущего уровня. Поэтому-то у калия и кальция заполняется  $4s$ -подуровень, а у скандия после  $4s$  электрон идёт на  $3d$ . У атомов следующих за скандием элементов заполнение  $3d$ -подуровня продолжается, пока он не окажется полностью заполненным у цинка. Только у элементов после цинка заполняется  $4p$ -подуровень (от галлия до ксенона).

номер  
уровня      символ  
подуровня

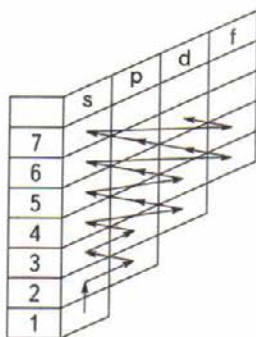
**4s**



Какой подуровень какого уровня обозначается символом  $4d$ ?  $5p$ ?

Порядок заполнения подуровней показан на рис. 71.

У всех элементов побочных подгрупп (их называют  $d$ -элементами) есть одна общая особенность: у них на последнем ( $s$ ) уровне находится по два электрона. Эти два электрона придают всем элементам побочных подгрупп общие свойства: все эти элементы могут проявлять валентность II. Различие по числу  $d$ -электронов определяет индивидуальные свойства  $d$ -элементов.



**Рис. 71.** Порядок заполнения подуровней

Теперь, понимая, что электроны распределены по подуровням и что существуют побочные подгруппы, уточним, что же показывает номер группы в таблице Менделеева. Для элементов главных подгрупп номер группы равен сумме числа электронов на  $s$ - и  $p$ -подуровнях последнего (из заполняемых) уровня. У элементов побочных подгрупп ситуация сложнее: только у элементов, находящихся в группе с III по VII, номер группы напрямую связан со строением их электронной оболочки. А именно: у них номер группы соответствует сумме числа электронов на последнем  $s$ - и предпоследнем  $d$ -подуровнях. У остальных элементов в традиционной версии таблицы Менделеева номер группы в большей степени отражает химические свойства (номер группы равен максимально возможной валентности), чем электронное строение. Эта неоднозначность — источник многочисленных споров о том, как

представлять Периодическую систему элементов (в частности, как нумеровать группы).

Номер группы Периодической системы соответствует:

- у элементов главных подгрупп — сумме числа электронов на  $s$ - и  $p$ -подуровнях последнего уровня;
- у элементов III–VII побочных подгрупп — сумме числа электронов на  $s$ -подуровне последнего уровня и  $d$ -подуровня предпоследнего уровня.

**ПРИМЕР 41.1.** Сколько электронов находится на  $3d$ -подуровне у ванадия?

**Решение.** Ванадий находится:

- в IV периоде, следовательно, последний уровень, на котором у него есть электроны — четвёртый;
- в побочной подгруппе, следовательно, у него на последнем (четвёртом) уровне  $2s$ -электрона и заполняется  $3d$ -подуровень;
- в V группе, следовательно, на  $3d$ -подуровне у него  $5 - 2 = 3e^-$ .

**ПРИМЕР 41.2.** Сколько электронов находится у мышьяка на  $4p$ -подуровне? На  $3d$ -подуровне?

**Решение.** Мышьяк находится:

- в IV периоде, следовательно, последний уровень, на котором у него есть электроны, — четвёртый;
- в V группе, главной подгруппе, следовательно, у него на последнем (четвёртом) уровне  $5e^-$  — на  $s$ - и  $p$ -подуровнях. Из них  $2e^-$  находятся на  $4s$ -подуровне (поскольку он заполняется раньше, чем  $4p$ ), а остальные  $5 - 2 = 3$  — на  $4p$ -подуровне. Поскольку  $3d$ -подуровень заполняется раньше, чем  $4p$  (рис. 71), у мышьяка  $3d$ -уровень заполнен полностью, т. е. на нём находится  $10e^-$ .

Сколько электронов находится на  $4s$ -подуровне у атома брома? Калия? На  $3d$ -подуровне у атома марганца?



В нижней части таблицы Менделеева можно увидеть два ряда по 14 элементов. Эти элементы — лантаноиды и актиноиды. У их атомов заполняется  $f$ -подуровень. Поскольку  $f$ -электроны находятся глубоко внутри электронной оболочки (рис. 71), то они почти не влияют на химические свойства элементов.



## Контрольные вопросы

- 41.1. Что такое электронные подуровни?
- 41.2. Какие бывают электронные подуровни?
- 41.3. Сколько электронов может быть на  $s$ -подуровне?  $p$ -подуровне?  $d$ -подуровне?
- 41.4. Как номер группы в таблице Менделеева связан с распределением электронов по подуровням?

## Задание на дом

- 41.1. Заполните таблицу, указав, сколько электронов находится на соответствующих подуровнях атомов элементов.

Элемент	$3p$	$4s$	$3d$	$4p$
S				
K				
Ti				
Se				
Kr				

## Ресурсы

*Тренажёры электронные*

- Модуль «Тренажёр „Основные сведения о строении атома“», <http://fcior.edu.ru>

*Электронные пособия*

- Модуль «Группы и периоды периодической системы Д. И. Менделеева», <http://fcior.edu.ru>

## § 42

### Орбитали и валентные электроны. Электронные формулы

Рекомендуется повторить понятие о химической связи (§ 11, 16); что такое электронный уровень (§ 40) и подуровень (§ 41); как определять число электронов на  $s$ - и  $p$ -подуровнях последнего уровня у элементов главных подгрупп и каковы особенности электронного строения элементов побочных подгрупп (§ 41). Из курса физики вспомните: что такое потенциальная энергия.

- Какой из элементов относится к главной подгруппе, а какой — к побочной: сера, калий, медь?

- Сколько электронов на последнем уровне у атома серы? Хрома? Калия?
- Сколько электронов на  $p$ -подуровне последнего уровня атома серы? Калия?

Итак, атомы связываются друг с другом с помощью своих электронов, которые могут принимать участие в образовании химических связей. Такие электроны называют **валентными**.

---

**Валентными** называются **электроны**, участвующие в образовании химических связей.

---

Какие же электроны могут участвовать в образовании химической связи?

Только электроны с достаточно высокой потенциальной энергией (иначе образование связи будет энергетически невыгодно). А такой энергией обладают электроны, лежащие выше оболочки ближайшего благородного газа. Сама оболочка благородного газа очень прочная, именно поэтому благородные газы почти не образуют химических связей. Например, у калия (19 электронов) поверх электронной конфигурации аргона (18 электронов) лежит один электрон — он и будет валентным.

Наименьшую потенциальную энергию в периоде имеет оболочка с электронной конфигурацией благородного газа.

Сколько валентных электронов у кальция?



Но и это ещё не всё. Электроны заполненного  $d$ -подуровня также имеют низкую потенциальную энергию и не участвуют в образовании химических связей. Потому у элементов главных подгрупп  $d$ -электроны в образовании химических связей тоже не участвуют.

---

У элементов главных подгрупп валентные электроны находятся на  $s$ - и  $p$ -подуровнях последнего уровня. У элементов побочных подгрупп валентные электроны находятся на  $s$ -подуровне последнего уровня и  $d$ -подуровне предпоследнего уровня.

---

Периодическая система построена так, что для элементов главных подгрупп число валентных электронов совпадает с номером группы. Для элементов побочных подгрупп это совпадение наблюдается в III–VII группах.



А какая картина наблюдается у остальных элементов побочных подгрупп? У элементов группы IIВ  $d$ -подуровень полностью заполнен и в образовании связей участвуют только два электрона последнего  $s$ -подуровня. У элементов группы IV один электрон с последнего  $s$ -подуровня «проваливается» на предпоследний  $d$ -подуровень, чтобы полностью его заполнить. Поэтому у этих элементов на последнем  $s$ -подуровне находится только один электрон, он и есть валентный.

Для того чтобы понять, как валентные электроны образуют химические связи, нужно ещё немного углубиться в строение электронной оболочки. Электронные подуровни разбиваются на орбитали. Если продолжать аналогию с домом, то орбитали будут комнатами в квартирах — подуровнях. На одной орбитали может быть не больше двух электронов, причём в пределах подуровня электроны стараются «разойтись по разным комнатам», т. е., по возможности, расположиться по одному на каждой орбитали.

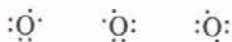
На каждом уровне есть одна  $s$ -орбиталь, начиная со второго уровня — три  $p$ -орбитали, с третьего — пять  $d$ -орбиталей, с четвёртого — семь  $f$ -орбиталей.



Рис. 72. Электронная формула атома азота

У элементов главных подгрупп четыре валентные орбитали (одна  $s$ -орбиталь и три  $p$ -орбитали). Конфигурацию валентного уровня удобно изображать с помощью электронных формул. Записывают символ элемента и по сторонам мысленно очерченного вокруг него квадрата (одна сторона — одна орбиталь) ставят жирные точки: одна точка —  $1e^-$  (рис. 72).

В электронных формулах взаимное расположение орбиталей не имеет значения. Электронную формулу кислорода можно изобразить тремя способами:



**ЗАДАНИЕ 42.1.** Изобразите электронные формулы атомов натрия, алюминия, хлора, иода. Что общего в электронном строении у хлора и иода?

Если на одной орбитали имеются два электрона, то они называются **неподелённой электронной парой** (или просто **неподелённой парой**). Если же на орбитали находится один электрон, то такой электрон называют **неспаренным**.

**Алгоритм 16.** Алгоритм изображения электронной формулы  
Задача. Изобразить электронную формулу атома кислорода.

Шаг	Пример
1. Символ элемента мысленно вписать в квадрат	$\boxed{\text{O}}$
2. Сосчитать число валентных электронов	Кислород находится в группе VI, значит, у него 6 валентных электронов
3. Два электрона сразу изобразить двумя точками на одной из сторон квадрата	$\text{O:}$ Это заполнена $s$ -орбиталь. Осталось ещё $4e^-$
4. Оставшиеся электроны изобразить точками на каждой стороне квадрата по одному	$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$ Остался $1e^-$
5. Если электроны ещё остаются, дорисовать их к одиночным точкам на сторонах квадрата	$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$ Получилось две пары электронов и два неспаренных электрона

Так, у атома азота одна неподелённая пара и три неспаренных электрона.

Сколько неспаренных электронов и неподелённых пар у атома кислорода?



## Контрольные вопросы

- 42.1. Что такое валентные электроны?
- 42.2. Сколько электронов может находиться на одной орбитали?
- 42.3. Сколько орбиталей может быть на  $s$ -подуровне,  $p$ -подуровне,  $d$ -подуровне?
- 42.4. Что такое неспаренный электрон?



## Задание на дом

42.1. Заполните таблицу

Элемент	Общее число валентных электронов	Число валентных электронов на <i>s</i> -подуровне	Число валентных электронов на <i>p</i> -подуровне	Число валентных электронов на <i>d</i> -подуровне
Na				
Cl				
V				
Sn				
Fe				

42.2. Заполните таблицу

Элемент	Электронная формула	Число неподеленных пар	Число неспаренных электронов
Mg			
P			
Se			
Pb			

42.3. Составьте электронные формулы для следующих элементов: серы, калия, титана, селена. Укажите число неподеленных пар и число неспаренных электронов.

www

## Ресурсы

Электронные пособия

- Модуль «Основные сведения о строении атома. Модели строения атомов», <http://fcior.edu.ru>
- Модуль «Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева», <http://fcior.edu.ru>

## § 43

### Образование ковалентной химической связи и валентность

Рекомендуется повторить, что такое валентные электроны и как определять, сколько их; как изображать электронные формулы (§ 42); что такое химическая связь (§ 16); как определять валентность по таблице Менделеева (§ 21). Из курса физики вспомните что такое магнит.

— Сколько валентных электронов у серы? Запишите её электронную формулу.

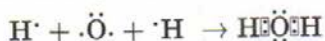
- Сколько неспаренных электронов у атома серы?
- Сколько валентных электронов у хрома?

Мы уже многократно обсуждали, что атомы связываются друг с другом с помощью своих электронов. Но возникает вопрос, почему же отрицательно (т. е. одноимённо) заряженные частицы связываются друг с другом вместо того, чтобы отталкиваться.

А дело всё в том, что каждый электрон создаёт вокруг себя магнитное поле. Магнитные поля неспаренных электронов разных атомов взаимодействуют между собой. В результате этого взаимодействия образуется одна электронная пара — общая для двух атомов. Атомы сближаются друг с другом. Так образуется ковалентная химическая связь между двумя атомами. При образовании связи выделяется энергия.

**Ковалентная связь** — связь между двумя атомами за счёт образования общей электронной пары.

При образовании молекулы воды неспаренный электрон водорода объединяется с неспаренным электроном кислорода, образуя общую пару, т. е. ковалентную связь



В этой схеме две общие электронные пары обведены рамкой. Поскольку каждая общая электронная пара — это одна связь, их можно заменить чёрточками (символами связи) в графической формуле:



Один неспаренный электрон атома участвует в образовании одной ковалентной связи. При образовании ковалентных связей в химическом соединении неспаренных электронов, как правило, не остаётся — все они участвуют в образовании связей.

Минимальная (низшая) валентность элемента равна числу неспаренных электронов у него.

Для элементов главных подгрупп V–VII группы (для которых, собственно, и характерно образование ковалентных связей) низшая валентность равна разности: 8 минус номер группы.

Низшая валентность элемента равна числу неспаренных электронов: 8 — номер группы (V–VII группы).

Запишите электронную формулу хлора. Чему равна его низшая валентность? Сделайте то же самое для йода. Чему равна низшая валентность элементов главной подгруппы VII группы? VI группы? V группы?





**ЗАДАНИЕ 43.1.** Запишите электронные и графические формулы соединения водорода с азотом.

При некоторых условиях валентные электроны неподелённых пар тоже могут стать неспаренными. Говорят, что атом перейдёт в возбуждённое состояние. Тогда атом способен проявить промежуточные и высшую валентность. Последняя равна числу валентных электронов.

Высшая валентность элемента равна числу валентных электронов и совпадает с номером группы.

**ЗАДАНИЕ 43.2.** Запишите электронную формулу хлора и укажите его возможные валентности.

Чтобы разделить неподелённые пары, нужна энергия. Затраты энергии должны быть скомпенсированы при образовании химических связей. Это удаётся не всегда. Поэтому промежуточные и высшие валентности проявляются в соединениях с фтором, кислородом, в редких случаях — с серой, хлором, азотом, бромом. Все эти элементы находятся в правом верхнем углу таблицы Менделеева. При этом фтор и кислород проявляют только низшие валентности.

Большинство элементов проявляют высшие валентности, только образуя химические связи с фтором, кислородом, реже — с хлором, серой, бромом и азотом.



Какие валентности может проявлять фосфор в соединениях: а) с кислородом; б) с натрием?

Атомы четырёх элементов — бора, алюминия, углерода и кремния — при образовании соединений всегда находятся в возбуждённом состоянии, поэтому проявляют только высшую валентность. Это объясняется, с одной стороны, небольшой энергией возбуждения (электрон переходит с *s*-орбитали на *p*-орбиталь в пределах одного уровня), а с другой — большим выигрышем в энергии при образовании связей с другими атомами.

Возбуждённое состояние  
бора В и углерода С



**ЗАДАНИЕ 43.3.** Запишите электронную формулу алюминия и кремния в возбуждённом состоянии.

**ЗАДАНИЕ 43.4.** Запишите электронную и графическую формулы соединения бора с фтором.

Таким образом, валентность обусловлена строением электронной оболочки атома. Она изменяется периодически потому, что электронная конфигурация валентных уровней периодически повторяется.

Фтор и кислород проявляют только низшую валентность.

Бор, алюминий, углерод и кремний проявляют только высшую валентность.

## Контрольные вопросы

- 43.1. Что такое ковалентная химическая связь?
- 43.2. Какова роль неспаренных электронов в образовании ковалентной связи?
- 43.3. Как связана низшая валентность с числом неспаренных электронов?
- 43.4. Что должно произойти с электронами, чтобы элемент проявил высшую валентность?

## Задание на дом

- 43.1. Изобразите электронные и графические формулы соединений: а) хлора с водородом; б) серы с водородом; в) фосфора с водородом; г) углерода с водородом; е) кремния с хлором.
- 43.2. Какие валентности может проявлять сера в соединении с фтором? С магнием?
- 43.3. Напишите формулы всех возможных соединений мышьяка с кислородом.

## § 44

### Радиус атома.

### Электроотрицательность и полярность связи

Рекомендуется повторить, как связаны потенциальная энергия электрона и его расстояние от ядра (§ 40); как образуется ковалентная связь (§ 43), какие элементы относятся к металлам (§ 4).

Электроны в атоме сложным образом влияют друг на друга. Это влияние приводит к тому, что потенциальная энергия электронов, находящихся на одноимённых орбиталях (например, *p*-орбиталях) в атомах разных элементов, оказывается различной. Поскольку потенциальная энергия электрона прямо связана с рас-



стоянием от ядра, энергию валентных электронов можно охарактеризовать так называемым орбитальным радиусом атома.

**Орбитальный радиус атома** — расстояние от ядра, на котором наиболее вероятно нахождение валентных электронов внешнего подуровня.

Орбитальные радиусы начали рассчитывать с 1930-х гг., когда были заложены основы квантовой механики. Закономерность изменения орбитальных радиусов при этом чётко прослеживается: они уменьшаются по периоду от щелочного металла к благородному газу (рис. 73), т. е. валентные электроны щелочного металла имеют наибольшую потенциальную энергию, а благородного газа — наименьшую.

Из этого следуют два очень важных вывода. Во-первых, электронная конфигурация благородного газа — самая устойчивая в периоде (о чём уже говорилось в § 42). Во-вторых, при образовании ковалентной связи между двумя атомами разных элементов общая электронная пара смещается к одному из двух атомов.

Величина этого смещения определяется не только орбитальными радиусами атомов, но и всем сложным взаимодействием между ними. Для того чтобы охарактеризовать способность атома смещать (приближать к себе) общую электронную пару, было введено понятие **электроотрицательности**.

**Электроотрицательность** — способность атома смещать к себе общую электронную пару.

Чем больше электроотрицательность, тем сильнее атом «тянет на себя» электронную пару, образующую ковалентную связь.

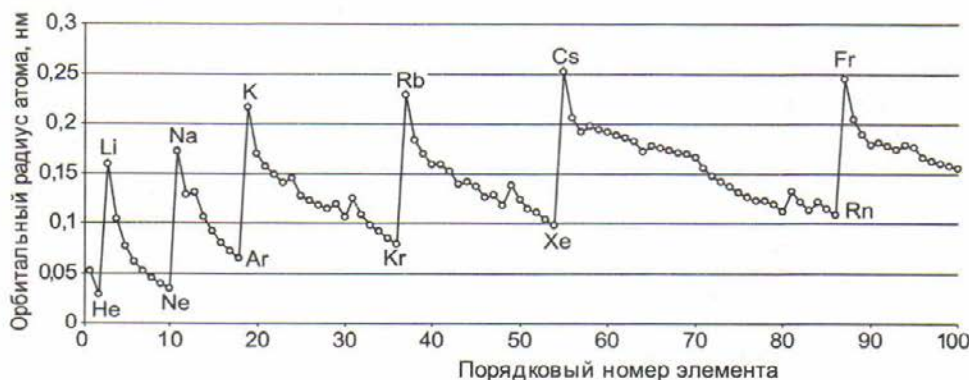


Рис. 73. Орбитальные радиусы атомов

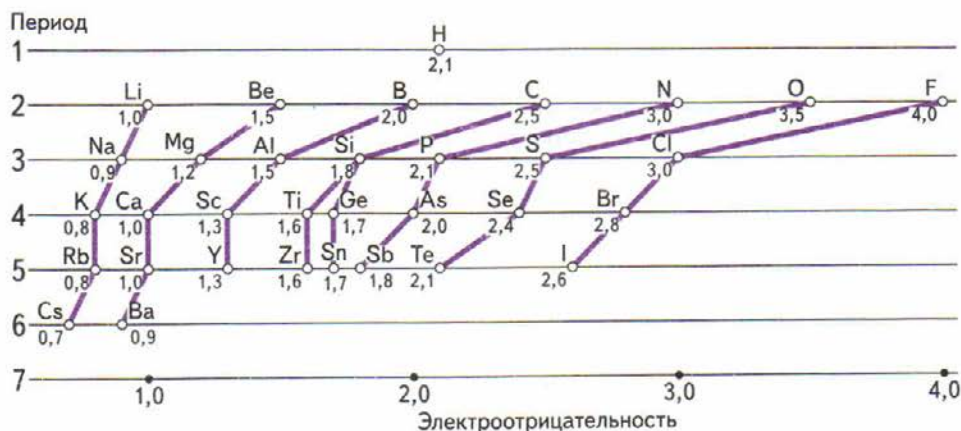


Рис. 74. Электроотрицательность элементов по Полингу

Поскольку смещение общих электронных пар зависит от множества разных факторов, точно определить электроотрицательность невозможно. Существует несколько разных шкал электроотрицательности, из которых наиболее распространена шкала Полинга (рис. 74).

Электроотрицательность увеличивается по периоду Периодической системы слева направо. В группе растёт снизу вверх (чем меньше внутренних электронов, тем меньше они отталкивают внешние электроны от ядра). Самый электроотрицательный элемент — фтор, за ним по электроотрицательности идут кислород, азот и хлор. Водород по электроотрицательности находится между углеродом и кремнием. С одной стороны, он не способен легко расстаться со своим единственным электроном, а с другой — не способен своим единственным протоном удержать лишний электрон.

Если электроотрицательность элемента 1,7 и выше, ему соответствует неметалл, ниже 1,7 — металл.

**ЗАДАНИЕ 44.1.** Сравните электроотрицательность следующих элементов: а) H и F; б) Na и Cl; в) Al и O; г) Cl и O; д) H и S.

Если ковалентная связь связывает два разных атома, то более электроотрицательный элемент тянет к себе общую электронную пару. Ковалентная связь становится **полярной**. Смещение общих электронов ковалентной связи обычно обозначают стрелкой. Связь между двумя одинаковыми атомами **неполярна**, т.е. общие электроны в равной мере принадлежат обоим атомам.



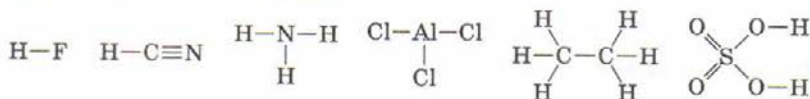
**Ковалентная полярная связь** — ковалентная связь, общие электроны которой смещены к одному из атомов.

**Ковалентная неполярная связь** — ковалентная связь, общие электроны которой в равной мере принадлежат обоим атомам.

**ПРИМЕР 44.1.** В молекуле  $\text{HCl}$  более электроотрицательный хлор смещает к себе общую электронную пару, которую он образует с водородом



**ЗАДАНИЕ 44.2.** Укажите, в какую сторону смещены общие электронные пары ковалентных связей.

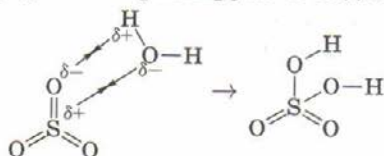


Поскольку атом более электроотрицательного элемента смещает к себе общую электронную пару, на нём образуется частичный (меньше 1) отрицательный заряд (обозначается  $\delta^-$ ). На менее электроотрицательном атоме образуется частичный положительный заряд ( $\delta^+$ ). Пример:



**ЗАДАНИЕ 44.3.** Расставьте частичные заряды на графических формулах из задания 44.2.

Полярность связей в значительной мере определяет физические и химические свойства веществ. Например, полярные молекулы (в которых электроны связи смещены от одного конца молекулы к другому) притягиваются друг к другу разноимённо заряженными концами, что повышает температуру плавления и кипения этих веществ. Частица, содержащая атом с частичным положительным зарядом, может взаимодействовать с частицей, содержащей атом с частичным отрицательным зарядом. Например, молекула  $\text{SO}_3$  ( $\delta^+$  на сере) легко реагирует с водой ( $\delta^-$  на кислороде):







заряженные частицы — **ионы**. Атомы более электроотрицательного элемента отбирают чужие электроны, в результате образуются отрицательно заряженные ионы — **анионы**. Атомы менее электроотрицательного элемента отдают свои электроны, и образуются положительно заряженные ионы — **катионы**.

**Ион** — одноатомная или многоатомная частица, несущая электрический заряд.

**Катион** — положительно заряженный ион.

**Анион** — отрицательно заряженный ион.

?

Может ли один из элементов пары полностью отобрать у другого общие электроны: Na и Cl; S и Br; Mg и S; C и O?

Какой элемент в паре отберёт общие электроны, а какой — отдаст: Mg и F; S и K?

величина  
заряда



знак  
заряда

Заряд (+ и -) иона записывают в правом верхнем углу символа (химической формулы). Число отданных или принятых электронов (величина заряда) ставится перед знаком заряда.

Число электронов в ионе отличается от числа электронов в соответствующем нейтральном атоме, но совпадает с конфигурацией атома с тем же числом электронов.

Электронная конфигурация любого иона совпадает с электронной конфигурацией элемента с тем же числом электронов.

**ПРИМЕР 45.1.** *Какому элементу соответствует электронная конфигурация иона  $\text{Mg}^{2+}$ ?*

**Решение.** Первый способ. В ионе  $\text{Mg}^{2+}$  содержится  $12 - 2 = 10$  электронов. Такое же число электронов имеет неон. Следовательно, ион  $\text{Mg}^{2+}$  имеет электронную конфигурацию неона.

Второй способ. Магний находится во второй группе, у него два валентных электрона. Если он отдаст эти электроны, у него валентных электронов на третьем уровне не останется, зато второй уровень полностью заполнен, что соответствует неону.

?

Сколько электронов у иона  $\text{Ag}^+$ ?  $\text{Al}^{3+}$ ?  $\text{S}^{2-}$ ?

Какому элементу соответствует электронная конфигурация иона  $\text{Ag}^+$ ?  $\text{Al}^{3+}$ ?  $\text{S}^{2-}$ ?

Напишите формулу иона кальция, электронная конфигурация которого соответствует аргону; напишите формулу иона кислорода, электронная конфигурация которого соответствует неону.

У элементов главных подгрупп, как правило, устойчивы ионы, имеющие электронную конфигурацию инертного газа, причём заряд которых не больше трёх (иначе его трудно удержать). Таким образом, устойчивые катионы (с зарядом, равным номеру группы) образуют щелочные и щелочноземельные металлы (I и II группы), а также алюминий. Устойчивые анионы образуют галогены и халькогены (VII и VI группы). Величина заряда этих анионов равна числу электронов, которых недостаёт до конфигурации благородного газа, т. е. 8 минус номер группы. Это также совпадает с низшей валентностью элементов.

Все элементы побочных подгрупп способны отдавать свои валентные  $s$ -электроны, образуя катион с зарядом  $2+$ . Железо и хром, кроме того, образуют трёхзарядные катионы  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{Cr}^{3+}$ , а серебро — однозарядный катион  $\text{Ag}^+$ .

#### ИОНЫ ЭЛЕМЕНТОВ РАЗНЫХ ПОДГРУПП:

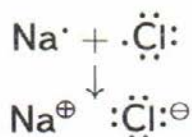
- Группа IA — однозарядные катионы ( $\text{K}^+$ ).
- Группа IIA и все побочные подгруппы — двухзарядные катионы ( $\text{Ca}^{2+}$ ).
- Группа VIIA — однозарядные анионы ( $\text{Cl}^-$ ).
- Группа VIA — двухзарядные анионы ( $\text{S}^{2-}$ ).
- Кроме того, существуют  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ag}^+$ .

#### ПРИМЕР 45.2. Какой устойчивый ион образует магний?

*Решение.* Магний — щелочноземельный металл; он образует катион. Величина его заряда равна номеру группы, т. е.  $\text{Mg}^{2+}$ .

Запишите формулу устойчивых ионов калия, кальция, серы, хлора, марганца.

Энергетические эффекты при образовании устойчивых ионов можно проиллюстрировать изменениями их орбитальных радиусов. Орбитальный радиус при образовании устойчивого катиона уменьшается в несколько раз, становясь близким к орбитальному радиусу атома соответствующего инертного газа. Например, орбитальный радиус атома натрия составляет 0,17 нм, а иона  $\text{Na}^+$  — 0,03 нм, что почти совпадает с орбитальным радиусом неона. А орбитальный радиус аниона лишь незначительно увеличивается (за счёт электростатического отталкивания электронов): 0,074 нм у иона  $\text{Cl}^-$  и 0,073 нм у атома хлора. Поэтому в сумме полная передача валентного электрона натрия на валентную орбиталь хлора с образованием пары катион—анион оказывается энергетически выгодной.





**Ионная связь** — связь между катионом и анионом, возникающая в результате их электростатического взаимодействия.

Итак, если более электроотрицательный атом отнимает электроны у менее электроотрицательного, образуются ионы с противоположным зарядом. Они притягиваются друг к другу электростатическими силами, что даёт дополнительный выигрыш в энергии. Так образуется ионная связь. Формулы соединений с ионной связью составляются на основе валентностей элементов или зарядов ионов (что при ионной связи одно и то же). Соединение с ионной связью электронейтрально, т. е. суммарный заряд входящих в него катионов и анионов равен нулю.

Например, если натрий образует связь с хлором, атом хлора *полностью* забирает электрон у атома натрия. В результате атом натрия превращается в однозарядный катион натрия  $\text{Na}^+$ , а атом хлора — в однозарядный анион хлора  $\text{Cl}^-$ . Образующиеся ионы притягиваются друг к другу, образуя соединение  $\text{NaCl}$ .



Какие ионы образуют натрий и сера при взаимодействии? Какова формула соединения натрия с серой?

Какие ионы образуют марганец и хлор при взаимодействии? Какова формула соединения марганца с хлором?

Из вышесказанного можно сделать вывод ещё об одном различии металлов и неметаллов. Типичные *металлы* склонны отдавать электроны, образуя катионы, и *никогда не образуют анионов*. Наиболее типичные *неметаллы*, наоборот, склонны принимать электроны, образуя анионы, и *никогда не образуют катионов*.

## Контрольные вопросы

- 45.1. Что такое ион? Катион? Анион?
- 45.2. Как образуется ионная связь?
- 45.3. Какие элементы образуют ионную связь?
- 45.4. Какие элементы образуют при этом катионы?
- 45.5. Что такое сложный ион? Приведите пример сложного аниона.

## Задание на дом

- 45.1. Каков заряд иона стронция, электронная конфигурация которого соответствует криптону?
- 45.2. Каков заряд иона свинца, электронная конфигурация которого соответствует ртути?
- 45.3. Каков заряд иона фосфора, электронная конфигурация которого соответствует хлору? Устойчив ли этот ион?

- 45.4. Какие элементы могут образовывать устойчивые анионы: фтор, сера, калий, железо?
- 45.5. Запишите формулы устойчивых ионов, образуемых бромом, селеном, литием, барием, железом, кобальтом, цинком.
- 45.6. Какие ионы образуются в реакциях соединения веществ? Напишите формулы образующихся соединений:
- а) F и Ba; б) Ni и S; в) K и I; г) Fe и Cl.
- 45.7. Закончите уравнения реакций и укажите заряды образующихся ионов:
- а)  $\text{Na} + \text{Cl}_2$ ; б)  $\text{Ba} + \text{S}$ ; в)  $\text{Al} + \text{Br}_2$ .



www

## Ресурсы

### Тренажёры

- Модуль «Тренажёр „Типы химических связей“», <http://fcior.edu.ru>





## ГЛАВА VII ДЛЯ ФАКУЛЬТАТИВНОГО ИЗУЧЕНИЯ

### § 46

#### Теория цвета

Рекомендуется повторить, что вещества и их растворы могут иметь различные цвета (практическая работа № 1).

— Назовите окрашенные вещества из тех, с которыми вы имели дело в лабораторных работах. Какого цвета эти вещества и их растворы?

Нас окружает многокрасочный мир. Цвета веществ вы уже описывали неоднократно. Но что означает «вещество окрашено»? Почему мы воспринимаем разные объекты окрашенными в разный цвет? И какими **объективными** (т. е. не зависящими от нашего сознания) факторами определяется окраска?

Восприятие цвета — физиологическое свойство живого организма, которое обусловлено строением нашего глаза и функциями нервной системы, прежде всего мозга. Другие животные, у которых глаз и мозг устроены по-другому, либо вообще не видят цветов (чёрно-белое зрение), либо видят их не так, как люди. С другой стороны, цвет — физико-химическое свойство вещества: наш глаз его воспринимает, а мозг обрабатывает.

Начнём с физики. Известно, что свет — это электромагнитная волна. Для нас важно, что любая волна имеет длину, и электромагнитная волна не исключение. Видимый (дневной) свет можно разложить, например, с помощью призмы, на составляющие с разной длиной волны. Длины волн всего видимого света укладываются в диапазон от 400 до 760 нм (нанометров) или от  $4 \cdot 10^{-7}$  до  $7,6 \cdot 10^{-7}$  м<sup>1)</sup>.

Многие из вас любовались радугой и с детства помнят знаменитую подсказку «Каждый Охотник Желает Знать, Где Сидит Фазан», которая позволяет запомнить последовательность цветов в радуге: Красный, Оранжевый, Жёлтый, Зелёный, Голубой, Синий, Фиолетовый. Эти цвета расположены в порядке уменьшения

<sup>1)</sup>  $10^{-7}$  означает, что 1 стоит на седьмом месте после запятой, а перед ней — шесть нулей.

длины волны (см. цветной блок: рис. Ц-48, Ц-49). Свет (а правильнее — излучение) с длиной волны больше 760 нм называется **инфракрасным (ИК)**, с длиной волны меньше 400 нм — **ультрафиолетовым (УФ)**. Глаз человека не видит ни инфракрасного, ни ультрафиолетового излучения.

Свет с определённой длиной волны можно увидеть на светодиодных светофорах, появившихся в последнее время на улицах наших городов. Красный цвет в них обычно соответствует длине волны 660 нм, жёлтый 595 нм, зелёный 525 нм (см. цветной блок: рис. Ц-50).

Означает ли, что красный светодиод светофора излучает свет с длиной волны только 660 нм и не излучает, например, 559 нм? Нет, не означает. Любой источник излучения характеризуется своим спектром. **Спектр излучения** — зависимость интенсивности испускаемого света от длины волны.

**Спектр излучения** — зависимость интенсивности испускаемого света от длины волны.

Светодиоды излучают свет в очень узком диапазоне длин волн (см. цветной блок: рис. Ц-51). Спектр испускания старых светофоров с красным стеклом гораздо шире, поэтому цвета таких светофоров казались менее насыщенными (блёклыми).

Вообще, чем шире спектр испускания источника, тем менее насыщенным кажется его цвет.

Электрическая лампочка накаливания имеет ещё более широкий спектр испускания, поэтому её свет кажется нам бледно-жёлтым. И наконец, солнце излучает почти одинаково во всём видимом диапазоне. Его свет практически белый.

Наш глаз воспринимает разные длины электромагнитных волн как разный свет. Для этого в глазу есть три вида цветочувствительных клеток (рецепторов), которые ещё называются колбочками. Один тип клеток сильнее всего возбуждается под действием красного света, второй — зелёного, а третий — синего; эти клетки так и называются красно-, зелено- и синечувствительными. Если попадающие в глаз электромагнитные волны возбуждают в основном красночувствительные клетки, мозг воспринимает красный цвет. Преимущественное возбуждение зелёночувствительных клеток вызывает ощущение зелёного цвета, синечувствительных — синего.

Остальные цвета определяются возбуждением одновременно нескольких рецепторов. Так, примерно одинаковое возбуждение красно- и зелёночувствительных клеток приводит к ощущению жёлтого цвета (в радуге жёлтый цвет находится между красным и зелёным). В этом можно убедиться, направив на белый экран



свет красного и зелёного светодиода — при наложении этих кругов появится жёлтый (см. цветной блок: рис. Ц-52). Возбуждение зелено- и синечувствительных клеток даёт ощущение голубого (между зелёным и синим в радуге). При одновременном возбуждении красно- и синечувствительных клеток возникает ощущение цвета, который правильнее всего называть малиновым (см. цветной блок: рис. Ц-53). Ни в коем случае нельзя называть этот цвет фиолетовым, так как фиолетовый имеет длину волны около 400 нм и вызывает раздражение *только* синечувствительных рецепторов.

Примерно одинаковое возбуждение всех трёх рецепторов приводит к ощущению белого цвета. Полное отсутствие возбуждения ощущается как чёрный цвет. В этом можно убедиться, зажмурившись и прикрыв глаза руками.

---

Цвета, дающие при наложении белый, называются **дополнительными**.

---

Так, дополнительным к синему (возбуждает синечувствительные клетки) является жёлтый (возбуждает зелено- и красочувствительные клетки). Дополнительный к зелёному — малиновый, к красному — голубой. Дополнительные цвета удобно определять с помощью цветового круга (см. цветной блок: рис. Ц-55).

Восприятие цвета зависит от состояния человека. Чтобы в этом убедиться, можно проделать простой опыт. Закройте рукой один глаз, а другим в течение 5–10 с посмотрите на яркий источник красного, зелёного или синего света (светодиод, монитор компьютера, цветной фонарь). После этого посмотрите на лист белой бумаги попеременно то одним глазом, то другим. Вы увидите, что белая бумага имеет разный оттенок. Так происходит потому, что светочувствительные клетки привыкают к яркому свету и на какое-то время перестают возбуждаться.

На существовании трёх типов светочувствительных клеток основана так называемая RGB-модель цвета (от английских слов *red* — «красный», *green* — «зелёный» и *blue* — «синий»). На этой модели основан принцип работы цветных телевизоров и мониторов. Если рассмотреть в лупу белый экран компьютера, можно увидеть, что он весь состоит из красных, зелёных и синих светящихся точек. Однако эти точки настолько маленькие, что свет от них попадает в одни и те же светочувствительные клетки. Когда яркость свечения точек меняется, изменяется цвет экрана.

RGB-мониторы позволяют передать примерно половину цветов, доступных человеческому глазу. Спектр излучения люминофоров, которые дают цветное свечение, достаточно широк, что не позволяет создать на экране чистые цвета. Кроме того, такая модель

не позволяет передать цвета с длиной волны меньше, чем у синего света (около 470 нм) и больше, чем у красного (около 660 нм), поэтому фиолетовый цвет, соответствующий 400 нм, ни на одном мониторе увидеть невозможно.

А теперь посмотрите вокруг и попробуйте ответить на вопрос: какой свет излучают окружающие вас предметы? Большинство предметов не излучает свет вообще. Мы их видим благодаря тому, что они *отражают* свет. Кто не верит, может попробовать увидеть что-нибудь в абсолютно тёмной комнате.

А теперь ещё один вопрос: какого цвета белая бумага? Не спешите говорить, что белая, а попробуйте сначала осветить её синим или красным светом. Её цвет будет таким же, каким светом вы его осветите.

---

Таким образом, цвет объекта зависит от того, какой свет он отражает.

---

Почему же многие поверхности окрашены в белом свете? Потому, что они отражают не все падающие на них лучи — часть лучей они поглощают. Если направить красный свет на границу между красным и белым, то этот свет будет отражаться от обеих поверхностей примерно одинаково. А вот синий свет будет отражаться от красной поверхности гораздо хуже, чем от белой (см. цветной блок: рис. Ц-54).

---

Зависимость интенсивности отражённого света от длины волны называется **спектром отражения**. Отражённые и поглощённые цвета дополняют друг друга (дополнительные цвета).

---

В какую цветовую область попадает свет, отражённый от синего объекта?

Какой свет сильнее всего поглощается жёлтой поверхностью?

На разном отражении цветов основана так называемая CMY-модель цвета (от английских слов *cyan* — голубой, *magenta* — малиновый или пурпурный, *yellow* — жёлтый). Всё многообразие цветов в рамках этой модели формируется тремя красителями: голубой (поглощает только красный свет), малиновый (только зелёный) и жёлтый (только синий), которые используются для передачи цветных изображений в полиграфии. Из-за некоторого поглощения света как самими красками, при частичном наложении красок друг на друга, так и бумагой, точная передача чистых цветов почти невозможна (в отличие от модели RGB). Цвета всегда будут несколько «глуше» или «грязнее» оригинальных. Ещё один недостаток полиграфических красок — они всё-таки не полностью поглощают необходимый свет. Так, при сложении (смешивании) этих трёх красок вы никогда не получите настоящий чёрный цвет, поэтому тёмные цвета (тени) и чёрный цвет в цветных изображениях





передаются с добавлением чёрной краски. Поскольку чаще всего ею передаются (подчёркиваются) контуры, чёрная краска получила второе название — «контур», а модель с использованием чёрной краски — СМУК.

Вы имели дело не только с окрашенными веществами, но и с окрашенными растворами. Окраска растворов возникает благодаря тому, что они поглощают свет с одними длинами волн и пропускают с другими.

Зависимость степени поглощения света от длины волны называется **спектром поглощения**.

Пропущенный и поглощённый цвета — дополнительные.

## Контрольные вопросы

- 46.1. Что такое дополнительные цвета? Приведите примеры трёх пар дополнительных цветов.
- 46.2. При возбуждении каких светочувствительных клеток мы видим жёлтый цвет?
- 46.3. Что такое спектр?
- 46.4. Какой длине волны соответствует красный свет? Фиолетовый? Жёлтый?
- 46.5. Чем отличается спектр поглощения от спектра пропускания?
- 46.6. Какого цвета будет белая бумага, освещённая синим светом? Красная бумага, освещённая синим светом?
- 46.7. В какую цветовую область попадает свет, пропущенный через раствор жёлтого цвета?

## Задание на дом

- 46.1. Какие цветные растворы надо смешать, чтобы получить серый раствор?
- 46.2. Какие цветные растворы нужно смешать, чтобы получить зелёный раствор?
- 46.3. При смешении красного и синего растворов получился малиновый раствор. Можно ли сказать, что мы наблюдали при этом химическую реакцию?

## Домашний эксперимент

Опыты с цветным стеклом и окрашенными жидкостями

1. Если есть стекла или плёнки разных цветов, посмотрите через них на красный, жёлтый и зелёный сигналы светофора. Какое стекло какой свет ослабляет?
2. Если есть плоская стеклянная или пластиковая бутылка, налейте в неё раствор марганцовки (он должен быть прозрачным, но его окраска должна быть очевидной) и посмотрите через него на огни светофора. Вместо марганцовки можно взять йод, зелёнку, виноградный или вишнёвый сок и любую другую окрашенную жидкость.

## Практическая работа № 10 СПЕКТРЫ ПОГЛОЩЕНИЯ РАСТВОРОВ

Рекомендуется повторить, что такое спектр поглощения (§ 46), что разные растворы имеют разный цвет (практическая работа № 1).

- Назовите цвета радуги в порядке уменьшения длины волны.
- Что такое спектр пропускания?
- Если раствор имеет малиновый цвет, какой свет он поглощает сильнее всего?

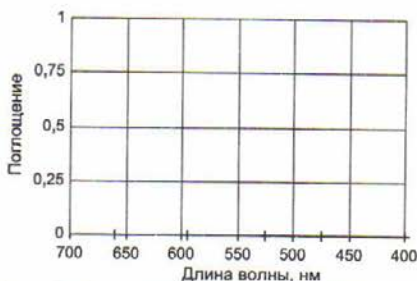
**Задача.** Зарисовать примерные спектры поглощения различных растворов. Указать при этом окраску растворов.

**Оборудование.** Линейка светодиодов и кювета (у преподавателя). На линейке светодиодов красному цвету соответствует длина волны 660 нм, жёлтому — 595 нм, зелёному — 525 нм, синему — 475 нм, фиолетовому — 400 нм.

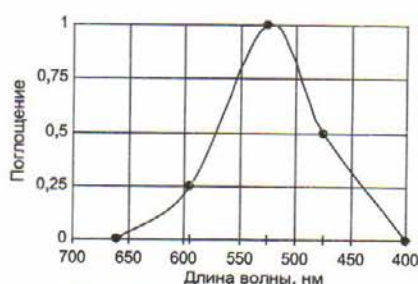
**Реактивы.** Растворы  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$  или  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{CoCl}_2$ , твёрдая аскорбиновая кислота. В работе зарисовывают спектры этих растворов, спектр раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , разбавленного в 5 раз, спектр раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , к которому добавлена аскорбиновая кислота, и спектр смеси раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и  $\text{CuSO}_4$ . Всего вы должны зарисовать восемь спектров.

**Ход работы.** При выполнении работы следует использовать лабораторный журнал или тетрадь в клеточку. В них рисуют шкалу для записи спектра (рис. 75).

Смотрят на светодиодную линейку через кювету с раствором. Если свет диода полностью проходит, т. е. не поглощается, при соответствующей длине волны ставят точку со значением поглощения «0». Если свет не проходит вообще, то значение поглощения при этой длине волны будет равно 1. Если свет поглоща-



**Рис. 75.** Координатная сетка для зарисовки спектров поглощения. Засечками на осях отмечены длины волн светодиодов



**Рис. 76.** Примерный спектр поглощения  $\text{KMnO}_4$ . Сильнее всего поглощается зелёный свет (525 нм). Красный (660 нм) и фиолетовый (400 нм) почти не поглощаются



**Класс: соли** **$\text{KMnO}_4$** Номенклатурное  
название:

перманганат калия.

Тривиальное  
название:

марганцовка

**БУДЕМ ЗНАКОМЫ!**

Тёмно-малиновые кристаллы, растворяются в воде с образованием малинового раствора, разлагается при  $240^\circ\text{C}$  с выделением кислорода. Сильнейший окислитель, многие горючие вещества в смеси с ним при нагревании взрываются. Раствор — дезинфицирующее средство (в частности, используют для дезинфекции воды в полевых условиях: достаточно нескольких кристалликов марганцовки на 1 л воды). При попадании на кожу реагирует с ней, оставляя коричневые пятна  $\text{MnO}_2$  (см. цветной блок: рис. Ц-56, Ц-14).

ется чуть-чуть — 0,25, примерно наполовину — 0,5, почти полностью — 0,75. Гнаться за большой точностью не следует, так как задача качественная.

Нанесённые точки следует соединить плавной линией. Если на краях диапазона поглощение отличается от нуля, ни в коем случае нельзя обрывать спектр вниз — он продолжается за границы видимого диапазона, но мы не знаем как.

Для наглядности приведём примерный спектр поглощения раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  (рис. 76 и вклейку: рис. Ц-57).

**Отчёт.** В отчёте должны присутствовать название соединения, цвет его раствора и его спектр, причём спектр должен однозначно соотноситься с названием. Желательно каждый спектр рисовать на отдельном графике. Допускается наложить на один график спектры концентрированного раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , разбавленного раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , обработанного аскорбиновой кислотой.

Кроме того, в конце отчёта следует ответить на вопросы.

1. От чего зависит интенсивность поглощения света при той или иной длине волны (см. цветной блок: рис. Ц-58)?
2. Произошла ли химическая реакция при смешивании растворов дихромата калия и сульфата меди? Обоснуйте ответ.
3. Произошла ли химическая реакция при добавлении аскорбиновой кислоты к дихромату калия? Обоснуйте ответ.
4. Почему при смешивании оранжевого и голубого растворов получается зелёный раствор?

## § 47

## Кристаллогидраты

**Оборудование.** Пробирки, штатив для пробирок, держатель для пробирок, спиртовка или сухое горючее с подложкой и крышкой, ёмкость с дистиллятом, ёмкость для слива.

**Реактивы.** Сульфат меди  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , хлорид кобальта  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

**ОПЫТ 47.1. Обезвоживание кристаллогидрата.** В сухую пробирку насыпают несколько кристалликов сульфата меди  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  или хлорида кобальта  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Какого цвета вещество в пробирке? Пробирку с кристаллами аккуратно нагрейте. Обратите внимание на изменение цвета кристаллов и на появление капелек воды на стенках пробирки.

Дождитесь, пока пробирка остынет, и капните на кристаллы немного воды (или дождитесь, пока на них стечёт водный конденсат со стенок пробирки). Обратите внимание на изменение цвета кристаллов.

При нагревании происходит изменение состава исходного вещества, а на стенках пробирки конденсируются капельки воды. Откуда взялась эта вода, если пробирка была сухой, а вещества — твёрдыми?

Твёрдые вещества, которые содержат «невидимую», связанную воду, называются **кристаллогидратами**. При нагревании этих веществ вода выделяется и образуется безводное вещество, цвет которого часто отличается от цвета исходного кристаллогидрата. Если на безводный продукт капнуть водой, он снова превратится в кристаллогидрат.

Кристаллогидрат не следует путать с раствором. Состав раствора может изменяться в широких пределах (насколько позволяет растворимость вещества). Кристаллогидрат имеет строго определённый состав, что находит отражение в его химической формуле (например,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ). Кроме того, в растворе вода находится в жидком состоянии, а кристаллогидрат — твёрдое вещество.

Вода, содержащаяся в кристаллогидрате, называется **кристаллизационной водой**.

При нагревании кристаллогидрата возможны две ситуации. Если он разлагается при температуре ниже  $100^\circ\text{C}$  (как, например,  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ), то образующееся безводное вещество растворяется в выделившейся воде. Внешне это выглядит как плавление вещества. Чтобы отличить плавление вещества от разрушения (разложения) кристаллогидрата, нужно продолжить нагревание. Если кристаллогидрат разложился, вода выкипит, останется твёрдое вещество — безводная соль.



Если же кристаллогидрат разлагается при температуре выше  $100^{\circ}\text{C}$  (как, например,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), то при его нагревании кристаллизационная вода сразу превращается в водяной пар, и в остатке получается твёрдое вещество.

При пропускании некоторых газов через холодную воду спуска некоторое время из воды начнёт выпадать осадок, похожий на лёд. Это так называемые **клатраты**, или газовые гидраты, — твёрдые соединения, в которых частицы газа «выстраивают» вокруг себя частицы воды. Некоторые газы (например, хлор  $\text{Cl}_2$ ) образуют клатраты при атмосферном давлении, другие, как метан  $\text{CH}_4$ , — при высоком давлении. Большие залежи клатратов метана находятся на больших глубинах океана (где они образуются под действием высокого давления толщи воды), если там имеются выходы этого газа.

## Контрольные вопросы

- 47.1. Что такое кристаллогидрат?
- 47.2. Что происходит при нагревании кристаллогидрата?
- 47.3. При нагревании вещества оно сначала превратилось в жидкость, после чего жидкость закипела, а когда она выкипела — остался твёрдый остаток. Что можно сказать о природе этого вещества?
- 47.4\* В каком случае при образовании кристаллогидрата из безводного вещества произойдёт более сильное разогревание: в случае  $\text{CoCl}_2$  или  $\text{CuSO}_4$ ?

www

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Образование и разрушение кристаллогидратов,  
<http://www.school-collection.edu.ru>

## Лабораторные опыты

### РАЗЛОЖЕНИЕ КРИСТАЛЛОГИДРАТОВ

Рекомендуется повторить понятия «кристаллогидрат» и «плавление кристаллогидрата» (§ 47).

- Что такое кристаллогидрат?
- Как отличить кристаллогидраты, которые разлагаются при температуре ниже  $100^{\circ}\text{C}$  и выше  $100^{\circ}\text{C}$ ?

**Задача.** Сравнить цвета различных кристаллогидратов и соответствующих безводных веществ. Оценить температуры разложения (выше или ниже  $100^{\circ}\text{C}$ ) кристаллогидратов.

**Оборудование.** Пробирки, держатель для пробирок, спиртовка (или сухое горючее с подложкой и крышкой), фарфоровый стаканчик для горячих пробирок.

**Реактивы.** Различные кристаллогидраты:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NiCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CuCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ . Можно взять также другие вещества.

**Ход работы.** На донышко пробирки насыпают вещество (кристаллогидрат).

Не допускать стекания конденсата на раскалённую часть пробирки! Для этого следует прогревать пробирку по всей длине.



Нагревают. Если кристаллы превращаются в жидкость — значит, температура разложения кристаллогидрата ниже  $100^\circ\text{C}$ . Продолжают нагревать до испарения воды. Отмечают цвет безводного вещества. Нельзя допускать, чтобы водный конденсат в верхней части пробирки стекал вниз на раскалённую часть пробирки. Для этого капельки воды следует выпаривать, прогревая пробирку по всей длине.

**Отчёт.** Оформляют в лабораторном журнале в виде таблицы.



Формула кристаллогидрата	Цвет кристаллогидрата	Цвет безводного вещества	Температура разложения ( $> 100$ или $< 100^\circ\text{C}$ )
--------------------------	-----------------------	--------------------------	---

## § 48

### Огнеопасность и тушение пламени

Рекомендуется повторить горение (§ 22).

— Какие вещества вступают в реакцию горения?



Пламя может быть нашим смертельным врагом. Людьми производятся огромные количества горючих веществ и возрастающие количества энергии. При несоблюдении правил техники безопасности энергия, попадая в горючее вещество, вызывает возгорание, которое может развиваться в **пожар**.

**Пожар** — это неконтролируемое распространение пламени.

В 2009 г. в России при пожарах погибло почти 19 000 человек, что равно населению небольшого города. Прямой материальный ущерб от пожаров составил почти 11 млрд руб.<sup>1)</sup> — по 75 руб. на каждого жителя России. Поэтому пожары нужно уметь предотвращать и, если они всё-таки возникли, — тушить.

В какой момент костёр переходит в пожар?



<sup>1)</sup><http://www.mchs.gov.ru/> Статистика → Статистика по пожарам за 2006 год.



Из всех веществ и предметов, с которыми люди имеют дело в своей жизни, наиболее пожароопасны горючие жидкости — бензин, ацетон, спирт, различные растворители, лаки, краски и т. д. Жидкости испаряются, и их пары смешиваются с воздухом. Если такая смесь нагревается (от пламени или электрической искры), то пары воспламеняются. Пламя очень быстро распространяется во всём объёме этой газовой смеси, отчего жидкость нагревается и испаряется дополнительно.

Чем выше температура, тем сильнее испаряется жидкость, т. е. в воздухе оказывается больше паров. Если паров горючей жидкости в воздушной смеси мало, они загореться не могут. Однако при определённой температуре (называемой **температурой вспышки**) концентрация паров в воздухе оказывается достаточной, чтобы их смесь с воздухом можно было поджечь. Если горящую спичку над жидкостью подержать при температуре выше температуры вспышки, жидкость загорится. Температура, до которой нужно нагреть смесь паров горючего вещества с воздухом, чтобы произошло загорание, называется **температурой воспламенения**.



Где температура вспышки вещества ниже: в воздухе или в кислороде?

Температура вспышки обычно связана с температурой кипения, а температура воспламенения — нет. Например, у диэтилового эфира  $(C_2H_5)_2O$  температура вспышки около  $-20^\circ C$ , а температура воспламенения немного ниже  $200^\circ C$ . Из-за того что температуры  $200^\circ C$  легко достигнуть (например, на электрической плитке), диэтиловый эфир считается очень огнеопасным веществом. Ещё более опасен сероуглерод  $CS_2$  — его температура вспышки чуть выше, чем у эфира, однако температура воспламенения всего-то около  $100^\circ C$ , т. е. его смесь с воздухом загорится уже от водяного пара. В помещениях, где работают с эфиром и сероуглеродом, категорически запрещено использование открытого огня. Температура вспышки дизельного топлива около  $55^\circ C$ , поэтому оно считается существенно менее пожароопасным веществом, чем эфир, хотя их температуры воспламенения близки.

Жидкости с низкой температурой вспышки легко отличить: при попадании на руку они «холодят» кожу, так как интенсивно испаряются, отнимая тепло.



Ацетон имеет температуру вспышки около  $0^\circ C$ , скипидар —  $+34^\circ C$ . Какая из этих жидкостей более пожароопасна?

Существуют два способа тушения пламени: отвести тепло или перекрыть контакт между горючим веществом и кислородом. Проще всего потушить пламя, залив его водой. Вода, с одной стороны, охлаждает зону реакции горения, а с другой — создаёт



**Рис. 77.** Вода не смешивается с бензином — между ними видна граница раздела фаз (слой бензина и слой воды). Бензин легче, поэтому при тушении его водой он всплывает и продолжает гореть. Из-за этого горящий бензин нельзя тушить водой

между горючим веществом и воздухом слой негорючей жидкости, т. е. изолирует зону горения от кислорода.

Однако далеко не все вещества можно тушить водой. Особую осторожность нужно проявлять при тушении горючих жидкостей. Многие из них — бензин, масло, растворители для лаков и красок — не смешиваются с водой. К тому же они легче воды и поэтому плавают на её поверхности (рис. 77). Если такие жидкости заливать водой, они всплывают, продолжая гореть. Потоки воды могут распространить горящую жидкость на другие предметы и на большие пространства. Если даже горючая жидкость смешивается с водой, для прекращения горения надо добавить немалое количество воды, чтобы заметно разбавить горящую жидкость. Например, спирт перестанет гореть только при разбавлении водой в соотношении 1 : 1.

#### **ГОРЮЧИЕ ЖИДКОСТИ, НЕ СМЕШИВАЮЩИЕСЯ С ВОДОЙ**

- Бензин
- Лакокрасочные растворители
- Дизельное топливо
- Этилацетат (растворитель для клея)
- Скипидар
- Диэтиловый эфир

#### **ГОРЮЧИЕ ЖИДКОСТИ, СМЕШИВАЮЩИЕСЯ С ВОДОЙ**

- Ацетон
- Этиловый спирт
- Изопропиловый спирт (ИПС)

#### **НЕГОРЮЧИЕ ЖИДКОСТИ**

- Водный аммиак
- Хлороформ

В то же время вода, которую так часто используют для прекращения реакций горения (в первую очередь при тушении пожаров), сама может вступать в бурно протекающие реакции с некоторыми веществами, например, с металлическим натрием и калием, водородными соединениями щелочных и щелочноземельных металлов и др. Такие соединения категорически запрещается тушить водой. Более того, если пожар случится в помещении, в котором находятся эти вещества, то для тушения нельзя использовать воду.



Водой нельзя тушить электроустановки, находящиеся под напряжением. Общее правило техники безопасности: горящее помещение следует обесточить перед тем, как приступить к тушению пожара водой.

Чем же можно тушить пламя, если не водой? Существует несколько способов.

Если площадь пожара невелика, пламя можно накрыть плотной тканью из малогорючего материала (шерсти или асбеста), которая не пропускает воздух, желательнее эту ткань смочить водой. Таким образом доступ воздуха в очаг пожара удастся затруднить и пламя погаснет. Однако этот способ годится только для случаев, если вся площадь огня будет накрыта полностью.

Также пламя можно засыпать песком. Песок изолирует горящее вещество от воздуха, и горение прекращается.

Горючие жидкости можно тушить пеной из специальных пенных огнетушителей (ОХП). В корпусе огнетушителя ОХП находится раствор карбоната натрия с пенообразователем и ампула с серной кислотой. Перед тем как привести в действие ОХП, прочищают его спрыск. Затем огнетушитель переворачивают и откидывают ручку. Ручка разбивает ампулу, серная кислота реагирует с карбонатом натрия, в результате чего выделяется газ, который вырывается из огнетушителя в виде пены:



К сожалению, пенообразователь в ОХП довольно быстро разрушается, из-за чего через несколько лет хранения ОХП выдаёт вместо обильной пены слабую невнятную струйку ржавой воды. Кроме того, пена очень хорошо проводит электрический ток, поэтому тушить ею установки под напряжением категорически запрещено. Из-за этих недостатков пенные огнетушители в последнее время стараются не использовать.

Сейчас самые распространённые огнетушители — порошковые (ОП; рис. 78). В них засыпан мелкий порошок и закачан под давлением воздух или углекислый газ. Если нажать соответствующий рычаг, порошок под давлением вылетает из шланга и покрывает горящую поверхность ровным слоем, который изолирует её от воздуха. К тому же некоторые применяемые в огнетушителях порошки при нагревании разлагаются, поглощая при этом тепло и тем самым охлаждая зону пламени. Порошок не проводит электрический ток, поэтому им можно тушить установки, находящиеся под напряжением. Некоторые порошки не смачиваются горючими жидкостями и из-за этого не тонут в них. Поэтому порошковыми огнетушителями можно тушить горючие жидкости.

Однако порошковые огнетушители тоже не лишены недостатков. При работе такого огнетушителя часть порошка не попадает в пламя, а остаётся некоторое время в воздухе в виде взвеси. Эта взвесь попадает в глаза, покрывает тонким белым слоем все близлежащие поверхности.

Удобны углекислотные огнетушители (ОУ; рис. 79). Это баллон, в который под давлением накачан углекислый газ. К баллону присоединён раструб. При необходимости открывают кран баллона и через раструб направляют струю углекислого газа в пламя. Холодный углекислый газ, вырывающийся из баллона, охлаждает зону пламени и изолирует горючее вещество от воздуха. Однако, если горючее вещество подвижно (например, горят тряпки или мелкие листы бумаги), струя газа из огнетушителя просто сдувает их, не гася пламя. Поэтому из углекислотного огнетушителя можно тушить только прочно закреплённые предметы. Кроме того, им нельзя тушить большие площади горючих жидкостей, так как невозможно создать над всей горячей поверхностью единый (без разрывов) слой из углекислого газа, а пламя распространяется по жидкости очень быстро.

#### ТИПЫ ОГНЕТУШИТЕЛЕЙ

- Огнетушитель химический пенный (ОХП)
- Огнетушитель порошковый (ОП)
- Огнетушитель углекислотный (ОУ)

Чем масштабнее пожар, тем труднее его потушить. Особенно трудно справиться с пожарами на нефтепромыслах, нефтехранилищах, нефтеперерабатывающих заводах, складах вооружений. Бывает, что даже приблизиться к таким пожарам непросто. Именно такие пожары пришлось тушить в 1991 г. в Кувейте, когда были подожжены нефтяные скважины. Для этого были разработаны специальные технологии пожаротушения: завесы плотного водяного тумана из реактивных турбин, охлаждение конструкций струями воды, отрыв пламени от горючего при помощи направленных взрывов, специальные порошки или пены и другие приёмы. При тушении скважин в Кувейте использовали морскую воду, для подачи которой был приспособлен нефтепровод. Для поднятия пламени сооружались специальные конструкции, что позволяло приблизиться к скважине. Рядом с горящими скважинами бурили новые и откачивали нефть через них. Однако, несмотря на огромные финансовые вложения, с пожарами на нефтяных скважинах Кувейта удалось справиться только через полгода.





**Рис. 78 (слева).** Огнетушитель порошковый (ОП)

**Рис. 79 (справа).** Огнетушитель углекислотный (ОУ)

## Контрольные вопросы

- 48.1. Что нужно сделать, чтобы потушить пламя?
- 48.2. Что нельзя тушить водой?
- 48.3. Чем можно тушить горючие жидкости?
- 48.4. Какие существуют типы огнетушителей?

## Задание на дом

- 48.1. Сравните различные типы огнетушителей.

Тип огнетушителя	Что можно тушить	Что нельзя тушить	Достоинства	Недостатки
------------------	------------------	-------------------	-------------	------------

## Ресурсы

### Видеоматериалы

- Тушение свечей углекислым газом, <http://experiment.edu.ru/attach/6/466.mov>

### Справочные материалы

- Статистика пожаров по данным Министерства по чрезвычайным ситуациям, <http://www.mchs.gov.ru/146>.
- ГОСТ Р 51057-2001. Техника пожарная. Огнетушители переносные, 3. Определения, ГОСТ 51057-2001, <http://www.0-1.ru>

## § 49

## Реакции сложных веществ с кислородом

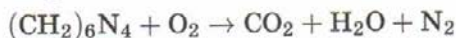
Рекомендуется повторить тему «Горение» (§ 22) и тему «Реакции простых веществ с кислородом» (§ 23); что такое элемент, чем отличается простое вещество от сложного (§ 11), что такое схема реакции (§ 18) и уравнение реакции (§ 18), что такое металлы и неметаллы (§ 15).

С кислородом способны взаимодействовать не только простые вещества, но и многие сложные. Например, бытовой газ, который горит в газовой плите на кухне, представляет собой сложное вещество — метан  $\text{CH}_4$ . В лабораторных спиртовках горит спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ . Сухое горючее — это уротропин  $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$ .

Как же узнать, будет ли сложное вещество гореть на воздухе? Если да — как написать уравнение реакции? Здесь надо следовать определённым правилам.

Сложное вещество состоит из нескольких элементов, которые в результате реакции с кислородом (горение) образуют смесь оксидов элементов того же состава, что и при горении простых веществ (см. цветной блок: рис. Ц-2). Только элемент азот при горении азотсодержащих веществ превращается не в оксид, а в свободный  $\text{N}_2$ . Если в состав вещества входит кислород, то в результате горения он переходит в состав оксидов.

**ПРИМЕР 49.1.** При горении сухого горючего  $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$  образуется смесь  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{N}_2$ :



**ЗАДАНИЕ 49.1.** Напишите схему реакций взаимодействия с кислородом веществ: спирта  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$ , главного компонента ракетного топлива — гептила  $(\text{CH}_3)_2\text{N}_2\text{H}_2$  (см. цветной блок: рис. Ц-35–Ц-37).

Как же определить, какие вещества могут взаимодействовать с кислородом? Несколько наиболее распространённых случаев рассмотрено ниже, хотя они не исчерпывают всех возможных вариантов.

1. Если в состав вещества входят С, Н, N, то, скорее всего, такое вещество горит. Например,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  может гореть. Чем меньше кислорода в этих веществах, тем способность к горению у них вероятнее.
2. Оксиды не горят.
3. Соединения металлов с водородом, как правило, горят.
4. Соединения переходного элемента с серой спокойно реагируют с кислородом.



5. Соединения галогенов, щелочных металлов, как правило, не реагируют с кислородом.
6. Не горят соединения, в составе которых больше атомов кислорода, чем суммарное число атомов остальных элементов.

**ГОРЯТ**

- Соединения, содержащие C, H, N
- Соединения металлов с водородом

**НЕ ГОРЯТ**

- Оксиды
- Соединения галогенов
- Соединения щелочных металлов
- Соединения с большим содержанием кислорода

**ПРИМЕР 49.2.**

*Фосфин  $\text{PH}_3$  горит: в состав входят горючие элементы неметаллов (п. 1).*

*Сухое горючее  $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$  горит: в состав входят элементы неметаллов C, H и N (п. 1).*

*Спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  горит: в состав входят атомы C, H, и небольшое количество кислорода (п. 1).*

*Гидрид магния  $\text{MgH}_2$  горит: соединение элемента металла с водородом (п. 3).*

*$\text{FeS}_2$  спокойно реагирует с кислородом: соединение серы с переходным элементом (п. 4).*

*Хлороформ  $\text{CHCl}_3$  не горит, так как представляет собой соединение галогена Cl (п. 5).*

*Серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  не реагирует с кислородом: содержит много кислорода (п. 6).*

**ЗАДАНИЕ 49.2.** Какие сложные вещества горят:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{FePO}_4$ ?

Как же написать уравнение реакции сложного вещества с кислородом (если известно, что она может произойти)? Как всегда, слева пишут исходные вещества, справа — продукты реакции (оксиды). Подбирают коэффициенты перед оксидами так, чтобы число атомов центрального элемента слева и справа было одинаково. Далее подсчитывают общее число атомов кислорода справа и исходя из этого ставят коэффициент перед  $\text{O}_2$ . При необходимости удваивают коэффициент перед формулой сложного вещества. (См. алгоритм 17.)

**ЗАДАНИЕ 49.3.** Напишите уравнение реакции вещества с кислородом (если она идёт): метан  $\text{CH}_4$ , гидразин  $\text{N}_2\text{H}_4$ , сероводород  $\text{H}_2\text{S}$ , хлорид натрия  $\text{NaCl}$ , метиламин  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , парафин  $\text{C}_{40}\text{H}_{82}$ , пирит  $\text{FeS}_2$ , азотная кислота  $\text{HNO}_3$ , изопропиловый спирт (ИПС)  $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ .

**Алгоритм 17.** Алгоритм записи уравнения реакции сложных веществ с кислородом

**Задача.** Написать уравнения реакций горения ацетона  $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$  и синильной кислоты  $\text{HCN}$ .

Шаг	$(\text{CH}_3)_2\text{CO} + \text{O}_2$	$\text{HCN} + \text{O}_2$
1. Записать формулу состава исходного вещества (реагента) в максимально упрощённом виде, раскрывая все скобки	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	$\text{HCN}$
2. Записать схему реакции, оставляя места для коэффициентов. Слева — вещество + $\text{O}_2$ , Справа — продукты реакции	$\underline{\hspace{1cm}}\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \underline{\hspace{1cm}}\text{O}_2 = \underline{\hspace{1cm}}\text{CO}_2 + \underline{\hspace{1cm}}\text{H}_2\text{O}$	$\underline{\hspace{1cm}}\text{HCN} + \underline{\hspace{1cm}}\text{O}_2 = \underline{\hspace{1cm}}\text{CO}_2 + \underline{\hspace{1cm}}\text{H}_2\text{O} + \underline{\hspace{1cm}}\text{N}_2$
3. Если в состав оксида (справа) входит чётное число атомов, а в реагент — нечётное, перед формулой реагента поставить коэффициент 2. В ином случае ничего не ставить (подразумевается 1)	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \underline{\hspace{1cm}}\text{O}_2 = \underline{\hspace{1cm}}\text{CO}_2 + \underline{\hspace{1cm}}\text{H}_2\text{O}$	N и H: слева по 1 атому (нечётное число), справа по 2 (чётное число). Удвоить реагент. $2\text{HCN} + \underline{\hspace{1cm}}\text{O}_2 = \underline{\hspace{1cm}}\text{CO}_2 + \underline{\hspace{1cm}}\text{H}_2\text{O} + \underline{\hspace{1cm}}\text{N}_2$
4. Расставить коэффициенты перед формулами продуктов, исходя из формулы реагента	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \underline{\hspace{1cm}}\text{O}_2 = 3\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	$2\text{HCN} + \underline{\hspace{1cm}}\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
5. Если справа — нечётное число атомов кислорода, все коэффициенты удвоить	Справа 9O. 9 — нечётное число. Удвоить коэффициенты. $2\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \underline{\hspace{1cm}}\text{O}_2 = 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	Справа 5O. 5 — нечётное число. Удвоить коэффициенты. $4\text{HCN} + \underline{\hspace{1cm}}\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$
6. Поставить коэффициент перед атомом $\text{O}_2$ : а) посчитать общее число; б) найти разность числа атомов O справа и числа атомов O слева. Если она — чётное число, разделить на 2; если нечётное — удвоить все коэффициенты	$2\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \underline{\hspace{1cm}}\text{O}_2 = 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $6 \cdot 2 + 6 \cdot 1 = 18$ $18 - 2 = 16$ $16 : 2 = 8$	$4\text{HCN} + \underline{\hspace{1cm}}\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$ $4 \cdot 2 + 2 \cdot 1 = 10$ $10 - 0 = 10$ $10 : 2 = 5$



## Алгоритм 17. Окончание

Шаг	$(\text{CH}_3)_2\text{CO} + \text{O}_2$	$\text{HCN} + \text{O}_2$
7. Если возможно, разделить все коэффициенты на 2	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O} + 4\text{O}_2 = 3\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	$4\text{HCN} + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$
8. Проверить, уравнена ли реакция	C: $\underset{\text{(слева)}}{3} = \underset{\text{(справа)}}{3}$ H: $\underset{\text{(слева)}}{1 \cdot 6} = \underset{\text{(справа)}}{3 \cdot 2}$ O: $\underset{\text{(слева)}}{1 + 4 \cdot 2} = \underset{\text{(справа)}}{3 \cdot 2 + 3 \cdot 1}$ уравнено по всем элементам	C: $\underset{\text{(слева)}}{4} = \underset{\text{(справа)}}{4}$ H: $\underset{\text{(слева)}}{4 \cdot 1} = \underset{\text{(справа)}}{2 \cdot 2}$ N: $\underset{\text{(слева)}}{4} = \underset{\text{(справа)}}{2 \cdot 2}$ O: $\underset{\text{(слева)}}{5 \cdot 2} = \underset{\text{(справа)}}{4 \cdot 2 + 2 \cdot 1}$ уравнено по всем элементам

www

## Ресурсы

## Видеоматериалы

- Горение аммиака ( $\text{NH}_3$ ) в кислороде,  
<http://experiment.edu.ru/attach/6/411.mov>

## Лабораторные опыты

## ПРОВЕДЕНИЕ РЕАКЦИЙ

## С ПРЕДВАРИТЕЛЬНЫМ РАСЧЁТОМ МАСС КОМПОНЕНТОВ

**Задача.** Провести на практике экзотермическую реакцию между двумя твёрдыми веществами, причём массу одного из них надо рассчитать, а масса другого указана.



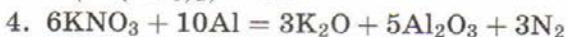
$$m(\text{KNO}_3) = 8 \text{ г}$$



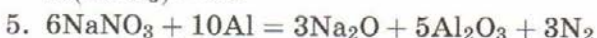
$$m(\text{NaNO}_3) = 7 \text{ г}$$



$$m(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 8 \text{ г}$$



$$m(\text{KNO}_3) = 5 \text{ г}$$



$$m(\text{NaNO}_3) = 5 \text{ г}$$

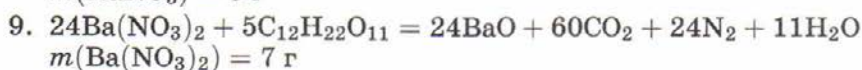
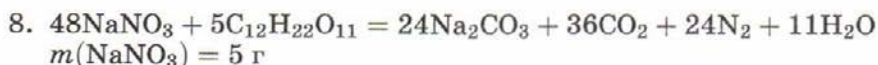


$$m(2\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 5 \text{ г}$$



$$m(\text{KNO}_3) = 6 \text{ г}$$

Осторожно,  
резко  
вспыхивает!



**Оборудование.** Весы с разновесами, ступка с пестиком, пробирка. Помещение должно быть оборудовано вытяжным шкафом. Чугунное основание лабораторного штатива (от одного штатива).

**Реактивы и расходные материалы.** Согласно выбранным уравнениям реакции. Алюминий надо брать в виде пудры.  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  — сахар. Бумага для взвешивания (тетрадные листы), вата, лучина.

**Ход работы.** Рассчитывают массы компонентов. На бумаге отбирают навеску первого компонента. Если вещество нужно перетереть, то используют ступку (рис. 80). Вещество берут мелкими порциями (чем мельче порция, тем равномернее перетирается вещество). При этом пестик перемещают по стенкам ступки с большим усилием круговыми движениями. Вещество должно находиться между ступкой и пестиком. Перетёртое вещество пересыпают на тетрадный лист. Остатки соскребают со стенок ступки с помощью пробирки и тоже отправляют на тетрадный лист. Перед перетиранием второго вещества первого в ступке оставаться не должно, иначе реакция может начаться от трения! Чтобы удалить первое вещество из ступки, её ополаскивают водой и обтирают фильтровальной бумагой.

В новую бумагу отбирают навеску второго вещества. Перетирают его в ступке и высыпают на лист с первым. Вещества перемешивают, перекачивая смесь на листе (рис. 81). Эту реакционную смесь насыпают горкой на чугунное основание штатива под вытяжным шкафом и поджигают длинной лучиной (в защитных очках и под наблюдением учителя).

Для перетирания вещество берут мелкими порциями.

Категорически запрещается перетирать в ступке оба компонента вместе.



Рис. 80. Перетирание вещества в ступке



Рис. 81. Перемешивание веществ на бумаге





## ОТВЕТЫ

7.1. Около 60 г (воспользоваться графиком рис. 19). 7.2. Около 80 г при  $-5^{\circ}\text{C}$  и около 160 г при  $-10^{\circ}\text{C}$ . 9.1. 0,32. 9.2. 35 г. 9.3. 139 г. 9.4. 400 г. 9.5. 0,33. 9.6. 0,27. 9.7. 5,6 г. 9.8. 180 г толуола, 90 г бутилацетата, 30 г ксилола. 9.9. 15%. 9.10. 3,5%. 13.1. 18, 40, 158, 252, 400. 13.2. 39%. 13.3. 86,7 кг. 13.4. 0,4 т. 13.5. 4,1 кг. 13.6.  $\text{LiClO}_4$ . 13.7. 6 г. 13.8. 36%. 13.9.  $\text{Ag}_2\text{SO}_3$ . 13.10. Примерно 1 : 1. 36.1. 0,3 моль. 36.2. 0,6 моль. 36.3. 0,9 моль. 36.4. 0,2 моль. 36.5. 400 моль. 37.1. 3,6 г Al и 5,6 г  $\text{Al}_2\text{S}_3$ . 37.2. 1,64 г NaOH, 3,73 г  $\text{V}_2\text{O}_5$ , 0,37 г  $\text{H}_2\text{O}$ . 37.3. Твёрдое вещество — CuO. Его масса 7,21 г. 37.4. 12,8 г. 37.5. 27,6 г  $\text{BaSO}_4$ , 5,7 г C. 37.6. 20,9 г  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , 27,6 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , 10,0 г NaCl, 18,5 г воды. 37.7. 9,6 г серы, 5,4 г алюминия. 37.8. 45%. 37.9. Для класса размером  $10 \times 6 \times 4$  м (общий объём  $240 \text{ м}^3$ ) достаточно 10,6 мг. 37.10. 27 млн т. 38.1. 0,02 моль. 38.2. Недостаточно данных, так как при н. у. NaCl — твёрдый. 38.3. 29,1 л. 38.4.  $\approx 8$  (точнее, 7,5). 38.5.  $\text{H}_2$ : 0,089 г/л;  $\text{Cl}_2$ : 3,17 г/л. 39.1. 5,9 г  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  и 3,6 г NaOH. 39.2. 5,6 г. 39.3. 124,4 л водорода и 62,2 л кислорода. 39.4. 18,7 л  $\text{Cl}_2$  и 74,2 г  $\text{AlCl}_3$ . 39.5. 3 л  $\text{SiF}_4$  и 8 г  $\text{SiO}_2$ .

# КРАТКИЙ РУССКО-АНГЛИЙСКИЙ СЛОВАРЬ (для поиска химической информации на англоязычных сайтах сети Интернет)

Для поисков трёхмерных моделей молекул ключевое слово *3D model*. Для поисков записей демонстрационных экспериментов ключевое слово *demonstration*. Для поисков интерактивных пособий ключевые слова *animated* и *interactive*.

Агрегатное состояние	state of matter
анион	anion
атом	atom
атомный	atomic
Белый	white
бензин	petrol, gasoline (амер.)
бетон	concrete
благородный газ	noble gas
Валентность	valency
весы	balance
вещество (абстрактное)	matter
вещество (которое в банке стоит)	substance
взаимодействие	interaction
взрыв	explosion
взрываться	explode
взрывчатый	explosive
вода	water
водород	hydrogen
возгонка	sublimation
воздух	air
выпадать в осадок	precipitate
выпадение в осадок	precipitation
Газ	gas
газообразный	gaseous
голубой	cyan
горелка газовая	burner
горение (процесс)	burning
горение (тип реакции)	combustion
горючий	flammable, inflammable
Длина волны	wavelength



<b>Железо</b>	iron
жёлтый	yellow
жидкость	liquid
<b>Запах (неопределённый)</b>	smell
запах (определённый)	odour, odor ( <i>амер.</i> )
заряд электрический	charge, electric charge
зелёный	green
<b>Известняк</b>	limestone
известь	lime
измерительный	measuring
измерять	measure
ионообменная реакция	ion exchange
испарение	evaporation
<b>Калий</b>	potassium
катион	cation
кино (заснятые реальные процессы)	movie
кино (рисованное)	animation
кипение	boiling
кислород	oxygen
кислота	acid
колба	flask
конденсация	condensation
коричневый	brown
коэффициент (в уравнении реакции)	coefficient, stoichiometric coefficient
красный	red
кремний	silicon
кремния оксид	silica, silicon dioxide
кристалл	crystal
кристаллизация	crystallization
<b>Малиновый</b>	crimson
металл	metal
молекула	molecule
<b>Нагревание</b>	heating
накипь	limescale
насыщенный раствор	saturated solution
натрий	sodium
нейтрон	neutron
нефть	petroleum
<b>Огнетушитель</b>	extinguisher, fire extinguisher
олово	tin
оранжевый	orange
осадок	precipitate

основание  
отрицательный заряд  
очистка (вещества)

Пар  
перегонка  
пересыщенный раствор  
переходный металл  
плавление  
плёнка  
плотность  
положительный заряд  
посуда стеклянная  
превращение (химическое)

пробирка  
прозрачный  
протон

Разбавленный раствор  
разбавлять  
раствор  
растворение  
растворять  
реагировать  
реакция (химическая)  
резина

розовый  
ртуть

Свет  
связь (химическая)  
сера  
серебро  
серый  
сжигание  
синий  
сложное вещество  
смесь  
соединение (вещество)  
соединение (реакция)  
соль  
соотношение  
спирт  
стекло  
стехиометрический

base  
negative charge  
purification

vapour, vapor (*амер.*)  
distillation  
oversaturated solution  
transition metal  
melting  
film  
density  
positive charge  
glassware  
transformation,  
chemical transformation  
test-tube  
transparent  
proton

diluted solution  
dilute  
solution  
dissolution  
dissolve  
react  
reaction, chemical reaction  
rubber *Внимание: resin = смо-*  
*ла, пластмасса*  
pink, rose  
mercury

light  
bond  
sulphur, sulfur (*амер.*)  
silver  
grey  
combustion  
blue  
compound  
mixture  
compound  
addition  
salt  
ratio  
ethanol, alcohol  
glass  
stoichiometric



Твёрдый, твёрдое тело	solid
температура	temperature
температура плавления (кипения)	melting (boiling) point
токсичное вещество	toxicant
токсичность	toxicity
сведения о токсичности	toxicity data sheet
токсичный	toxic
тушение (неконтролируемого пламени)	extinguishing
тушить (неконтролируемое пламя)	extinguish
Углекислый газ	carbon dioxide
углерод	carbon
Фильм (заснятые реальные процессы)	movie
фильм (рисованный)	<i>Внимание:</i> film = плёнка
фиолетовый	animation
	violet
Химия	chemistry
хлор	chlorine
холодильник (химическая посуда для конденсации паров жидкости)	condenser
Цвет	colour, color ( <i>амер.</i> )
цемент	cement
Частица	particle
чёрный	black
чистое (вещество)	pure
Щелочноземельный металл	alkaline earth metal
щелочной металл	alkaline metal
щёлочь	alkali
Электрон	electron
элемент	element
Ядерный	nuclear
ядовитое вещество	toxicant
ядовитый	toxic
ядро (атома)	nucleus

# ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

Молярная масса 193

Абсорбция 139

Агрегатное состояние 25

Анион 234

Благородные газы 89

Благородный газы 88

Валентность 96

    высшая 119

    низшая 121

    по водороду 121

    промежуточная 121

Вещество 17

Возбуждённое состояние атома  
    216

Возгонка 27

Вымораживание 52

Выпаривание 37

Высаливание 46

Высшая валентность 119

Высший оксид 119, 120

Вытеснение 110

Газ бытовой

    формула 253

Галогены 94

Гигроскопичные вещества 152

Гидроксид 143

Гидрофильный растворитель 45

Горение 124

Графическая формула 99

Гремучий газ 176

Дегидратация 147

Декантация 50

Дополнительные цвета 240

Закон постоянства состава 76

Закон сохранения  
    массы 200

Закон сохранения вещества 105

Замена растворителя 46

Замещение 110

Изотоп 72

Изотопы 72

Индикатор 159

Инфракрасный свет 239

Ион 234

Ионная связь 236

Испарение 27

Катион 234

Каустик 157

Качественный состав вещества  
    75

Кипение 27

Кислотность основания 157

Кислотный остаток 156

Ковалентная связь 227

Ковкость 92

Количественный состав вещества  
    75

Компонент

    смеси 49

Конденсация 27

Концентрация 38

Коэффициент 105

Кристаллизационная вода 245

Кристаллизация 26

Кристаллогидрат 245

Купорос

    медный 31

Липофильный растворитель 45

Массовое число 72

Метагидроксид 144

Молекула 76

Моль 193

Молярный объём 206



- Навеска 200  
 Название  
     номенклатурное 19  
     тривиальное 19  
 Насыщенный раствор 41  
 Натр едкий 157  
 Натрия гидроксид 157  
 Нейтрон 70  
 Ненасыщенный раствор 41  
 Неподелённая электронная пара 224  
 Неспаренный электрон 224  
 Нормальные условия 206  
 н. у. 206  
 Нуклид 72  
  
 Обобщённая реакция  
     нейтрализации 184  
 Объективный 238  
 Окислитель 136  
 Оксид 114  
     высший 120  
     кислотный 183  
     основный 183  
 Олово 26  
 Орбитальный радиус атома 230  
 Ортогидроксид 144  
 Основность кислоты 157  
 Относительная атомная масса 81  
 Относительная атомная масса элемента 81  
  
 Пассивирование 170  
 Пatina 93  
 Перегонка 51  
 Периодический закон 86  
 Плавление 26  
 Пластичность 92  
 Пожар 247  
 Примесь 60, 61  
 Продукт 101  
     неполного сгорания 127  
 Простое вещество 77  
 Протон 70  
  
 Разложение 109  
 Раствор 36  
 Растворение 38  
 Растворимость 41  
 Растворитель 36  
  
 Реагент 101  
 Реакция  
     вытеснения 110  
     гидратации 152  
     замещения 110  
     нейтрализации 180  
     нейтрализации обобщённая 184  
     обмена 110  
     обратная 109  
     прямая 109  
     разложения 109  
     сложная 110  
     соединения 109  
 Ряд активности металлов 170  
  
 Сажа 127  
 Связь  
     ковалентная неполярная 231, 232  
     ковалентная полярная 231, 232  
 Сложное вещество 77  
 Смесь 49  
 Сода каустическая 157  
 Соединение 77  
 Соль 162  
 Соответствующие оксид и гидроксид 149, 152  
 Соотношение  
     стехиометрическое 106  
 Спектр  
     излучения 239  
     отражения 241  
     поглощения 242  
 Спирт 13  
 Стехиометрическое соотношение 106  
 Стехиометрическое соотношение реагентов 106  
 Сублимация 27  
 Сульфат меди 31  
 Сухое горючее 253  
 Сухой лёд 117  
 Схема реакции 101  
  
 Температура  
     воспламенения 248  
     вспышки 248  
 Тление 129

- Углекислый газ 117
- Ультрафиолетовый свет 239
- Упругость 92
- Уравнение реакции 105
  
- Фазовый переход 27
- Фильтрование 51
- Формула состава 76
  
- Халькогены 94
- Химическая реакция 30
- Химическая формула 19
  - индекс 19
  - символ 19
- Химические связи 75
- Химический элемент 19, 71
- Химия 17
- Хрупкость 92
  
- Центральный элемент 114
  - гидроксида 143
- Центрифугирование 51
  
- Число Авогадро 193
  
- Щелочноземельные металлы 94
- Щелочные металлы 94
  
- Экстракция 45
- Электроотрицательность 230
- Электрон 70, 214, 223
  - валентный 223
- Электронный уровень 214, 215
- Элемент
  - химический 71
  - центральный 114
- Этанол 13
- электронный уровень 214



# ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие .....	3
Как пользоваться учебником .....	4
Поиск и оценка химической информации .....	6
<b>Глава I.</b> Химическая лаборатория .....	9
§ 1. Техника безопасности при химических экспериментах .....	9
§ 2. Приёмы работы с веществами и химическая посуда .....	11
<b>Глава II.</b> Вещество и реакция .....	17
§ 3. Вещество как объект изучения химии .....	17
Практическая работа № 1. Описание веществ .....	23
§ 4. Агрегатные состояния и переходы между ними .....	24
§ 5. Химическая реакция. Условия протекания химической реакции. Признаки химической реакции .....	30
§ 6. Растворы .....	35
§ 7. Растворимость .....	41
§ 8. Смеси и методы их разделения .....	48
§ 9. Расчёт массовых долей .....	54
Практическая работа № 2. Приготовление растворов с заданной массовой долей .....	58
§ 10. Чистые и загрязнённые вещества. Очистка веществ .	59
Практическая работа № 3. Водопроводная и дистиллированная вода .....	66
Практическая работа № 4. Разделение песка и соли .....	67
<b>Глава III.</b> Основные понятия и законы химии .....	69
§ 11. Атомы, элементы, нуклиды .....	69
Практическая работа № 5. Выделение меди из её соединений .....	75
§ 12. Химические формулы .....	75
§ 13. Относительная атомная масса и расчёт массовой доли элемента в соединении .....	80
§ 14. Периодический закон и Периодическая система элементов .....	86

§ 15. Металлы и неметаллы .....	89
§ 16. Валентность. Графические формулы.....	96
§ 17. Запись химической реакции.....	101
§ 18. Уравнения химических реакций.....	105
§ 19. Классификация химических реакций .....	109
<b>Глава IV. Классы веществ и взаимосвязи между ними .....</b>	<b>114</b>
§ 20. Оксиды. Составление формул оксидов.....	114
§ 21. Определение валентности по Периодической си- стеме элементов .....	119
§ 22. Горение.....	123
§ 23. Реакции простых веществ с кислородом .....	130
§ 24. Кислород .....	133
§ 25. Гидроксиды.....	143
§ 26. Реакции дегидратации. Соответствие между гидрок- сидами и оксидами .....	147
§ 27. Реакции гидратации. Гидроксиды, соответствующие оксидам.....	152
§ 28. Кислоты и основания. Индикаторы .....	155
Практическая работа № 6. Исследование свойств индикаторов .....	160
§ 29. Соли .....	161
§ 30. Взаимодействие кислот с металлами. Активность металлов и сила кислот .....	168
§ 31. Водород.....	173
§ 32. Реакция нейтрализации.....	180
§ 33. Кислотные и основные оксиды. Обобщённая реак- ция нейтрализации .....	183
Практическая работа № 7. Реакция кислот и осно- ваний с оксидами.....	187
§ 34. Взаимосвязи между основными классами соедине- ний .....	188
<b>Глава V. Количественные соотношения в химии.....</b>	<b>192</b>
§ 35. Количество вещества и молярная масса.....	192
§ 36. Связь количества реагентов и продуктов по уравне- нию реакции .....	195
§ 37. Расчёты по уравнениям реакций .....	200
Практическая работа № 8. Определение массы ве- щества по массе продуктов его разложения .....	204
§ 38. Молярный объём.....	205
§ 39. Расчёты по уравнениям реакций с участием газооб- разных продуктов .....	208
Практическая работа № 9. Определение массы реа- гента по объёму газообразных продуктов при его разложении.....	211



<b>Глава VI. Электронное строение атома и Периодический закон.....</b>	<b>213</b>
§ 40. Электронные уровни и номер периода в Периодической системе элементов.....	213
§ 41. Электронные подуровни и номер группы и подгруппы .....	218
§ 42. Орбитали и валентные электроны. Электронные формулы.....	222
§ 43. Образование ковалентной химической связи и валентность.....	226
§ 44. Радиус атома. Электроотрицательность и полярность связи .....	229
§ 45. Ионная связь.....	233
<b>Глава VII. Для факультативного изучения.....</b>	<b>238</b>
§ 46. Теория цвета.....	238
Практическая работа № 10. Спектры поглощения растворов .....	243
§ 47. Кристаллогидраты.....	245
§ 48. Огнеопасность и тушение пламени.....	247
§ 49. Реакции сложных веществ с кислородом .....	253
Ответы.....	258
Краткий русско-английский словарь (для поиска химической информации на англоязычных сайтах сети Интернет)	259
Предметный указатель .....	263

*Учебное издание*

**Жилин Денис Михайлович**

## **ХИМИЯ**

**Учебник для 8 класса**

Научный редактор канд. хим. наук *Т. И. Почкаева*  
Ведущий редактор канд. биол. наук *Т. Е. Толстихина*  
Редактор *Л. Н. Коробкова*

Методисты *А. А. Елизаров, И. В. Барышова, А. Ю. Пентин*

Художники *С. Инфантэ, Н. А. Новак*

Технический редактор *Е. В. Денюкова*

Корректоры *Е. Н. Клитина, Л. Н. Макарова*

Оригинал-макет подготовлен *О. Г. Лапко* в пакете **LaTeX 2<sub>ε</sub>**

Подписано в печать 15.05.12. Формат 70×100/16.  
Усл. печ. л. 22,10. Тираж 5000 экз. Заказ 3959

Издательство «БИНOM. Лаборатория знаний»

125167, Москва, проезд Аэропорта, д. 3

Телефон: (499) 157-5272

e-mail: [binom@Lbz.ru](mailto:binom@Lbz.ru)

<http://www.Lbz.ru>, <http://metodist.Lbz.ru>

При участии ООО Агентство печати «Столица»

тел.: (495) 331-14-38; e-mail: [apstolica@bk.ru](mailto:apstolica@bk.ru)

Отпечатано с готовых файлов заказчика  
в ОАО «Первая Образцовая типография»,  
филиал «УЛЬЯНОВСКИЙ ДОМ ПЕЧАТИ»  
432980, г. Ульяновск, ул. Гончарова, 14

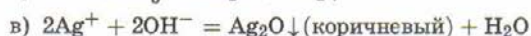
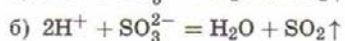
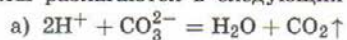


Таблица растворимости

	H <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>	*	Р	Р	— <sup>в</sup>	М	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F <sup>-</sup>	Р*	Р	Р	Р	М	Н	Н	Р	М	Н	М	М	М	М	М	М
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	—	Р	М	Р	Р	Р	—	Р	Р
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р*	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	— <sup>а</sup>	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	— <sup>б</sup>	Р	Р	Н	М	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S <sup>2-</sup>	М*	Р	Р	Н	+	+	+	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	+	+
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

Обозначения: **Р** — растворимое соединение, **М** — малорастворимое соединение, **Н** — нерастворимое соединение, **+** — соединение разлагается водой, **—** — соединение не существует, **\*** — слабый электролит.

Ожидаемые продукты разлагаются в следующих случаях:



#### Ряд активности металлов

Li K Ba Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H<sub>2</sub>) Cu Hg Ag Pt Au

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

	A	I	B	A	II	B	A	III	B	A	IV	B	A	V	B	A	VI	B	A	VII	B	A	VIII	B
1	(H)																		1 H водород 1,00794	2 He гелий 4,002602				
2	3 Li литий 6,941		4 Be бериллий 9,012182		5 B бор 10,811		6 C углерод 12,011		7 N азот 14,00674		8 O кислород 15,9994		9 F фтор 18,9984032		10 Ne неон 20,1797									
3	11 Na натрий 22,989768		12 Mg магний 24,3050		13 Al алюминий 26,981539		14 Si кремний 28,0855		15 P фосфор 30,973762		16 S сера 32,066		17 Cl хлор 35,4527		18 Ar аргон 39,948									
4	19 K калий 39,0983		20 Ca кальций 40,078		21 Sc скандий 44,955910		22 Ti титан 47,88		23 V ванадий 50,9415		24 Cr хром 51,9961		25 Mn марганец 54,93805		26 Fe железо 55,847		27 Co кобальт 58,93320		28 Ni никель 58,69					
		29 Cu медь 63,546		30 Zn цинк 65,39		31 Ga галлий 69,723		32 Ge германий 72,61		33 As мышьяк 74,92159		34 Se селен 78,96		35 Br бром 79,904		36 Kr криптон 83,80								
5	37 Rb рубидий 85,4678		38 Sr стронций 87,62		39 Y иттрий 88,90585		40 Zr цирконий 91,224		41 Nb ниобий 92,90638		42 Mo молибден 95,94		43 Tc технеций 97,9072		44 Ru рутений 101,07		45 Rh родий 102,90550		46 Pd палладий 106,42					
		47 Ag серебро 107,8682		48 Cd кадмий 112,411		49 In индий 114,82		50 Sn олово 118,710		51 Sb сурьма 121,75		52 Te теллур 127,60		53 I йод 126,90447		54 Xe ксенон 131,29								
6	55 Cs цезий 132,90543		56 Ba барий 137,327		57 La* лантан 138,9055		72 Hf гафний 178,49		73 Ta тантал 180,9479		74 W вольфрам 183,85		75 Re рений 186,207		76 Os осмий 190,2		77 Ir иридий 192,22		78 Pt платина 195,08					
		79 Au золото 196,96654		80 Hg ртуть 200,59		81 Tl таллий 204,3833		82 Pb свинец 207,2		83 Bi висмут 208,98037		84 Po полоний [208,99]		85 At астат [209,99]		86 Rn радон [222,02]								
7	87 Fr франций [223,02]		88 Ra радий [226,03]		89 Ac** актиний [227,03]		104 Rf резерфордий [261,11]		105 Db дубний [262]		106 Sg сисбеггий [263]		107 Bh борий [262]		108 Hs хассий [265]		109 Mt мейтнерий [266]		110 Ds дармштадтий [271]					
		111 Rg рентгений [272]		112 Cn коперниций [285]																				


АТОМНЫЙ НОМЕР	3	ЛИТИЙ	ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА
	Li		6,941

**H** — s-элементы  
**B** — p-элементы  
**V** — d-элементы  
**U** — f-элементы

* ЛАНТАНИДЫ	58 <b>Ce</b> ЦЕРИЙ 140,115	59 <b>Pr</b> ПРАЗЕОДИМ 140,90765	60 <b>Nd</b> НЕОДИМ 144,24	61 <b>Pm</b> ПРОМЕТИЙ [144,91]	62 <b>Sm</b> САМАРИЙ 150,36	63 <b>Eu</b> ЕВРОПИЙ 151,965	64 <b>Gd</b> ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 <b>Tb</b> ТЕРБИЙ 158,92534	66 <b>Dy</b> ДИСПРОЗИЙ 162,50	67 <b>Ho</b> ГОЛЬМИЙ 164,93032	68 <b>Er</b> ЭРБИЙ 167,26	69 <b>Tm</b> ТУЛИЙ 168,93421	70 <b>Yb</b> ИТТЕРБИЙ 173,04	71 <b>Lu</b> ЛЮТЕЦИЙ 174,967
	90 <b>Th</b> ТОРИЙ 232,0381	91 <b>Pa</b> ПРОТАКТИНИЙ 231,0359	92 <b>U</b> УРАН 238,0289	93 <b>Np</b> НЕПТУНИЙ 237,0482	94 <b>Pu</b> ПЛУТОНИЙ 244,0642	95 <b>Am</b> АМЕРИЦИЙ 243,0614	96 <b>Cm</b> КЮРИЙ 247,0703	97 <b>Bk</b> БЕРКЛИЙ 247,0703	98 <b>Cf</b> КАЛИФОРНИЙ 251,0796	99 <b>Es</b> ЭЙНШТЕЙНИЙ 252,083	100 <b>Fm</b> ФЕРМИЙ 257,0951	101 <b>Md</b> МЕНДЕЛЕВИЙ 258,099	102 <b>No</b> НОБЕЛИЙ 259,1009	103 <b>Lr</b> ЛОУРЕНСИЙ 260,105



# ТИПЫ РЕЧИ

Тип речи	На какой вопрос даётся ответ в тексте	О чём говорится в тексте	Типичное строение текста	Типичные языковые особенности
<b>Описание</b>	<b>Каков</b> предмет, человек?	О признаках предмета, человека и т. д.	Общее впечатление (общий признак) и отдельные признаки предмета, человека и т. д. Возможен вывод	Использование в художественном описании прилагательных и причастий, помогающих точно и выразительно «нарисовать» предмет, лицо
<b>Повествование</b>	<b>Что происходит</b> с предметом, человеком?	О событиях и действиях		Использование глаголов, а также слов и словосочетаний, указывающих на последовательность действий (сначала, потом, затем, после этого)
<b>Рассуждение</b>	<b>Почему</b> предмет, человек такой? Почему он поступает так, а не иначе?	О причинах действий, признаков, событий	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Тезис (основная мысль)</li> <li>2. Аргументы (доказательства)</li> <li>3. Вывод</li> </ol>	Использование вводных слов, подчёркивающих последовательность изложения мыслей, доказательств (во-первых, во-вторых, следовательно, таким образом, итак)