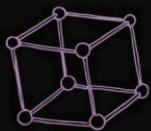


# НАУКА НА ПАЛЬЦАХ

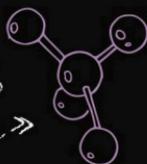
АНДРЕЙ ШЛЯХОВ

# ХИМИЯ

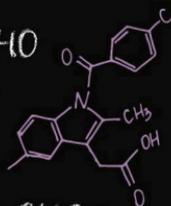
ДЛЯ ТЕХ,  
КТО ВСЁ ЗАБЫЛ



«Никогда не любила химию,  
но эту книгу читала запоем»



«Занимательно, познавательно  
и просто очень интересно»



«Вижу таблицу Менделеева во сне»

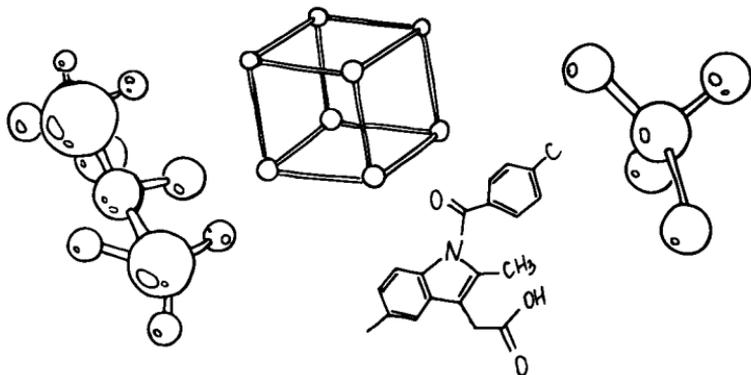


НАУКА  
НА ПАЛЬЦАХ

АНДРЕЙ ШЛЯХОВ

# ХИМИЯ

ДЛЯ ТЕХ,  
КТО ВСЁ ЗАБЫЛ



Москва  
Издательство АСТ

УДК 54  
ББК 24  
Ш 70

**Шляхов, Андрей Леонович**

Ш70 Химия для тех, кто все забыл / Андрей Шляхов; — Москва: Издательство АСТ, 2019, — 384 с. — (Наука на пальцах).

ISBN 978-5-17-109991-6

Эта книга предназначена для тех, кто не привык кинуть перед телевизором или зависать над смартфоном. Она для любознательных людей, которые готовы дать пищу уму, вспомнить давно забытое или узнать что-то новое. Эта книга — не учебник, не руководство и не задачник, а сборник бесед на химические темы. Форма подачи материала легкая и ни к чему не обязывающая. Каждая глава начинается с чего-то «отвлеченного», что на первый взгляд может вообще не иметь никакого отношения к химии, а затем разговор от отвлеченного переходит к конкретному. Премудрость химическая излагается не в установленном учебниками порядке, а «вразброс», применительно к теме главы. Так легче, проще и интереснее.

УДК 54  
ББК 24

«Химия —  
в математическом обследовании ее —  
есть философия природы».

*Михаил Осипович Меншиков,  
русский мыслитель,  
публицист и общественный деятель*

## ОТ АВТОРА

Эта книга предназначена для тех, кто почти или совсем забыл премудрости химической науки, но хотел бы вспомнить забытое.

Эта книга — не учебник, не руководство и не задачник, а сборник бесед на химические темы. Форма подачи материала легкая и ни к чему не обязывающая. Каждая глава начинается с чего-то «отвлеченного», что на первый взгляд может вообще не иметь никакого отношения к химии, а затем разговор от отвлеченного переходит к конкретному. Премудрость химическая излагается не в установленном учебниками порядке, а «вразброс», применительно к теме главы. Так легче, проще и интереснее. Это же не учебник... Но в ходе бесед в той или иной степени освещаются все темы из школьного курса химии, так что те, кто дочитает до конца, смогут вспомнить все.

Да, вот еще что — эту книгу можно читать в любом порядке. Хотите — читайте с начала, хотите — с конца, можно сначала прочесть четные

главы, а затем перейти к нечетным или наоборот. Важно только одно — если вы хотите вспомнить все, то вы должны прочесть все главы.

Желание углубить всплывшие из недр памяти знания приветствуется, но целиком и полностью остается на усмотрение читателей.

Во время чтения не обязательно иметь под рукой тетрадку и ручку, а вот периодическую таблицу Менделеева в распечатанном виде иметь под рукой желательно. Только распечатайте так называемый длинный вариант или длиннопериодную форму, утвержденную Международным союзом теоретической и прикладной химии (IUPAC) в качестве основного. Этот вариант удобнее, нагляднее и вообще лучше короткого, который был официально отменен Международным союзом еще в 1989 году, но продолжает «жить после смерти», то есть встречаться в различных изданиях.

И раз уж зашла речь о таблице Менделеева, то давайте вспомним, что периодическая система химических элементов, названная в честь своего создателя, русского химика Дмитрия Ивановича Менделеева, представляет собой классификацию химических элементов, в которой показана зависимость свойств элементов от заряда атомного ядра (от их атомного веса).

Горизонтальные строки химических элементов в таблице Менделеева называются «периодами».

Электроны вращаются вокруг ядра атома по орбитам, которые называют «слоями», или «оболочками». Число электронных слоев атома равно номеру периода в периодической системе Менделеева. У атома водорода, находящегося в первом пери-

оде, всего один электронный слой, или одна электронная оболочка. У всех элементов второго периода — по две оболочки и именно по этому признаку они объединены в один период. И так далее...

Если идти слева направо, то у каждого последующего химического элемента в периоде будет на один электрон больше, чем у предыдущего.

Рядом со знаком элемента помимо порядкового номера и другой информации, указана атомная масса элемента, точнее — относительная атомная масса, потому что она определяется как отношение массы атома данного элемента к  $1/12$  массы нейтрального атома изотопа углерода-12, которую называют атомной единицей массы (а. е. м.) или «дальтоном» (Да). Изотоп — это атом химического элемента, отличающийся от другого атома того же элемента атомной массой. В природе все химические элементы существуют в виде смесей изотопов. В таблице Менделеева приводятся средние значения относительных атомных масс химических элементов с учетом их изотопного состава, поэтому-то атомные массы выражены дробными числами.

Вертикальные столбцы химических элементов называются «группами». Групп в периодической системе химических элементов восемнадцать. Все элементы одной группы обладают схожими химическими свойствами.

Вспомнили? Вспомнили. И не слишком устали и заскучать не успели, верно?

Вот так мы и станем вспоминать химию — легко и нескучно.

И сами не заметим, как все вспомним.

В добрый путь!

## ГЛАВА ПЕРВАЯ. СЛЕДСТВИЕ ВЕДУТ ЗНАТОКИ, ИЛИ ТАЙНА ДВУХ УБИЙСТВ

**В**ас удивило название главы? Вы решили, что при верстке в книгу о химии по ошибке попала глава из какого-то детектива, читатели которого в эту минуту с таким же удивлением смотрят на главу с названием «Основы химической науки»?

Или, хуже того — после написания предисловия автор вообразил, что он пишет детектив и понесся на всех парах да не в ту степь?

Ничего подобного!

Все главы на своих местах, и автор ничего не напутал. Мы с вами действительно проведем следствие, устроим нечто вроде «очной ставки», а попросту говоря сравним два убийства, описанных в литературе.

Первое из этих убийств произошло на самом деле, а второе, скорее всего, было выдуманно автором, но это не важно. Для нас с вами важна, если можно так выразиться, «химическая составляющая» обоих преступлений.

Подробности убийства Григория Распутина, последнего фаворита последнего российского императора, широко известны. Один из убийц, князь Феликс Юсупов, в своих воспоминаниях подробнейшим образом описал преступление, совершенное им и его сообщниками. Так подробно все изложил, как будто не мемуары, а чистосердечное признание для следователя писал.

Изначально убийцы Распутина намеревались отравить свою жертву цианистым калием. Юсупов рассказал, как сам он вынул из шкафа стоявшую там коробку с ядом, а его сообщник доктор Лазоверт<sup>1</sup> растолок «палочки» цианистого калия в порошок, который сразу же добавил в три шоколадных эклера. Поднял «крышечку» эклера, всыпал порошок и вернул крышечку на место. Юсупов подчеркивает, что доза яда в каждом пирожном была порядочной.

Обратите внимание на следующие обстоятельства:

- коробка стояла в шкафу;
- цианистый калий находился в коробке не в форме порошка, а в форме «палочек», то есть небольших пластин (брикетов);
- цианистый калий был добавлен в три шоколадных эклера;

<sup>1</sup> Существует мнение, будто под именем капитана медицинской службы Станислава Сергеевича Лазоверта в воспоминаниях выведен британский разведчик Освальд Рейнер, учившийся вместе с Юсуповым в Оксфордском университете, но для нас эта деталь значения не имеет.

— цианистый калий был добавлен в эклеры сразу же после растирания «палочек» в порошок.

Важно, что яд хранился в шкафу, да еще и в коробочке, а не на открытом воздухе. Дело в том, что на воздухе цианистый калий (он же — цианид калия) в результате взаимодействия с углекислым газом и водными парами со временем превращается в нетоксичный карбонат калия, или поташ.

Уравнение этой реакции выглядит так:

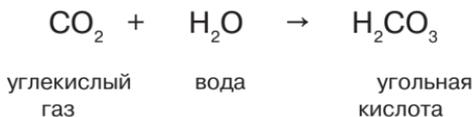


цианид калия	углекислый газ	вода	карбонат калия	синильная кислота
-----------------	-------------------	------	-------------------	----------------------

Стрелка, направленная вверх, показывает, что образовавшееся вещество улетучивается в виде паров.

При направлении вниз стрелка показывает, что образовавшееся вещество выпадает в осадок. Если вы видите в уравнении такую стрелку, то знайте, что реакция происходит в растворе.

Яд (синильная кислота) испаряется, а безвредный карбонат калия остается. По сути дела эта реакция представляет собой взаимодействие цианида калия с угольной кислотой, образованной парами воды и углекислого газа.



Давайте вспомним, что кислотами называются сложные вещества, состоящие из одного или не-

скольких атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, а также из кислотных остатков.

Примеры кислот:  $\text{HCl}$  — соляная, или хлороводородная кислота,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — серная кислота,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  — угольная кислота.

Сложные вещества, образованные атомами металла, связанными с одной или несколькими гидроксогруппами ( $-\text{OH}$ ), состоящими из водорода и кислорода, называются основаниями, или гидроксидами («водными оксидами»).

Примеры оснований:  $\text{LiOH}$  — гидроксид лития,  $\text{NaOH}$  — гидроксид натрия,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  — гидроксид меди,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  — гидроксид железа.

Основания разделяются на растворимые, называемые щелочами, и нерастворимые.

Если гидроксид — это «водный оксид», то что такое «простой» оксид?

Оксидами называются — сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, одним из которых является кислород. Из двух, обратите внимание!

Например,  $\text{CO}_2$  — это оксид углерода,  $\text{H}_2\text{O}$ , известная всем вода, представляет собой оксид водорода, а  $\text{SiO}_2$  — это оксид кремния. Но  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  или, скажем,  $\text{CaSO}_4$  оксидами не являются, несмотря на наличие кислорода в их молекулах. Три или более элемента, это уже не оксид.

$\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{CaSO}_4$  — это соли, сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотного остатка.  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  — это метасиликат натрия, а  $\text{CaSO}_4$  — сульфат кальция.

Между прочим, мы с вами только что вспомнили четыре основных класса неорганических веществ —

оксиды, основания, или гидроксиды, кислоты и соли. Давайте вспомним, что такое неорганические вещества, и вернемся к нашему расследованию.

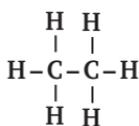
Неорганическими веществами или (неорганическими соединениями) называются вещества, в молекулах которых нет углеродного скелета, характерного для органических веществ.

Обратите внимание на то, что речь идет об отсутствии углеродного скелета, а не атомов углерода! Молекулы цианида калия, или синильной кислоты, содержат атомы углерода, но эти вещества относятся к неорганическим, потому что не имеют углеродного скелета, последовательности химически связанных друг с другом атомов углерода, составляющей основу молекулы.

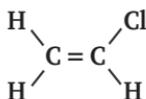
Сравните структурные формулы синильной кислоты и шести органических веществ (черточками обозначены химические связи)



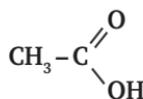
Синильная кислота



Этан



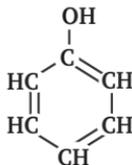
Винилхлорид



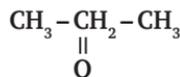
Уксусная кислота



Этиловый спирт



Фенол



Ацетон

Формулы органических веществ

В молекуле синильной кислоты всего один атом углерода, который не образует скелета, а в молекулах органических веществ скелет есть. Хотя бы образованный из двух атомов углерода.

Правда, из этого правила есть исключение — химическое вещество с формулой  $\text{CH}_4$ , называемое «метаном», относят к органическим веществам, поскольку по своим свойствам оно схоже с органическими веществами, а не с неорганическими.

Но давайте вернемся к убийству Распутина.

Одно и то же количество вещества в форме порошка, то есть множества мелких частиц, и в форме брикета имеет разные площади поверхности соприкосновения с воздухом. Площадь суммарной поверхности множества частиц гораздо больше поверхности брикета. Поскольку яд был добавлен в каждое пирожное сразу же после растирания «палочки» в порошок, а затем «крышечки» эклеров вернулись на место, то контакт яда с воздухом был сведен к минимуму. Поташа за это время, а также за время хранения «палочек» в коробочке в шкафу образовалось настолько мало, что его можно в расчет не принимать. Короче говоря, яд своей силы не потерял. Вдобавок перед самым отравлением часть порошка была всыпана в приготовленные для вина бокалы. Юсупов пишет, что убийцы намеренно сделали это как можно позже, чтобы яд не потерял своей силы при продолжительном испарении.

Все было хорошо продумано и сделано в точном соответствии с планом.

Но тем не менее все почему-то пошло наперекосяк. Поддавшись на уговоры Юсупова, Распутин съел два (два!) отравленных эклера и продолжал как ни в чем не бывало вести беседу. Изумленный Юсупов предложил Распутину вина. Два бокала отравленного вина на Распутина тоже не подействовали... В конце концов убийцам пришлось пускать в ход огнестрельное оружие.

Многие читатели сейчас скажут: «Не знал князь-неуч, что сахар нейтрализует цианистый калий и прочие цианиды. Химию ему нужно было бы учить в университете, вместо того, чтобы по балам да по бабам шляться. Получилось так, что Юсупов вместе с ядом давал Распутину и противоядие — сладкий крем в эклерах, сладкое вино».

Хорошо, пусть так.

А вот вам отрывок из детективного рассказа Айзека Азимова «What's in a Name?» (оригинальное название приведено потому, что в русском переводе этот рассказ известен под множественством названий: «Что значит имя?», «Что в имени?», «Что в имени твоём?», «Смерть милашки», «Библиотечные двойняшки» и т.д.): «Причиной смерти, скорее всего, был цианид, находившийся в сахарнице... Кто-то подложил цианид в сахар и добавил эту смесь в одну чашку...»

Две девушки пили чай. Та, у которой в чашке под видом сахара оказалась смесь сахарного песка и цианистого калия, умерла. Та, что пила чай без сахара осталась жива.

Многие читатели сейчас скажут: «Не знал Азимов, что сахар нейтрализует цианистый ка-

лий и прочие цианиды, потому и допустил такой ляп». И вспомнят к месту Конан Дойля, у которого в «Пестрой ленте» змея пьет молоко, или, например, Жюль Верна, описавшего в «Детях капитана Гранта» как кондор унес в когтях тело двенадцатилетнего мальчика. С кем, мол, не бывает. На каждую старуху — своя проруха.

Своя, однозначно. Возможно, что и Айзек Азимов был не очень-то знаком с пищевыми привычками змей и возможностями кондоров. Но уж химию-то он знал хорошо. Настолько хорошо, насколько ее может знать доцент (associate professor), преподающий биохимию на медицинском факультете Бостонского университета и имеющий докторскую ученую степень. Причем в момент написания рассказа (первая половина 1956 года) Азимов работал в университете, то есть имел ясный ум и полный багаж профессиональных знаний. Другое дело, если бы рассказ был написан им на склоне лет, когда память слабеет и ум не так остер. Согласитесь, что в 1956 году доцент Азимов знал, куда именно надо подкладывать цианид калия. И подложил его в сахарницу, смешав одни белые кристаллы с другими (они и впрямь на вид очень похожи — не различить).

А князь Юсупов рассказывал о методе убийства честно (это с мотивами он заврался, но не в них дело).

Так где же правда?

У одного автора сахар нейтрализует токсическое действие цианида калия, а у другого — нет. Может, тобольские мужики настолько суровы,

что с молодых ногтей вместо сахара кладут в чай цианистый калий? И годам к четырнадцати у них вырабатывается иммунитет к цианидам?

Нет, иммунитет к цианидам выработать невозможно. Ядовитое действие синильной кислоты и ее солей обусловлено способностью цианидного аниона ( $\text{CN}^-$ ), или цианид-аниона, блокировать один из ферментов, обеспечивающих процесс дыхания в клетках организма. Легкие насыщают кровь кислородом, а организм им не в состоянии воспользоваться, развивается «общее» удушье. И ничего с этим не поделать. И никак к этому не привыкнуть. Пытаться выработать иммунитет к цианидам путем приема их в микроскопических, не смертельных дозах — это все равно что пытаться выработать иммунитет к повешению посредством многократного несильного сдавливания шеи веревкой.

Давайте вспомним к месту, что каждый атом состоит из положительно заряженного атомного ядра и отрицательно заряженных электронов, которые вокруг этого ядра вращаются. Земля, вокруг которой вращается Луна, похожа на атом, имеющий один электрон — на атом водорода. Отдавая или принимая электроны, нейтрально заряженные атомы или молекулы превращаются в заряженные частицы — ионы. Отдал один или несколько электронов — стал положительно заряженным ионом, потому что начал преобладать положительный заряд ядра. Присоединил электроны — зарядился отрицательно. Положительно заряженные ионы называют «катионами», а отрицательно заряженные — «анионами». Запомнить,

как что называется, помогает фраза: «Катя (катион) хорошая, а вот Аня (анион) — плохая».

Так в чем же дело?

А дело в том, что рыба — не мясо, курица — не птица, а глюкоза — не сахар. С бытовой точки зрения не сахар. «Сахаром» в быту называют сахарозу.

Но давайте по порядку.

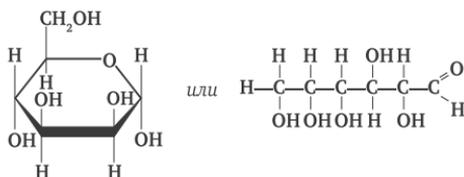
Начнем с того, что называется углеводами.

Углеводы, или сахараиды, — это органические соединения, содержащие карбонильную группу ( $=C=O$ ) и несколько гидроксильных групп ( $-OH$ ), имеющих общую формулу  $C_n(H_2O)_m$  (где  $n$  и  $m$  больше 3).

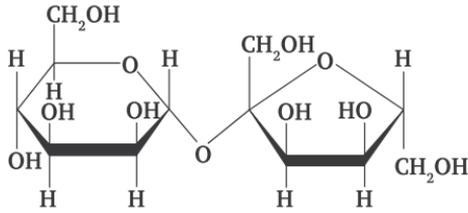
Посмотрите на общую формулу и вы поймете, почему вещества этой группы называются «углеводами». Их формулы выглядят как соединения углерода ( $C$ ) с водой ( $H_2O$ ).

Углеводы — это органические соединения, поскольку их молекулы имеют углеродный скелет.

Углеводы делятся на простые сахара или моносахариды (например - глюкоза, фруктоза, рибоза) и полисахариды, гигантские молекулы которых состоят из этих простых сахаров (например — крахмал или целлюлоза). Такие гигантские молекулы, состоящие из относительно мелких повторяющихся фрагментов, называются полимерами.



**Глюкоза**  $C_6H_{12}O_6$



**Сахароза**  $C_{12}H_{22}O_{11}$

Не удивляйтесь тому, что молекула глюкозы в одном случае изображена в виде шестиугольника, а в другом — в виде цепочки. Органические соединения могут всяко разно «извращаться» со своими углеродными скелетами. Хочу — в кольцо сомкну, хочу — в цепочку вытяну, хочу — наизнанку выверну. В химии существует такое понятие, как «изомеры». Изомерами называются молекулы или ионы, имеющие одинаковый атомный состав, но различающиеся строением или расположением атомов в пространстве.

Также не удивляйтесь тому, что в наших шестиугольниках не обозначены «центровые» атомы углерода, составляющие скелет. Такое допускается химическими правилами.

Об изомерах мы еще поговорим, а сейчас нам важно другое.

Посмотрите на структурную формулу глюкозы в виде цепочки.

Видите справа группу атомов ? Это так называемая альдегидная группа, атом углерода, связанный двумя химическими связями с атомом кислорода и одной связью — с атомом во-

дорода. Вещества, имеющие в своих молекулах такую группу, называются «альдегидами».

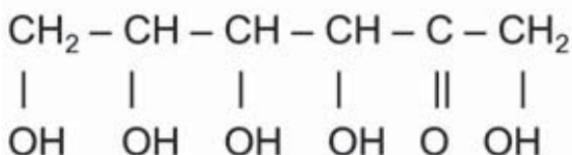
Глюкоза, или виноградный сахар, представляет собой и альдегид, и сахарид. Такое вот оно «двуличное» вещество. А еще, благодаря содержанию гидроксильных групп, она относится к спиртам, но для нас сейчас имеет значение только то, что глюкоза — это альдегид. Это раз.

Глюкозная «цепочка» замыкается в «кольцо» при помощи атома кислорода альдегидной группы, который «отбирает» одну связь от «своего» атома углерода и «отдает» ее «чужому» атому, находящемуся на другом конце цепочки. «Свой» атом углерода взамен получает связь с «чужим» атомом водорода. Связям негде оставаться незанятыми. Опять же, если «чужой» атом углерода не высвободит одну химическую связь посредством отдачи атома водорода «своему» атому углерода, то ему нечем будет связаться с атомом кислорода.

То есть у молекулы глюкозы, замкнутой в «шестиугольное кольцо», нет альдегидной группы. Это важно.

Молекула сахарозы, того самого вещества, которое мы в быту называем «сахаром», состоит из остатков молекул глюкозы и другого углевода-моносахарида — фруктозы. Сахарозой богаты сахарная свекла и сахарный тростник. Фруктоза в тех или иных количествах содержится практически во всех плодах, а также в меде. Глюкоза содержится не только в винограде, но и в других плодах. Из остатков молекул глюкозы составлены молекулы крахмала и целлюлозы.

Если развернуть молекулу фруктозы в цепочку, то она будет выглядеть следующим образом:



Структурная формула фруктозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Альдегидной группы  в молекуле фруктозы нет. Есть так называемая кетонная группа ( $=\text{C}=\text{O}$ ), на изображении формулы она вторая справа.

Фруктозная «цепочка» замыкается аналогично глюкозной. То есть у молекулы фруктозы, замкнутой в шестиугольное кольцо, нет кетонной группы точно так же, как нет альдегидной группы у «кольцевой» молекулы глюкозы. Это два.

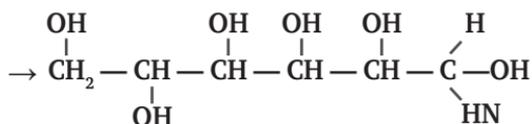
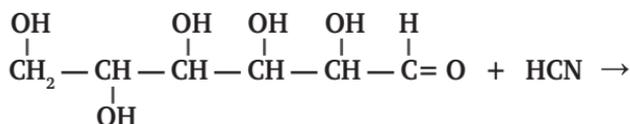
Для того, чтобы у глюкозы и фруктозы появились альдегидная и кетонная группы, молекула сахарозы сначала должна распасться на молекулы глюкозы и фруктозы, которые, в свою очередь, должны развернуться в цепочку. Этот процесс происходит в нашем желудочно-кишечном тракте в ходе пищеварительного процесса. Это три.

Вы можете подумать — да что такого уникального в этих альдегидных и кетонных группах? Не пуп земли, в конце концов.

Да — не пуп. И даже не макушка, если уж на то пошло и мы перешли к анатомическим сравнениям.

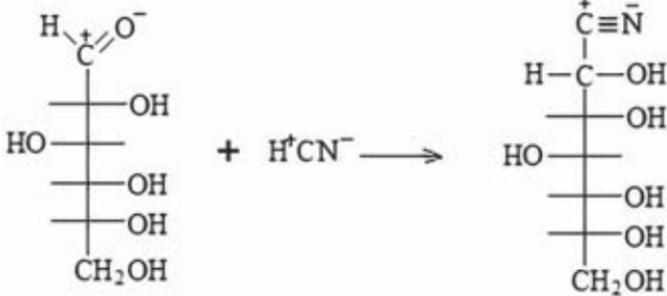
Дело в том, что именно с альдегидной и кетонной группами вступает в реакцию смертоносный цианид-ион, связывается с ними. В результате таких реакций образуются невредные или хотя бы не смертоносные соединения, называемые циангидринами, если реакция идет по альдегидной группе, или нитрилами, если в реакции участвует кетонная группа.

Вот уравнение реакции взаимодействия глюкозы с синильной кислотой (HCN).



Циангидрин глюкозы — нетоксичное вещество, сравнимое по опасности с учебной гранатой. Образно говоря, можно сказать, что альдегидная группа «вынимает запал» из цианидной гранаты, делая ее безвредной. Или можно сказать: «связывает бандита по кличке Цианид по рукам и ногам».

А вот уравнение реакции взаимодействия фруктозы с синильной кислотой.



Образующийся в результате этой реакции нитрил фруктозы так же нетоксичен, как и циангидрин глюкозы.

Но для того чтобы у глюкозы и фруктозы появились альдегидные и кетоновые группы, молекула сахарозы должна распасться на два «кольца», а кольца эти должны «развернуться» в цепочки! Сама сахароза ни с синильной кислотой, ни с ее солями-цианидами взаимодействовать не может. Для того чтобы наш бытовой сахар стал противоядием, требуется некоторое время. Весьма незначительное время, поскольку этот процесс (расщепление сахарозы) начинается уже в ротовой полости под действием ферментов слюны.

Что произошло с отравленными пирожными, которые съел Распутин? Откусил разок с краю, пережевал, проглотил, получил сколько-то глюкозы и фруктозы в результате расщепления съеденной сахарозы. Откусил второй раз, уже ближе к середине, там, куда уже был насыпан цианид калия. Цианид был обезврежен глюкозой и фруктозой, которые уже поступили в кровь из перво-

го куска пирожного. Вдобавок в кровь поступила дополнительная порция глюкозы и фруктозы...

Да, получается так, что в пирожных князь Юсупов вместе с ядом давал Распутину и противоядие. Точнее — давал сначала противоядие, а потом уже яд. Ну а смешивать цианид калия с вином, в котором содержатся глюкоза и фруктоза в чистом виде (глюкоза — это же виноградный сахар), вообще глупо. Только даром продукт переводить. Вино обезвреживалось еще до того, как Распутин начинал его пить. С таким же успехом князь мог ему и несколько литров «отравленного» вина «скормить», никакого толку бы не было. Чем в таком вине можно отравиться, так это этиловым спиртом, но по части этилового спирта организм у Распутина был весьма закаленным.

Но если выпить смесь, содержащую цианистый калий и сахарозу, то есть отравленный чай из рассказа Айзека Азимова, то картина получится другая. Оба вещества одновременно попадают в желудок и за те мгновения, пока сахароза распадается на глюкозу да фруктозу и всасывается в кровь, злодейский цианид-ион успевает сделать свое черное дело. Он всасывается первым и «выключает» дыхательный процесс в клетках организма. «Успех — это успеть», как говорила Марина Цветаева. Так что никакой ошибки у Азимова нет.

Во время нашего следствия мы не только разобрали интересный вопрос, но и вспомнили основные классы неорганических веществ, а также возобновили знакомство с углеводами.

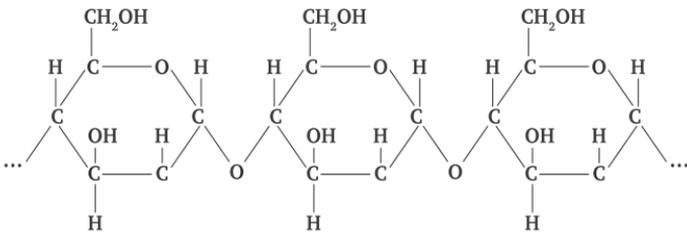
У многих читателей в ходе чтения мог возникнуть вполне закономерный, но не относящийся

непосредственно к следствию вопрос — как могут два вещества, образованные остатками одних и тех же молекул глюкозы, настолько сильно различаться по своим химическим и физическим свойствам, как мягкий крахмал и жесткая целлюлоза?

Крахмал для нас съедобен, а вот целлюлозой способны питаться термиты и некоторые другие насекомые, которые едят древесину, да жвачные животные, которые едят траву.

На самом деле — могут, еще как могут, и суть различий обусловлена пространственным расположением остатков молекул глюкозы в обоих веществах. Если в крахмале все повторяющиеся остатки молекулы глюкозы ориентированы одним и тем же образом (-P-P-P-P-P-P-), то в целлюлозе каждый последующий остаток повернут на 180 градусов относительно предыдущего звена вокруг оси, образованной цепью остатков (-P-β-P-β-P-β-). Различное расположение глюкозных остатков обуславливает разные типы связей между ними. Связь между глюкозными остатками в молекуле целлюлозы является более крепкой, нежели в молекуле крахмала, поэтому целлюлозу труднее переваривать.

**Шляхов Андрей**  
(ХИМИЯ ДЛЯ ТЕХ, КТО ВСЕ ЗАБЫЛ)



Фрагмент молекулы целлюлозы

В химии нет мелочей. Любое различие в строении молекул может сказаться на химических и физических свойствах.

Для того чтобы понять это лучше, прочувствовать как следует, «до печенок», можно произвести очень простой и очень наглядный опыт. Возьмите в одну руку деревянный брусок или что-то деревянное, а в другую — банан. Правда же, трудно поверить, что в обеих руках находятся вещества, образованные из одного и того же «стройматериала» — молекул глюкозы. Но, тем не менее, это так. Из одних и тех же кирпичей можно и шаткий домишко сложить, и непреодолимую крепостную стену.

Все дело в том, как строить.

Вся суть — в деталях и нюансах.

В завершение давайте вспомним, что в химии называется «раствором».

Вот вам задачка. Выберите из перечисленных названий те, которые являются растворами:

1. ВОЗДУХ
2. БРОНЗА
3. МОРСКАЯ ВОДА
4. МОЛОКО
5. ЦЕМЕНТ

Выбрали?

Правильными ответами будут №2 и №3. Бронза и морская вода — это растворы. Условно можно отнести к растворам и воздух, но его чаще относят к смесям. Чуть позже мы к воздуху вернемся, а пока давайте вспомним определение.

Раствором называется однородная система, состоящая из молекул растворителя и раство-

ренного вещества, между которыми происходят физические и химические взаимодействия.

Обратите внимание на слово «однородная»! Если раствор не однородный, то это не раствор а суспензия или эмульсия. Суспензией называют взвесь, в которой между молекулами жидкости равномерно распределены мелкие частицы твердого вещества. А эмульсией называют взвесь, в которой мелкие капельки одной жидкости распределены между молекулами другой жидкости. Молоко — это эмульсия, а жидкий цемент — суспензия.

Надо понимать, что раствор — это не новое вещество, а смесь одного вещества с другим. Растворы, подобно веществам, могут находиться в трех агрегатных состояниях — твердом (остывшие сплавы), жидком (растворы солей в воде) и газообразном (воздух). С воздухом и вообще всеми газами существует небольшая заговздка. Между молекулами растворителя и растворенного вещества, происходят определенные физические и химические взаимодействия. Так, например, при растворении кристаллов сахара (сахарозы) в воде между молекулами сахарозы, находящимися на поверхности кристаллов, и молекулами воды образуются межмолекулярные водородные связи. Образно говоря, молекулы воды «растаскивают» кристалл сахара по молекулам. Это происходит благодаря постоянному тепловому движению<sup>1</sup> молекул воды.

---

<sup>1</sup> Тепловое движение представляет собой процесс хаотичного движения частиц, образующих вещество. Скорость движения частиц возрастает с повышением температуры, поэтому в горячей воде сахар растворяется быстрее, чем в холодной.



Растворение сахара в воде (белые кружочки — молекулы сахара, темные кружочки — молекулы воды)

Растворы газов, несмотря на их однородность, принято называть «смесями», поскольку в газообразном состоянии между молекулами растворителя и растворяемого вещества никакого взаимодействия не происходит. Так что, с одной стороны, воздух — это раствор ряда газов в азоте, а с другой — смесь газов, в которой преобладает азот. Такие вот «дипломатические» тонкости.

Какое вещество следует считать растворителем?

Растворителем считают то вещество, которое не изменяет своего агрегатного состояния в растворе. Пример — при растворении твердого хлорида натрия (поваренной соли) в жидкой воде растворителем считается вода, не изменяющая своего состояния.

Если же смешиваются вещества в одинаковом агрегатном состоянии, то растворителем считают то вещество, которого в растворе содержится больше. Правда из этого правила есть одно исключение. Воду принято считать растворителем в любом случае, вне зависимости от ее количества. Так, например смесь трех частей этилового спирта и одной части воды будет считаться 75% раствором этилового спирта в воде, а не раствором воды в спирте.

По количеству растворенного вещества растворы делятся на концентрированные и разбавленные, но кроме понятия концентрации в химии есть еще и понятие насыщенности.

Насыщенным называется такой раствор, в котором растворенное вещество при данных условиях (температуре и давлении) достигло максимальной концентрации и больше растворяться не может. В ненасыщенном же растворе можно дополнительно растворить какое-то количество вещества. Существуют также и перенасыщенные растворы, в которых растворенного вещества содержится больше, чем может максимально раствориться в данном растворителе при данных условиях.

Абсурд?

Никакого абсурда!

Дело в том, что чем выше температура растворителя, тем больше твердого вещества можно в нем растворить. Чем выше температура растворителя, тем быстрее движутся его молекулы, тем интенсивнее они «растаскивают» молекулы растворяемого вещества. Перенасыщенные

растворы получают постепенным охлаждением насыщенных растворов. На определенной стадии процесса охлаждения получается перенасыщенный раствор, такой, в котором растворено больше вещества, чем возможно растворить при данной температуре. Перенасыщенные растворы нестойки, при малейшем воздействии (например при легком встряхивании) избыток растворенного вещества выпадает в осадок.

Вопрос на засыпку — будет ли раствор иметь большую плотность, нежели чистый растворитель?

На первый взгляд — да, будет, поскольку при растворении происходит добавление вещества к растворителю, что должно увеличивать плотность раствора относительно плотности растворителя. На деле же все не так. Если взять в качестве растворителя воду (она удобна для примера), то выяснится, что при растворении в воде веществ, плотность которых меньше плотности воды (например — этилового спирта  $C_2H_5OH$ ), плотность полученного раствора будет меньше плотности воды. При растворении в воде веществ, плотность которых больше плотности воды (например — серной кислоты  $H_2SO_4$ ), плотность раствора будет больше плотности воды.

**ПОСТСКРИПТУМ.** Касательно знания химии убийцами Распутина нужно сказать следующее. В начале XX века ученые-химики уже знали, что в растворе сахара цианиды теряют свою токсичность, но объяснить причину такого явления не могли. Только в 1915 году немецкие ученые

Рупп и Гольце установили, что, реагируя с веществами, содержащими альдегидную группу, токсичные цианиды образуют нетоксичные циангидрины. Григорий Распутин был убит в декабре 1916 года, спустя год с небольшим после публикации статьи о циангидринах. На то время это знание еще не распространилось широко и не вошло в университетские курсы, о нем знали только в узких научных кругах.

## ГЛАВА ВТОРАЯ.

### ЭТИ «ЖЕЛЕЗНЫЕ» ЯБЛОКИ

**О**бщеизвестно, что в яблоках содержится много железа. Именно железо «виновато» в том, что яблоки довольно быстро темнеют на срезе. Происходит окисление железа кислородом воздуха, а окисленное железо, то есть — ржавчина, имеет красно-коричневый цвет.

Искренне веря в то, что мало какой продукт питания богат железом больше яблок, многие люди едят яблоки (именно яблоки!) не столько удовольствия ради, сколько ради насыщения организма столь нужным ему железом. И стараются выбирать те сорта, которые темнеют на срезе быстрее прочих, поскольку в них железа содержится больше всего.

Давайте проведем несложный опыт.

Для него нам понадобятся две тарелки или два блюда белого цвета, одно яблоко, небольшой лоскуток наждачной шкурки, напильник по металлу (неважно какой) и кусок железа (круп-

ный гвоздь, или штырь, или обрезок трубы, или еще что-то, что не жаль испортить).

При помощи наждачной шкурки удалите ржавчину с участка железного предмета.

Поводите напильником по очищенному участку, чтобы получить немного металлических опилок. «Свежих», блестящих, нисколько не тронутых ржавчиной (недаром же вы наждачной шкуркой металл терли).

Высыпьте опилки в середину одной тарелки и добавьте к ним каплю-другую воды.

Разрежьте яблоко на любое количество частей и один ломтик положите на другую тарелку. Оставшееся можете съесть, для опыта оно не понадобится.

Сделайте пятнадцатиминутную паузу, которой нам с вами будет достаточно для того, чтобы вспомнить что представляет собой окисление.

Все химические реакции можно разделить на два типа — окислительно-восстановительные реакции и прочие реакции.

Окислительно-восстановительными называются такие химические реакции, в процессе которых происходит передача электронов от одного химического элемента к другому.

«Окислением» называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. «Восстановлением» называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.

В химии существует условное понятие, называемое «степенью окисления». Оно показывает «избыток» или «недостачу» электронов у отдель-

ного атома молекулы и соответствует количеству электронов, которое следует присоединить к положительному иону, чтобы восстановить его до нейтрального атома, или отнять от отрицательного иона, чтобы окислить его до нейтрального атома. Степень окисления может быть положительной («+») или отрицательной («-»).

При окислении степень окисления повышается, а при восстановлении — понижается.

Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются восстановителями. Во время реакции они окисляются.

Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются окислителями. Во время реакции они восстанавливаются.

Поскольку атомы, молекулы и ионы входят в состав определенных, то и эти вещества соответственно называются восстановителями или окислителями.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано с окислением, поскольку если одна частица принимает электроны, то другая должна их отдать. «Из ничего» ничего не может возникнуть.

Элемент, отдающий электроны, окисляется, а присоединяющий их — восстанавливается. Это легко запомнить при помощи следующего приема: присоединил электроны, значит — восстановился. Присоединение, получение чего-то со стороны, способствует восстановлению. Отдал электроны, считай — потерял что имел, и расстроился, ходишь с кислой физиономией, то есть — окислился.

Все химические элементы разделяются на две большие группы — металлы и неметаллы. Разница между ними в том, что металлы отдают электроны, а неметаллы их присоединяют. То есть металлы являются восстановителями, а неметаллы — окислителями.

Примеры металлов — железо, ртуть, медь, серебро, золото. Примеры неметаллов — водород, кислород, сера, фосфор, хлор.

Металлы и неметаллы сильно различаются не только по химическим, но и по физическим свойствам. Все металлы, за исключением ртути, при обычных условиях представляют собой твердые вещества, а неметаллы могут быть и твердыми, и жидкими, и газообразными.

Металлы хорошо проводят тепло и электричество, а неметаллы плохо, поэтому из металлов делают проводники, а из неметаллов — изоляторы. Металлы пластичны и поддаются ковке, а те неметаллы, которые находятся в твердом состоянии, непластичны и в большинстве своем хрупки. Металлы, в отличие от неметаллов, обладают блеском, который так и называется «металлическим».

Металлы, которые наиболее легко отдают электроны, то есть наиболее активно вступают в химические реакции, называют «активными». Активность металлов в таблице Менделеева возрастает сверху вниз и справа налево. Самый активный металл — это франций (Fr), на последнем слое у которого находится один электрон, расположенный достаточно далеко от ядра и поэтому довольно слабо с ним связанный. Помимо

франция к наиболее активным металлам относятся литий (Li), натрий (Na), калий (K), рубидий (Rb) и цезий (Cs).

Давайте еще вспомним о том, что такое валентность, а затем перейдем непосредственно к окислительным и восстановительным процессам. «Валентностью» называется свойство атомов химических элементов образовывать определенное число химических связей с атомами других элементов. Одна связь — это один отданный или принятый электрон. Валентность можно образно назвать степенью коммуникабельности элемента. Валентность не всегда постоянна. У некоторых химических элементов в разных соединениях она может быть различной. Так, например, валентность серы (S) в соединении с водородом равна двум ( $H_2S$ ), а с кислородом (O) — шести ( $SO_3$ ).

Численное значение валентности атома в молекуле совпадает с его степенью окисления. В отличие от степени окисления, валентность не может быть положительной или отрицательной.

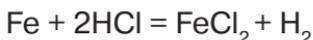
Запомните несколько правил, без которых нельзя написать верную химическую формулу.

Правило первое. Число единиц валентности химических элементов, отдающих электроны, равно числу единиц валентности элементов, их принимающих.

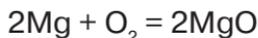
Правило второе. Валентность не может выражаться дробным числом, поскольку электроны не разрываются на части, а всегда пребывают в целом виде.

Правило третье. Валентность не может быть больше восьми, потому что на внешнем или «обменном» электронном слое атома не может быть более восьми электронов.

Вот примеры окислительно-восстановительных реакций:



Железо, взаимодействуя с соляной кислотой, окисляется, отдает электроны хлору, а водород восстанавливается, присоединяя электроны.



Магний, взаимодействуя с кислородом, окисляется, отдает кислороду электроны, а кислород, присоединяя их, восстанавливается.

Процесс отдачи электронов называется «окислением» потому что изначально, на рубеже XVIII и XIX веков, химики считали, что в качестве окислителя может выступать только кислород. Значительно позже было установлено, что принимать электроны могут и другие химические элементы.

Будучи вторым по активности неметаллом после фтора, кислород образует химические соединения со всеми элементами, кроме гелия и неона. С большинством элементов кислород взаимодействует непосредственно, а вот его соединения с золотом, платиной, аргоном, криптоном, ксеноном, фтором, хлором, бромом и йодом получают косвенным путем. Почти все реакции кислорода с других веществами являются реакциями окисления и происходят

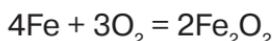
с выделением тепла и света. Такие реакции называются «реакциями горения». Если какое-то вещество горит, то, значит, оно окисляется.

При взаимодействии кислорода с другими элементами образуются оксиды.

Взаимодействие веществ с кислородом может быть и медленным. Медленное окисление происходит с выделением одного тепла, без света. Самым распространенным в быту примером медленного окисления является гниение. Без доступа кислорода гниение невозможно.

Атом железа может отдавать два, три или шесть электронов, то есть железо может проявлять степень окисления до +6, но в основном в соединениях железо имеет степень окисления +2 и +3.

Железо — металл серо-серебристого цвета, который довольно интенсивно окисляется кислородом воздуха с образованием трехвалентного оксида ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), вещества красно-коричневого цвета, которое в обиходе называют «ржавчиной». Процесс этот довольно сложный, но упрощенно можно представить его в виде следующего химического уравнения:



железо кислород оксид железа (III)<sup>1</sup>

Для превращения железа в оксид нужна вода, участие которой в процессе в нашем упрощенном уравнении не отражено. Именно

<sup>1</sup> Римская цифра указывает на валентность железа в соединении.

для ускорения процесса образования оксида вы добавили к нашим железным опилкам немного воды. В яблоке воды содержится много, надо же уравнивать условия для разных участников нашего опыта.

Пора возвращаться к яблоку и опилкам.

Удивительно, но за какие-то пятнадцать-двадцать минут на опилках ржавый налет образоваться не успел. Зря вы их водой поливали. А вот яблоко заметно потемнело. Яблочное железо окислилось быстрее чистого опилочного.

Немного статистики — в 100 граммах яблока содержится в среднем 0,1 миллиграмма железа. Да — одна десятая миллиграмма в ста граммах продукта, то есть в килограмме яблок содержится всего один грамм железа! Исходя из этого, яблоки вряд ли можно рассматривать как источник железа. Особенно с учетом того, что железо в ионной форме, содержащееся в продуктах растительного происхождения, усваивается нашим организмом очень плохо, примерно на 5%, в отличие от «животного» железа, находящегося в комплексе с белком. Но сейчас нас интересует не обмен железа в организме, а парадокс, обнаруженный в ходе опыта: какое-то ничтожное количество железа — эти «невидимые миру слезы» — содержащееся в яблоке, окисляется гораздо интенсивнее, нежели чистое железо во влажной среде.

Почему так происходит?

Давайте попробуем решить эту загадку логическим путем, ведь логика — главное орудие ученых.

Само собой напрашивается предположение относительно того, что в яблоке могут содержаться вещества, ускоряющие окисление железа. Да, в яблоках содержатся различные кислоты, а в кислой среде окисление железа протекает активнее, но дело не в этом.

Если уж мы упомянули кислую среду, то давайте вспомним о таком «фундаментальном» понятии, как pH.

Для количественной характеристики кислотности среды используют условную величину — водородный показатель pH (читается «пэ аш»). Название показателя произошло от латинского «*pundus hydrogenium*», что переводится как «вес водорода».

pH определяет содержание катионов (положительно заряженных ионов) водорода  $H^+$  в 1 литре раствора.

В дистиллированной воде, а также в нейтральных растворах, в 1 л которых содержится  $1 \times 10^{-7}$  моль<sup>1</sup> катионов водорода, значение pH равно 7.

В растворах кислот содержание катионов водорода увеличивается, а содержание отрицательно заряженных гидроксид-ионов ( $OH^-$ ) уменьшается.

---

<sup>1</sup> Моль — условное понятие, характеризующее количество вещества, участвующего в химической реакции. Моль — это такое количество вещества, в котором содержится столько же частиц, сколько содержится атомов в углероде-12 массой 0,012 кг (12 г), а именно  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Это число называется постоянной Авогадро, или числом Авогадро, в честь итальянского ученого-химика Амедео Авогадро и имеет обозначение  $N_A$ .

В растворах щелочей содержание катионов водорода уменьшается, а содержание гидроксид-ионов увеличивается. Соответственно изменяется значение водородного показателя.

В 1 л растворов кислот катионов водорода содержится больше  $1 \times 10^{-7}$  моль/л. pH при этом меньше 7. Величина pH меньше 7 соответствует кислой (кислотной) среде раствора. При  $\text{pH} = 5-7$  среда раствора считается слабокислой, при  $\text{pH} < 5$  — сильнокислой. Чем сильнее, то есть чем химически активнее кислота — тем ниже будет значение pH.

В растворах оснований содержание катионов водорода всегда меньше  $1 \times 10^{-7}$  моль/л, а водородный показатель — больше 7. При  $\text{pH} > 7$  среда раствора считается щелочной (слабощелочной при  $\text{pH} = 7-9$  и сильнощелочной при  $\text{pH} > 9$ ). Чем сильнее основание, тем выше будет значение pH.



Зависимость характера среды от величины pH

В принципе, можно не забивать себе голову количествами частиц в растворе, а просто запомнить, что  $\text{pH} = 7$  является нейтральным показателем, увеличение которого свидетель-

ствует о щелочной среде, а уменьшение — о кислотной.

Кстати говоря, на яблоко и железо кислота будет оказывать различное действие. Железо, контактирующее с кислотой, ржавеет быстрее, а вот срез яблока, сбрызнутый лимонным соком, долго не темнеет. Вот вам еще один парадокс.

Предположение второе — на более светлом фоне яблочной мякоти «ржавчина» видна лучше. Но не до такой же степени! Опилки блестят, даже с помощью лупы на них пока еще нельзя найти ни одного пятнышка ржавчины, а яблоко на срезе уже стало бурым.

Предположение третье — дело не в железе, а в чем-то еще.

Верно! Так оно и есть! Железо тут ни при чем! Многие плоды, а не только яблоки, темнеют на срезах. Например — картофель, бананы, баклажаны... Слышали ли вы когда-нибудь о том, что бананы богаты железом? Вряд ли.

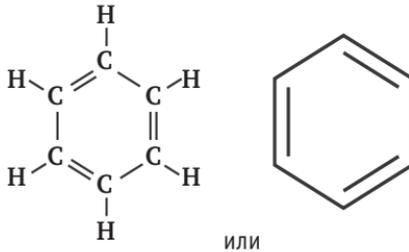
Для того чтобы постичь истину, нам придется еще кое-что вспомнить, теперь уже из курса органической химии, а именно, что такое ароматические соединения, в частности — фенолы и каковы их свойства.

Ароматическими соединениями или аренами называются циклические органические соединения, имеющие в своем составе ароматическую систему — устойчивые циклические группы атомов с замкнутой системой сопряженных связей. Общая формула аренов  $C_nH_{2n-6}$ .

Ароматическая система или бензольное ядро имеет молекулярную формулу  $C_6H_6$  и представ-

ляет собой замкнутую в кольцо цепочку из шести атомов углерода, каждый из которых соединен с одним атомом водорода.

Традиционная структурная формула бензольного ядра (бензола), предложенная еще в позапрошлом веке, выглядела в виде цикла с чередующимися двойными и одинарными связями между углеродными атомами:



Возможно именно такую формулу многие читатели видели в своих школьных учебниках.

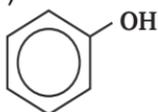
Но впоследствии было установлено, что между атомами углерода в молекуле бензола нет двойных и одинарных связей в обычном понимании. Все связи между атомами углерода равноценны. Можно сказать, что они являются усредненными, «полуторными» связями. Эти связи уникальны, они характерны только для бензольного ароматического ядра. Чтобы показать равномерность связей между атомами углерода, структурную формулу молекулы бензола стали изображать в виде шестиугольника с окружностью внутри.



Химический термин «ароматичность» не имеет непосредственного отношения к запаху соединений, в составе молекул которых есть бензольное ядро. Название «ароматичность» возникло потому, что первые исследованные представители этого класса веществ обладали выраженным сладковатым запахом.

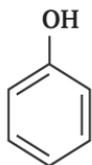
Фенолами называются органические соединения ароматического ряда, в молекулах которых гидроксильные группы (-ОН) связаны с атомами углерода бензольного ядра.

Простейшим представителем фенолов является фенол ( $C_6H_6ON$ ).

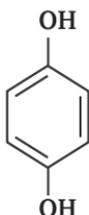


Фенол

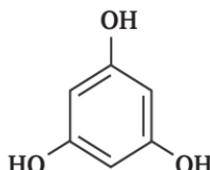
В зависимости от количества гидроксильных групп в молекуле различают одноатомные и многоатомные фенолы.



фенол



гидрохинон



флороглюцин

Одноатомные и многоатомные фенолы

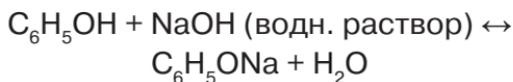
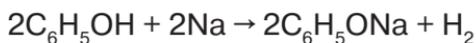
Устаревшее тривиальное название фенола — «карболовая кислота», в просторечии — «карболка». Фенол по сути не кислота, но обладает выраженными кислотными свойствами, то есть способен легко отщеплять протон (положительно заряженный атом водорода) от гидроксильной группы.

Фенол широко применяется в медицине в виде 5%-ного водного раствора как антисептик. Многие из фенолов, в том числе и сам фенол, ядовиты.

Общая формула одноатомных фенолов  $C_nH_{2n-7}OH$ .

Химические свойства фенолов схожи со свойствами кислот.

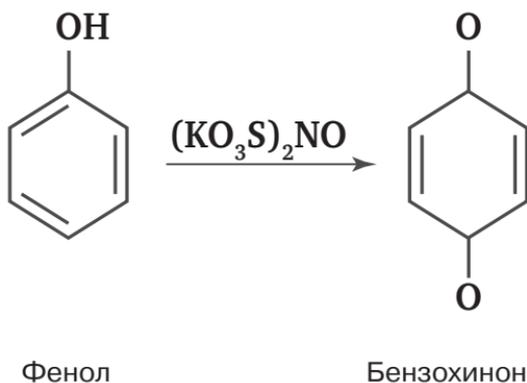
**Подобно кислотам, фенолы способны взаимодействовать с активными металлами и с водными растворами щелочей:**



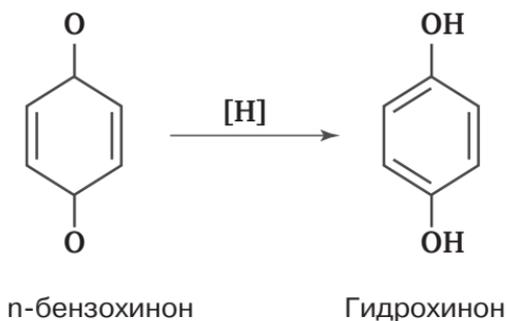
$C_6H_5ONa$  — *фенолят натрия*

Окисляясь, то есть отдавая протон гидроксильной группы, фенолы превращаются в хиноны, органические вещества, в молекулах которых два атома углерода кольца соединены двойными связями с атомами кислорода.

(45)



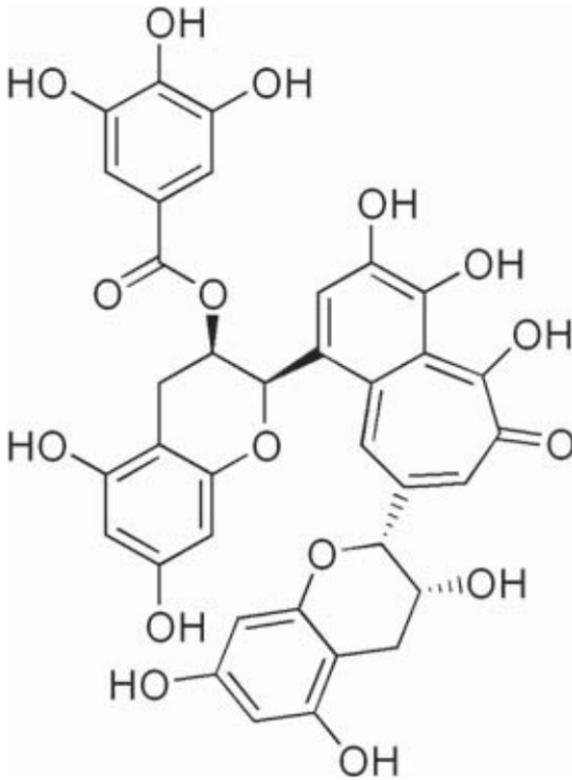
Хиноны — сильные окислители. Они легко восстанавливаются в гидрохиноны, присоединяя к атомам кислорода атомы водорода.



В яблоках содержатся вещества, которые по своему химическому строению являются полифенолами, то есть их молекулы включают два и более феноловых остатка.

Полифенолами, в частности, являются многие пигменты. «Вяжущее» вещество танин тоже относится полифенолам.

Глава вторая.  
(эти «железные» яблоки)



Пример полифенола

**Шляхов Андрей**  
(ХИМИЯ ДЛЯ ТЕХ, КТО ВСЕ ЗАБЫЛ)

Что станут делать полифенолы, получив доступ к кислороду воздуха (то есть после того, как яблоко будет разрезано или очищено)?

Они начнут активно окисляться, превращаясь в хиноны. Для этого в плодах существует особый фермент, называемый полифенолоксидазой, который активизируется содержащимся в воздухе кислородом. А вот кислоты этот фермент ингибируют, то есть понижают его активность. Поэтому лимонный сок помогает дольше сохранить яблочный (и не только яблочный) срез светлым.

Хиноны, в свою очередь, тоже будут окисляться до гидрохинонов без помощи ферментов, поскольку они сами по себе являются очень сильными окислителями. Вот эти самые гидрохиноны, имеющие темную окраску, и обуславливают потемнение многих плодов на срезе. Железо тут абсолютно и полностью ни при чем.

Кстати говоря, потемнение зеленого чайного листа в процессе, называемом «ферментацией», происходит из-за таких же реакций.

Зачем все это устроено природой? Какой в том смысл?

Это защитная реакция, целью которой является создание преграды для дальнейшего повреждения плода при нарушении его целостности гусеницами или какими-то другими вредителями. «Гидрохиноновая» пленка делает плод непривлекательным, а то и токсичным для гусеницы, а также препятствует размножению микроорганизмов на поврежденном участке. Плоды предназначены для «партнеров», для птиц и животных, которые съедят плоды вместе с семенами и тем самым будут способствовать распространению семян, а не для гусениц-«халевщиц», которые семена не распространяют, а только брюхо свое набивают.

Правило хорошего вкуса применительно к плодам звучит следующим образом: «Разрезали — сразу съели!»

## ГЛАВА ТРЕТЬЯ. БЕЗЖИЗНЕННЫЙ ГАЗ И СОЛЬ БОГА СОЛНЦА

**Д**авайте немного помечтаем, ведь мечтать не вредно.

Как известно, в атмосферном воздухе содержится 21% нужного нам кислорода и 78% совершенно ненужного азота. Относительно происхождения названия этого химического элемента и образуемого им двухатомного газа существует несколько версий, но самая распространенная утверждает, что название «азот» произошло от древнегреческого «азотос», что означает «безжизненный». Азот и впрямь «безжизненный», он не поддерживает ни горения, ни дыхания. Да, этот элемент в тех или иных количествах необходим для всех живых организмов, но кислород гораздо важнее, и куда лучше бы было, если бы соотношение 1 : 4 (ведь именно так округленно можно отразить 21% и 78%) складывалось в пользу кислорода.

Если бы кислорода во вдыхаемом воздухе было бы в четыре раза больше, то и наши возможности

увеличились бы примерно настолько. Любая нагрузка сопровождается возрастанием потребления кислорода. Часто мы не можем бежать или, скажем, плыть еще быстрее, поскольку нам не хватает воздуха, то есть — кислорода. «Кислородный порог» ограничивает наши возможности, причем не только физические, но и умственные. Да-да, и умственные тоже, ведь наш головной мозг потребляет четвертую часть поглощаемого организмом кислорода. Это при том, что масса мозга составляет лишь 2–3 % от массы тела.

Если бы кислорода во вдыхаемом воздухе было бы в четыре раза больше...

Развейте эту мысль самостоятельно. Нарисуйте радужные картины, ускорьте течение прогресса, представьте, как славно было бы гулять в лесу, где содержание кислорода приближалось бы к 90%... Известно же, что в лесном воздухе кислорода значительно больше.

Как славно было бы гулять в лесу...

А вот вам шиш! (Простите автору эту резкость, но иначе ведь не скажешь.)

Не было бы никакого леса! Вообще лесов на планете не было бы. Выгорели бы леса, да и вообще все бы, что только способно гореть, сгорело бы в столь насыщенном кислородом воздухе. Если вам довелось в школьные годы увидеть опыт с горением железа в чистом кислороде, то вы вряд ли забудете эту феерию — треск, блеск, искры во все стороны! Очень похоже на горение бенгальского огня.

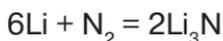
Уравнение реакции горения (окисления) железа выглядит следующим образом:



Химики шутят: «Не бывает негорючих веществ, бывает мало кислорода». Доля правды в этой шутке примерно равна доле азота в атмосферном воздухе.

Вопрос о химических свойствах азота является пожалуй самым любимым у студентов-химиков. Эти свойства настолько «узкие», что запомнить их не составляет труда.

При обычных условиях молекулярный азот ( $\text{N}_2$ ) взаимодействует только с сильным восстановителем металлом литием. В результате реакции образуется нитрид лития, кристаллическое вещество черно-красного цвета, используемое при изготовлении пиротехнических составов.



Давайте вспомним к месту про так называемый «электрохимический ряд напряжений» в котором металлы расположены по мере снижения своей химической активности. Каждый металл вытесняет из растворов солей другие металлы, расположенные в электрохимическом ряду напряжений правее его, и может быть сам вытеснен металлами, расположенными левее его в этом ряду.

Ряд выглядит так:

$\text{Li} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Ba} \rightarrow \text{Sr} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{Cr} \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Cd} \rightarrow \text{Co} \rightarrow \text{Ni} \rightarrow \text{Sn} \rightarrow \text{Pb} \rightarrow \text{H} \rightarrow \text{Sb} \rightarrow \text{Bi} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{Hg} \rightarrow \text{Ag} \rightarrow \text{Pd} \rightarrow \text{Pt} \rightarrow \text{Au}$

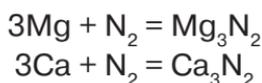
На первом месте в нем находится литий — самый активный металл. На последнем — золото. Студенты, написавшие на экзамене уравнение

реакции взаимодействия золота с азотом, получают заслуженный «неуд». Не удивляйтесь тому, что в ряд металлов попал неметалл водород, который, подобно металлам, способен отдавать свой единственный электрон.

Глядя на электрохимический ряд напряжений металлов можно предсказать, чем закончится реакция кислоты с металлом. Если мы возьмем два металла — золото и цинк — и капнем на каждый соляной (или серной, или азотной) кислотой, то с цинком кислота вступит в реакцию, потому что цинк, как стоящий левее в ряду напряжений, вытеснит водород, а с золотом никакой реакции не произойдет, потому что золото стоит в ряду напряжений правее водорода.

Но вернемся к азоту.

При нагревании до 300 °С азот способен взаимодействовать с магнием и щелочноземельными металлами:

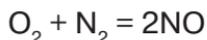


В результате подобных реакций образуются соли, называемые нитридами.

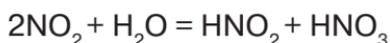
Посмотрите на таблицу периодических элементов Менделеева, которая в наше время выглядит не так, как тридцать лет назад, и вспомните, что элементы первой группы называют щелочными металлами, потому что при их растворении в воде образуются растворимые гидроксиды, называемые «щелочами», а элементы второй группы называют «щелочноземельными металлами», потому что, с одной стороны, их оксиды раньше

называли «землями», а с другой — при взаимодействии с водой они образуют щелочи.

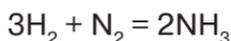
С кислородом азот **взаимодействует** под действием электрического разряда — например во время грозы — **с образованием оксида азота (II) (NO)**:



Если химические свойства азота являются любимым экзаменационным вопросом для студентов, то просьба написать формулу оксида азота — любимая каверза экзаменаторов. Дело в том, что азот в различных степенях окисления образует с кислородом пять (пять!) **оксидов**:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$  и  $\text{N}_2\text{O}_5$ . Наиболее устойчив из этих оксидов диоксид азота ( $\text{N}_2\text{O}$ ) — ядовитый газ бурого цвета с неприятным запахом. При взаимодействии диоксида азота с водой образуются азотистая ( $\text{HNO}_2$ ) и азотная ( $\text{HNO}_3$ ) кислоты:



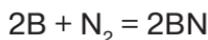
**Взаимодействие азота с водородом**, самая важная для химической промышленности реакция азота, **протекает** при температуре  $500^\circ\text{C}$ , давлении 1000 атм и в присутствии катализатора — металлического железа. Почему «самая важная»? Да потому что в результате этой реакции образуется нитрид водорода, бесцветный газ с резким характерным запахом, более известный под названием «аммиак»:



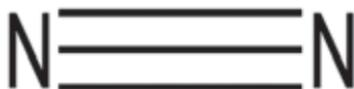
Аммиак — один из важнейших химических продуктов современности. Он используется для производства азотных удобрений, взрывчатых веществ, различных полимеров, служит растворителем и холодильным агентом... 10%-ный раствор аммиака, чаще называемый нашатырным спиртом, нашел применение в медицине.

Это просто замечательно, что взаимодействие водорода с азотом требует особых условий, да еще и присутствия катализатора. Иначе бы наш атмосферный воздух был бы насыщен аммиаком до такой степени, что стал бы не просто непригодным для дыхания, а ядовитым. Вообще-то, азот способен взаимодействовать с водородом и в обычных условиях — при обыкновенных температурах и нормальном атмосферном давлении, но эта реакция протекает настолько медленно, что ее можно не принимать во внимание.

При температурах порядка 400 °С азот способен взаимодействовать кроме водорода с некоторыми другими неметаллами, например — с бором:



Вот, пожалуй, и все химические свойства азота. Надо сказать, что нам очень повезло с тем, что 78% атмосферы нашей планеты составляет этот малоактивный, бесцветный, не имеющий вкуса и запаха газ. Низкая химическая активность азота обусловлена строением его молекулы, в которой два атома связаны друг с другом тройной связью.



Структурная формула молекулы азота

Молекула азота является чрезвычайно прочной, не склонной к распаду на атомы. Для того чтобы разорвать тройную связь, нужно создать особые условия — высокую температуру, высокое атмосферное давление.

Нередко для ускорения реакций приходится использовать катализаторы — вещества, ускоряющие химическую реакцию, но не входящие в состав продуктов реакции.

Катализатор взаимодействует с одним из реагентов, образуя промежуточное соединение (промежуточный активированный комплекс), которое затем участвует в реакции образования конечного продукта.

Допустим, что у нас есть два вещества А и В, которые очень медленно взаимодействуют друг с другом с образованием вещества АВ.



Но если мы станем проводить эту реакцию в присутствии катализатора К, то произойдет следующее:

— катализатор вступит в химическое взаимодействие с веществом А, в результате чего образуется промежуточное соединение АК:



— промежуточное соединение АК вступит в химическое взаимодействие с веществом В, в результате чего образуется конечный продукт реакции АК, а катализатор высвободится:

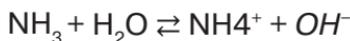


Учтите, что катализаторы не создают взаимодействия между веществами и не запускают химическую реакцию, а только увеличивают скорость ее течения.

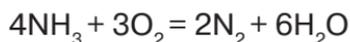
Химики говорят, что о конечных продуктах реакций нельзя судить по исходным точно так же, как по родителям нельзя судить о детях. Реакция образования аммиака, обладающего резким удушающим запахом, из двух газов, не имеющих запаха — водорода и азота, хорошо иллюстрирует это высказывание.

В молекуле аммиака каждый из трех атомов водорода связан с «центровым» атомом азота нестойкой одинарной связью, поэтому аммиак весьма химически активен.

Принимая от молекулы воды протон водорода молекула превращается в ион аммония:



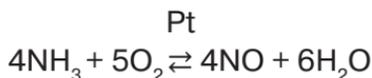
При поджигании на воздухе аммиак сгорает, образуя азот и воду:



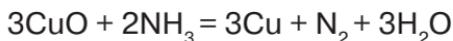
При взаимодействии с кислородом в присутствии катализатора (платины) аммиак окисляется до монооксида азота (эта реакция обратимая, то есть протекает в обоих направлениях, потому

(56)

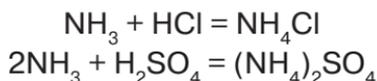
вместо знака равенства в уравнении стоят разнонаправленные стрелки):



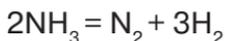
При нагревании аммиак может восстанавливать оксиды некоторых (не самых активных металлов):



Аммиак реагирует с кислотами с образованием солей аммония.



При нагревании аммиак разлагается на азот и водород:



Интересна легенда о происхождении названия «аммиак». Давным-давно в Северной Африке, в Ливийской пустыне, близ оазиса Сива находился большой храм египетского бога Солнца Амона-Ра. Паломники, во множестве стекавшие к этому храму, по ночам (а ночи в пустыне холодные) разводили костры из сушеного верблюжьего помета. Деревянные в пустыне, как вы понимаете, взять негде. Из золы, оставшейся от этого топлива, жрецы храма изготавливали «соль Амона» — хлорид аммония ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), известную также как минерал нашатырь. Хлорид аммония не имеет запаха, но при нагревании это белое

кристаллическое вещество разлагается на два пахучих (если не сказать «вонючих») газа — аммиак и хлороводород (HCl).

Вот уравнение реакции (вспомним, что стрелка, направленная вверх, указывает на газообразное состояние продукта реакции):

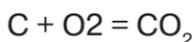


Древнеегипетские жрецы очень любили устраивать в храмах различные «фокусы», выдаваемые за чудеса. Одним из таких «фокусов» было нагревание хлорида аммония. Кучка порошка вдруг бесследно исчезает, а запах при этом такой ядреный, что буквально с ног валит... Разве не чудо? (Автор настоятельно НЕ СОВЕТУЕТ читателям пытаться воспроизвести этот опыт в домашних условиях, потому что вдыхание аммиака и хлороводорода может нанести вред здоровью.)

В начале этой главы мы немного помечтали, а теперь пришла пора порадоваться. Порадоваться тому, что в нашем атмосферном воздухе содержится 78% азота, а не кислорода и не аммиака.

**ПОСТСКРИПТУМ.** Мы с вами рассмотрели много химических реакций. Надо бы вспомнить, что все химические реакции делятся на четыре основных типа.

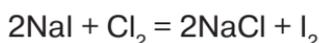
Тип первый — реакции соединения, в ходе которых из двух или нескольких менее сложных по элементному составу веществ получается более сложное вещество. Пример — реакция образования углекислого газа из углерода и кислорода:



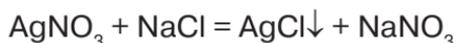
Тип второй — реакции разложения, в ходе которых из одного сложного по элементному составу вещества получаются два или несколько менее сложных веществ. Пример — разложение карбоната кальция при нагревании с образованием оксида кальция и оксида углерода:



Тип третий — реакции замещения, в ходе которых атомы или группы атомов одного из исходных веществ замещают атомы или группы атомов в другом исходном веществе. Пример — взаимодействие йодида натрия с хлором с образованием хлорида натрия и йода:



Тип четвертый — реакции обмена, в ходе которых молекулы исходных веществ обмениваются своими составными частями. Не следует путать их с реакциями замещения. Прогнать один элемент и занять его место совсем не то, что совершить благородный обмен по принципу: «ты — мне, я — тебе». Пример — реакция взаимодействия нитрата серебра с хлоридом натрия, в ходе которой образуются нитрат натрия и хлорид серебра:



## ГЛАВА ЧЕТВЕРТАЯ.

### КАК СОВЕРШИТЬ ИДЕАЛЬНОЕ ПРЕСТУПЛЕНИЕ, ИЛИ ВО ВСЕМ ВИНОВАТЫ СВЯЗИ

**И**деальное преступление, которое невозможно раскрыть — заветная мечта и возжеленная цель авторов детективных романов. Это же просто замечательно — придумать такое преступление, чтобы читатели до последней (или предпоследней) страницы терялись бы в догадках, а закончив чтение, хлопали бы себя по лбу и восклицали: «Ну кто бы мог подумать?!»

«Почему только авторов детективных романов? — спросите вы. — Реальные преступники тоже стремятся к тому, чтобы сделать свои преступные замыслы идеальными».

О реальных идеальных преступлениях ничего сказать невозможно по двум причинам. Причина первая — асы сыскного дела утверждают, что идеальных преступлений не существует, существуют только ленивые, невнимательные и недалекие сыщики. Причина вторая — если идеальные преступления все же имеют место быть,

(как совершить идеальное преступление, или во всем виноваты связи)

Глава четвертая.

то они остаются тайной для всех в силу своей идеальности. Так что изучать этот вопрос можно только по детективам.

Если вы подумали, что дальше речь пойдет о каких-то невероятно сильных ядах, не оставляющих после себя абсолютно никаких следов, то ошиблись. Мы рассмотрим такой оригинальный способ убийства, как убийство ледяным оружием. Например — острой сосулькой, имеющей форму стилета. Сделав свое черное дело, сосулька тает. Отсутствие орудия преступления со всеми могущими быть на нем следами (отпечатки пальцев, ворсинки одежды и т.п.) серьезно затрудняет расследование. Остаются «сущие пустяки» — алиби обеспечить да мотив спрятать поглубже...

Может ли сосулька выступать в качестве холодного оружия? Запросто. С одним лишь условием — она должна быть «отлита» в полностью пригодном для использования виде. Заточить кусок льда не получится, поскольку при трении лед будет таять. Но если налить воду в соответствующую форму и извлечь сосульку из холодильника непосредственно перед использованием, то...

Автор обращает внимание читателей на то, что они читают книгу, посвященную тайнам химической науки, а не руководство для начинающих убийц. Все, что было сказано выше, сказано лишь для того, чтобы заострить внимание читателей на том, как сильно, радикально, невероятно отличаются свойства одного и того же химического вещества, находящегося в различных

агрегатных состояниях. Пар, жидкость, твердое тело... Разница между водой, кислородом и медью понятна и логична — как-никак речь идет о разных веществах, имеющих разные химические формулы и разные свойства. Но что делает воду льдом или паром?

Связи!

Связи решают все!

Связи делают человека влиятельным, связи создают вещества и связи же придают этим веществам определенное агрегатное состояние — твердое, жидкое и газообразное.

Связи связям рознь.

Соединяясь друг с другом, атомы образуют молекулы. Связи между атомами называются химическими связями.

Соединяясь друг с другом, молекулы образуют вещества. Связи между молекулами называются межмолекулярными связями.

В твердом и жидком агрегатных состояниях молекулы веществ связаны друг с другом, а в газах — практически не связаны, пребывают «в свободном полете». Потому газы, в отличие от жидкостей, не имеют фиксированного объема, молекулы газов стремятся заполнить все доступное им пространство. Объем газов зависит от давления.

Твердое вещество сохраняет форму и объем.

Жидкое вещество не имеет формы, но сохраняет объем.

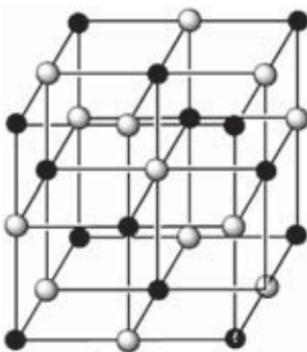
У газообразного вещества нет ни объема, ни формы.

Межмолекулярные связи гораздо слабее химических. При изменении температуры вещества «без проблем», то есть — без дополнительных воздействий переходят из одного агрегатного состояния в другое. Связи между молекулами ослабевают, но сами молекулы остаются неизменными, потому что атомы в них связаны очень крепко.

Молекулы и атомы газов свободно и беспорядочно «парят» в пространстве.

Молекулы и атомы жидкостей собраны вместе в бесформенный ком, который может принимать любые формы — формы емкостей, в которые налита жидкость.

Молекулы и атомы твердых тел не сбиваются в ком, а располагаются в строгом порядке, каждая на своем определенном месте, образуя так называемые кристаллические решетки.



Кристаллическая решетка хлорида натрия

В узлах кристаллических решеток хлорида натрия находятся не молекулы, а ионы натрия или хлора, связанные между собой ионными хими-

ческими связями. Такие решетки называются ионными. Также бывают молекулярные, атомные и металлические кристаллические решетки.

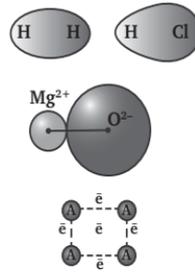
Атомы, находящиеся в узлах атомных кристаллических решеток, связаны между собой сильными ковалентными связями. Ковалентная связь образуется, когда два одинаковых атома образуют общую пару электронов. Вещества с атомной решеткой обычно отличаются твердостью и высокой температурой плавления. Примером могут служить алмаз или кремний.

Молекулярные кристаллические решетки образованы молекулами, которые связаны между собой относительно слабыми силами межмолекулярного воздействия, которые называются силами Ван-дер-Ваальса по имени открывшего их голландского физика. Обратите внимание на то, что это физические силы, а не вид химической связи! Обмена электронами здесь не происходит. Силы Ван-дер-Ваальса относительно слабые и легко разрушаются при нагревании или, скажем, при механическом воздействии. Примером вещества с молекулярной кристаллической решеткой может служить лед.

Металлические кристаллические решетки образованы атомами и положительными ионами металлов, имеющими общее скопление электронов — так называемое электронное облако.

А теперь давайте более подробно поговорим о химических связях.

Химические связи — это связи между атомами. Они могут быть ионными, ковалентными и металлическими.



Ионная связь — это химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения разноименно заряженных ионов. Вспомним из курса физики о том, что разноименные заряды притягиваются. В соединениях двух элементов (они называются бинарными соединениями<sup>1</sup>) ионная связь образуется тогда, когда размеры связываемых атомов сильно отличаются друг от друга, то есть тогда, когда одни атомы легко отдают электроны, а другие просто горят желанием их принять. Чем больше масса (размеры) атомного ядра, тем сильнее атом притягивает электроны.

Обычно в качестве атомов, легко отдающих электроны, выступают атомы активных металлов, а в качестве охотно принимающих электроны — атомы активных неметаллов. Хлорид натрия (NaCl) — типичный пример молекулы с ионной связью. Один атом (атом водорода) отдал свой единственный электрон, превратившись в положительно заряженный протон, другой атом (атом хлора) присоединив полученный

<sup>1</sup> Это название происходит от латинского слова «binarius» — двойной, состоящий из двух частей.

электрон, зарядился отрицательно. Из-за разности электрического заряда между атомами возникло притяжение — ионная связь.

Схематически молекулу хлороводорода можно изобразить таким образом. Маленький протон «прилепился» к огромному атому хлора.



Ковалентная связь — это химическая связь, возникающая за счет образования общей пары электронов.

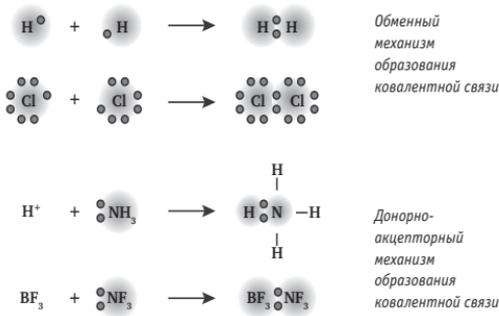
Общей пары, то есть — одной на двоих! Атомы не отдают и не принимают электроны, а объединяют их и «пользуются» ими сообща.

Ковалентная связь образуется между атомами с примерно одинаковыми размерами. Если один из атомов в паре будет значительно крупнее другого (как, например, в случае с молекулой хлороводорода), то он заберет чужой электрон себе и связь будет ионной. Если же атомы выступают в одной и той же весовой категории, то им не остается ничего другого, кроме равноценного партнерства — совместного пользования электронами.

Вторым необходимым условием образования ковалентной связи является наличие не спарен-

ных электронов у обоих связываемых атомов (по одному у каждого) или не поделенной пары электронов у одного атома и свободной орбитали,<sup>1</sup> на которой эти электроны могут находиться, для них у другого.

Если у каждого атома есть по свободному электрону, то есть если каждый атом, образно говоря, «вносит свою лепту» в общее дело образования ковалентной связи, то связь образуется по обменному механизму. Если же один атом предоставляет пару электронов, а другой — орбиталь, то ковалентная связь образуется по донорно-акцепторному механизму. «Донором» (отдающим) называется атом, предоставивший электроны, а «акцептором» (принимающим) — атом предоставивший для электронов свободную орбиталь.



### Механизмы образования ковалентной связи

Обратите внимание на то, что не следует путать ковалентную связь, образованную по

<sup>1</sup> Орбиталь — это область наиболее вероятного местонахождения электрона в атоме или молекуле.

донорно-акцепторному механизму с ионной связью! При ковалентной связи электроны равноудалены от обоих протонов и «принадлежат» обоим атомам одновременно. В результате один атом не заряжается отрицательно, а другой положительно и не возникает электростатического притяжения между атомами.

Вот варианты ковалентной связи:

1. Молекула водорода  $H_2$  (водород одновалентен, одна общая пара электронов для двух атомов H);
2. Молекула азота  $N_2$  (азот трехвалентен, три общие пары электронов);
3. Молекула фтороводорода HF (водород и фтор одновалентны, одна общая пара электронов);
4.  $NH_4^+$  (азот четырехвалентен, водород одновалентен, четыре общие пары электронов).

По числу общих электронных пар ковалентные связи делятся на:

1. Простые, или одинарные, образованные одной парой электронов;
2. Двойные, образованные двумя парами электронов;
3. Тройные, образованные тремя парами электронов.

Двойные и тройные связи называются «кратными связями».

По распределению электронной плотности между связываемыми атомами ковалентная

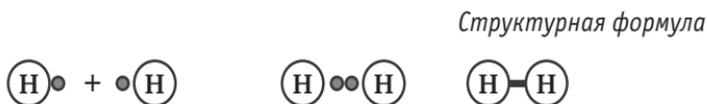
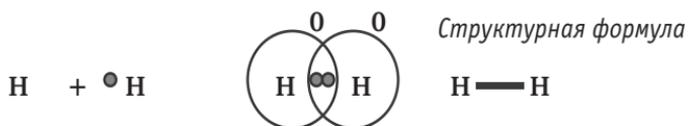
связь делится на неполярную и полярную. Неполярная связь образуется между одинаковыми атомами (это полностью равновесная связь), а полярная — между разными. Электронные пары полярных связей смещены в сторону более электроотрицательных элементов. В химии существует такое понятие, как электроотрицательность — способность атома в веществе притягивать к себе общие электронные пары.

Электронные пары не «уходят» к одному из атомов, а просто немного смещаются ближе к нему, но при этом остаются общими. Иначе бы речь шла не о ковалентной, а об ионной связи.

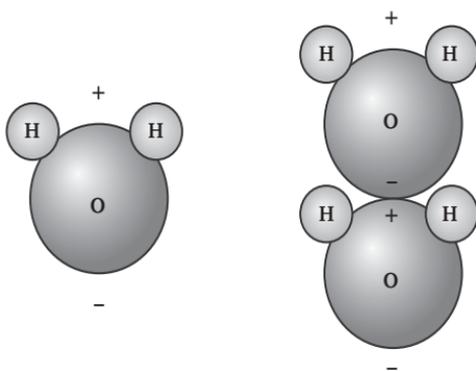
Явление смещения электронных пар называется поляризацией связи. Образующиеся при этом частичные заряды обозначаются знаками «+» и «-».

Проще говоря, если молекула полярна, то в одной ее части накапливается избыток отрицательного заряда, а в другой — избыток положительного.

Шляхов Андрей  
(ХИМИЯ ДЛЯ ТЕХ, КТО ВСЕ ЗАБЫЛ)



Ковалентная неполярная связь  
на примере молекулы водорода



Ковалентная полярная связь  
на примере молекулы воды

Металлическая связь — химическая связь, образованная за счет обобществления свободных (или валентных) электронов всех связываемых атомов металлического кристалла. В результате образуется единое электронное облако кристалла, которое легко смещается под действием электрического напряжения — отсюда высокая электропроводность металлов.

Металлическая связь образуется в том случае, когда связываемые атомы большие по размеру и потому склонны отдавать электроны в «общее пользование». При чем тут размер, спросите вы? А при том, что чем дальше от центра ядра атома находится электрон, тем слабее связь между атомом и электроном и тем легче атом отдает электрон.

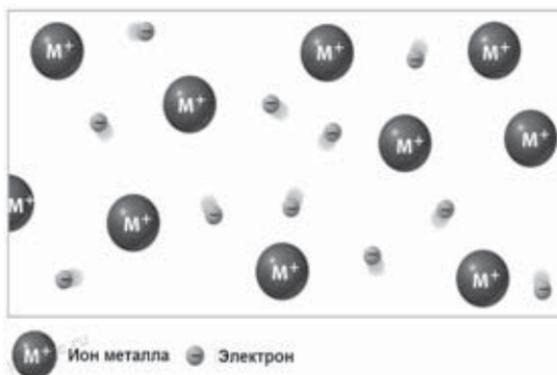


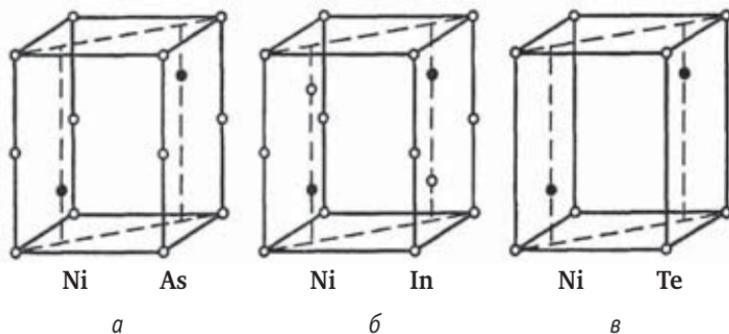
Схема металлической связи

Простые вещества с металлической связью — это металлы. Сложные вещества с металлической связью — это так называемые интерметаллические соединения или интерметаллиды, такие, например, как арсенид никеля — соединение металла никеля и полуметалла<sup>1</sup> мышьяка NiAs.

Металлы, как известно, обладают способностью сплавляться друг с другом, образуя твердые растворы — сплавы. Если при этом процессе они не просто смешиваются, но и формируют единую кристаллическую структуру, отличную от структур исходных металлов, то происходит образование интерметаллического соединения или «интерметаллида». Если кристаллическая структура изменилась, то можно говорить о том,

<sup>1</sup> Полуметаллами или металлоидами называются химические элементы, расположенные в периодической системе на границе между металлами и неметаллами — кремний, бор, германий, мышьяк, сурьма и др. Для полуметаллов характерно наличие ковалентной кристаллической решётки и металлической проводимости.

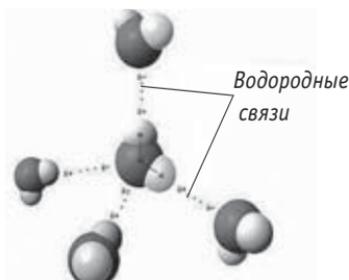
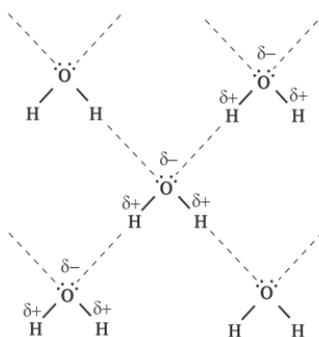
что образовалось новое вещество. Если же нет, то речь идет о растворе — сплаве.



Структура NiAs (а) и родственных соед.  
Ni<sub>2</sub>In (б), NiTe<sub>2</sub> (в)

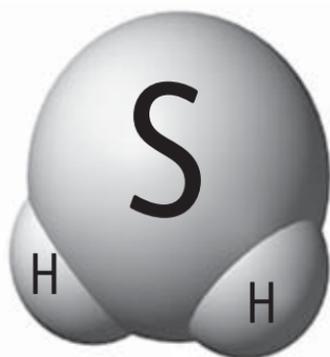
Металлическая связь не обладает полярностью. Электроны связаны с протонами слабо и потому способны «уходить в свободное плавание», то есть двигаться, создавая электрический ток. Давайте вспомним из физики, что электрический ток представляет собой направленное упорядоченное движение электронов. Свободное движение электронов в металлах также обуславливает их высокую теплопроводность.

Кроме перечисленных выше, существует такой вид связи, как водородная связь (или «Н-связь») — взаимодействие между двумя электроотрицательными атомами одной или разных молекул посредством атома водорода. Положительно заряженный протон (атом водорода), соединенный с одним электроотрицательным атомом ковалентной связью, притягивает к себе другой электроотрицательный атом.



Водородные связи между молекулами воды

Для возникновения водородных связей в молекулах вещества должны присутствовать атомы водорода, связанные с небольшими (непрерменно — с небольшими!) электроотрицательными атомами, например с атомами кислорода, азота или фтора. При этом на атомах водорода создается заметный частичный положительный заряд. Вторым условием возникновения водородных связей является наличие у электроотрицательных атомов не поделенных электронных пар, с которыми будет взаимодействовать атом водорода. Водородная связь похожа на полярную ковалентную.



Молекула сероводорода

Рассмотрим молекулу сероводорода ( $\text{H}_2\text{S}$ ), которая по своему строению похожа на молекулу воды ( $\text{H}_2\text{O}$ ), но атомная масса серы в два раза больше, чем атомная масса кислорода. В присутствии столь большого электроотрицательного атома, как атом серы, на атомах водорода существенного положительного заряда не создается, и потому водородные связи в сероводороде отсутствуют. Их отсутствие обуславливает низкую температуру кипения сероводорода ( $-6\text{ }^\circ\text{C}$ ). А вот у фтора атомная масса примерно равна 19 и потому между молекулами фтороводорода ( $\text{HF}$ ) возникают водородные связи. Они не такие сильные, как между молекулами воды, потому что атом фтороводорода тяжелее атома кислорода и потому фтороводород кипит при  $19,5\text{ }^\circ\text{C}$ , занимая примерно среднее положение по этому показателю между сероводородом и водой.

Запомните два главных отличия водородных связей.

Во-первых, водородные связи могут быть как межмолекулярными, так и внутримолекулярными. Но внутримолекулярные водородные связи в 5–10 раз слабее химических связей.

Во-вторых, в отличие от обычных химических связей, водородная связь возникает при наличии подходящих условий самостоятельно, а не в результате целенаправленного синтеза веществ.

История открытия водородных связей весьма интересна и поучительна. Поучительна в том смысле, что думающему человеку, стремящемуся вникать в суть явлений, наблюдение за каким-то обыденным процессом дает толчок к научному открытию. Вспомним яблоко, упавшее не то на голову Ньютону, не то рядом с великим ученым. То яблоко, благодаря которому был открыт закон всемирного тяготения.

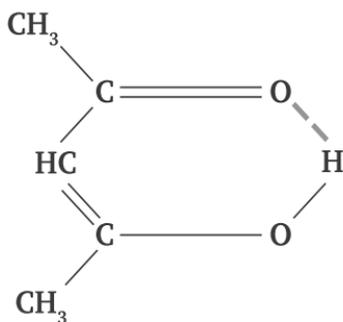
В 1920 году два молодых американских химика Латимер и Родебуш, наблюдая за кипением воды, задумались над тем, почему вода имеет столь высокую температуру кипения по сравнению с другими «родственными» соединениями водорода, такими как сероводород ( $\text{H}_2\text{S}$ ) или фтороводород ( $\text{HF}$ ). По логике вещей родственные соединения должны обладать схожими свойствами, но температура кипения воды равна  $100^\circ\text{C}$ , когда сероводород кипит при  $-60^\circ\text{C}$ , а фтороводород — при  $19,5^\circ\text{C}$ . С чего бы взяться такой большой разнице? Вдобавок, молекула сероводорода почти в два раза тяжелее молекулы воды (округленная атомная масса серы 32, а кислорода — 16), и логичнее было бы, если бы

сероводород кипел при большей температуре, чем вода.

Тысячи химиков видели, как кипит вода, но такой интересный вопрос пришел в голову только Латимеру и Родебушу. Подумав, они пришли к выводу, что между молекулами воды существуют какие-то дополнительные связи, которые препятствуют ее кипению при более низких температурах.

Так была открыта водородная связь.

Примером внутримолекулярной водородной связи может служить связь в молекуле вещества ацетилацетона, где связанный с атомом кислорода атом водорода притягивает атом кислорода, связанный с атомом углерода (на рисунке эта связь изображена пунктиром).

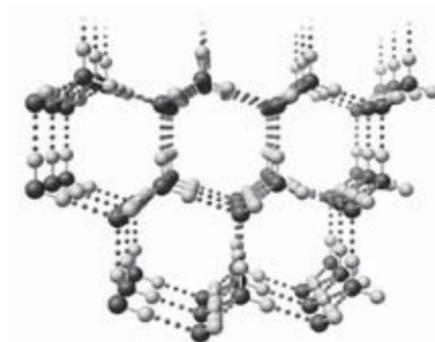


Молекула ацетилацетона

Так что же происходит с водой при замерзании?

Увеличивается количество водородных связей между молекулами воды. Под воздействием этих связей молекулы «выстраиваются» в правильные шестиугольники, образующие единый

жесткий каркас — вода превращается в твердый лед. Можно сказать, что водородные связи превращают безопасную воду в грозное холодное оружие.



Образование водородных связей между молекулами воды в кристалле льда

Раз уж речь зашла о кристаллических решетках, то надо попутно вспомнить о том, что такое аллотропия.

Аллотропией (от греческих слов «аллос» — «другой» и «тропос» — «поворот, свойство») называется существование одного и того же химического элемента в виде двух и более простых веществ, различных по строению и свойствам. Такие вещества называются аллотропическими модификациями или аллотропическими формами.

Явление аллотропии в одних случаях обусловлено тем, что молекулы простого вещества состоят из различного числа атомов, а в других — различным строением их кристаллических решеток.

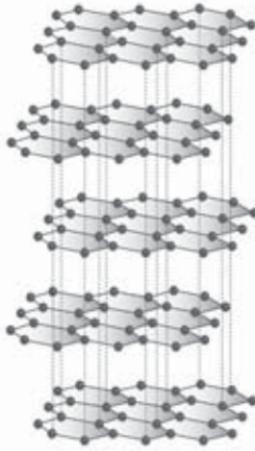
Например, химический элемент кислород может существовать в виде трех аллотропических форм: атомарного кислорода (O), двухатомной молекулы (O<sub>2</sub>) и трехатомной молекулы (O<sub>3</sub>). Двухатомная молекула кислорода — наиболее устойчивая из всех форм.

Химический элемент углерод (C) образует две аллотропические формы — алмаз и графит, различающиеся строением кристаллической решетки. Алмазы представляют собой прозрачные, чаще всего бесцветные, кристаллы. Графит же имеет черный цвет с серым отливом. Алмаз — самый твердый минерал, а графит мягкий, он легко крошится. Графит хорошо проводит электричество, а алмаз электричество не проводит. Кажется невероятным, что столь разные вещества могут быть образованы одним и тем же химическим элементом, но, тем не менее, это так. Разница свойств обусловлена различным строением кристаллической решетки.

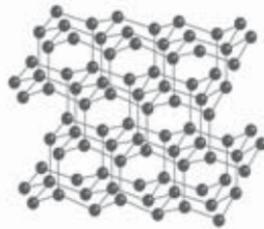
В графите кристаллическая решетка организована по плоскостному принципу, она имеет слоистую структуру. Атомы углерода образуют правильные шестиугольники, связанные друг с другом только в пределах одной плоскости, в пределах одного слоя. Слои удалены друг от друга, связи между ними слабые, и поэтому графит легко разрушается. Графит не монолитный кристалл, а совокупность тонких кристаллических пластинок.

(как совершить идеальное преступление, или во всем виноваты связи )

**Глава четвертая.**



Расположение атомов углерода в графите



Расположение атомов углерода в алмазе

А вот алмаз — монолит. Кристаллическая решетка алмаза построена по принципу объемных связей всех атомов со всеми. Каждый атом углерода в алмазе находится в центре правильного тетраэдра (четырехгранника), в вершинах которого расположены другие атомы. По этой причине алмаз и является самым крепким минералом.

**ПОСТСКРИПТУМ.** А теперь ответьте, пожалуйста, на такой вот вопрос — почему твердый лед в воде не тонет, а всплывает на поверхность.

Ведь по логике вещей (ах уж эта коварная логика!) плотность твердого льда должна быть больше плотности жидкой воды, разве не так?

Нет, не так. Пространство между молекулами воды, то есть все эти шестиугольные каналы, «пронизывающие» толщу льда, заполнены воздухом и потому плотность льда меньше плотности воды.

Логикой, как и любым инструментом, нужно пользоваться правильно, то есть рассматривать любое явление целиком, всесторонне, а не частично.

## ГЛАВА ПЯТАЯ. УЖАСНЫЙ МОНООКСИД ДИГИДРОГЕНА

**Ш**утки в сторону!  
Настало время поговорить о серьезном!

Знаете ли вы, дорогие читатели, что такое монооксид дигидрогена?

Скорее всего — нет, если вы, конечно же, не химик.

Пришло время ликвидировать этот пробел в знаниях.

По данным Всемирной Организации Здравоохранения монооксид дигидрогена ежегодно убивает 360 000 человек! Триста шестьдесят тысяч!

Для сравнения — примерно такое количество людей живет в городе Владимире. Считайте, что монооксид дигидрогена ежегодно стирает с лица планеты город, подобный Владимиру.

И все, кому положено, об этом знают.

Знают, но помалкивают!

При близком знакомстве с монооксидом дигидрогена охватывает не оторопь, а прямо-таки леденящий ужас.

Судите сами.

Монооксид дигидрогена широко используется в химической промышленности, в том числе и при производстве пестицидов и прочих ядовитых веществ.

Монооксид дигидрогена присутствует в ядерных реакторах.

Монооксид дигидрогена является основным компонентом кислотных дождей, губительных для всего живого.

Монооксид дигидрогена вызывает эрозию почв.

Монооксид дигидрогена содержится во всех злокачественных опухолях.

В твердой агрегатной форме монооксид дигидрогена может вызывать выраженное повреждение кожных покровов.

В газообразной агрегатной форме монооксид дигидрогена вызывает ожоги.

Попадание монооксида дигидрогена в дыхательные пути может привести к смерти.

Монооксид дигидрогена — самое сильное наркотическое вещество, известное на сегодняшний день. Никто из зависимых не способен прожить без этого вещества дольше недели. Зависимость от монооксида дигидрогена неизлечима...

Вам достаточно?

Вам страшно?

Руки дрожат и зуб на зуб не попадает?

Тогда сделайте следующее. Возьмите себя в руки и выпейте мелкими глотками стакан-дру-

гой монооксида дигидрогена. Нет, не для того, чтобы поскорее покинуть этот ужасный мир, а для того, чтобы успокоиться. Выпить водички — это древнейший и первейший способ успокоиться.

Водички?!!

Да — водички! А что же такое, по-вашему, монооксид дигидрогена? Конечно же — вода, химическое вещество имеющее формулу  $H_2O$ .  $H_2$  — два атома водорода, на латыни называемого «hydrogenium», это «дигидроген», то есть «двойной гидроген». Соединение химического элемента с кислородом называется «оксидом», а приставка «моно-» указывает на то, что в молекуле данного оксида содержится только один атом кислорода.

Монооксид дигидрогена — название «неофициальное», хотя и логично-допустимое с научной точки зрения. Оно появилось в конце прошлого века — студенты Калифорнийского университета использовали «монооксид дигидрогена» для шуточной мистификации.

Официально же воду называют оксидом водорода.

Но также ее можно назвать гидроксидом водорода, поскольку она представляет собой соединение гидроксильной группы ( $OH^-$ ) и катиона водорода ( $H^+$ ) или же, если посмотреть с другой стороны — гидроксильной кислотой, в которой гидроксильная группа является кислотным остатком.

Чистая вода — жидкость без запаха, вкуса и цвета. Голубоватый оттенок вода приобретает лишь в том случае, когда толщина ее слоя превышает 2 метра. Этот оттенок можно считать оп-

тическим обманом, поскольку на деле вода все же бесцветна. Замерзает вода при 0 °С (это ее температура плавления), а кипит при 100 °С.

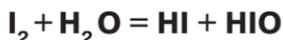
Может показаться, что вода химически инертна, то есть — неактивна. В самом деле — хоть в стакан ее налей, хоть по столу разлей, хоть вылей, хоть выпей, вода всегда остается водой. В отличие от соляной кислоты или, скажем, гидроксида натрия. На самом деле вода не столь неактивна, как кажется на первый взгляд.

Вода выступает в роли катализатора во многих химических реакциях, причем не только тех реакциях, которые происходят в растворах, но и тех, которые идут между веществами, находящимися в твердом состоянии. Примером может служить реакция алюминия с йодом.

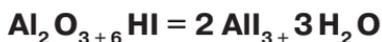


Сухую смесь порошков алюминия и йода можно хранить сколько угодно и никакой реакции между двумя веществами не произойдет. Почему? Да потому что алюминий взаимодействует с кислородом воздуха с образованием оксида алюминия ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ). Тонкая пленка оксида покрывает поверхность алюминиевых крупинок и препятствует взаимодействию алюминия с другими веществами. Для того чтобы алюминий стал активным, он должен избавиться от оксидной пленки.

Если мы добавляем к смеси порошков алюминия и йода воду, то вода сразу же вступает в реакцию с йодом с образованием йодистой кислоты (HI) и иодноватистой кислоты (HIO).



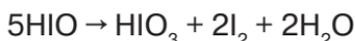
Йодистая кислота взаимодействует с оксидом алюминия с образованием йодида алюминия ( $\text{AlI}_3$ ) и воды.



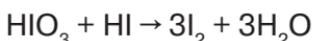
**Все! Защитная пленка уничтожена!** Йоду открыт доступ к алюминию! Дальше реакция идет так, как описывает уравнение реакции:



Вы, конечно же, заметили, что среди продуктов реакции нет иодноватистой кислоты и подумали, что в уравнение вкралась ошибка. Ошибки нет! Йодноватистая кислота нестойка. Сначала она разлагается на йодноватую кислоту ( $\text{HIO}_3$ ), свободный иод и воду:



Йод вступает в реакцию с алюминием, а йодноватая кислота, которая является очень активной (сильной) кислотой, реагирует с йодистой с образованием свободного йода и воды:

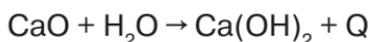


То есть, йод идет в дело, реагирует с алюминием, а вода возвращается в исходное состояние. Мавр сделал свое дело, мавр может уходить.

Мы с вами только что вспомнили или познакомились с тремя различными кислотами, в состав которых входит йод. У них очень похожие названия: йодистая, йодноватая, йодноватистая.

Легко спутать, но этого ни в коем случае нельзя делать, потому что названия в химии даются не просто так, а со смыслом. Услышав название вещества, химик напишет вам его формулу. Исказать название — все равно что исказить формулу вещества.

Если мы положим в чашку белый кристалл негашеной извести, которая представляет собой оксид кальция ( $\text{CaO}$ ), и капнем на него водой из пипетки, то увидим бурную реакцию взаимодействия, в ходе которой образуется белый рыхлый порошок гидроксида кальция ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) и выделяется тепло, что обозначается знаком «+ Q»:

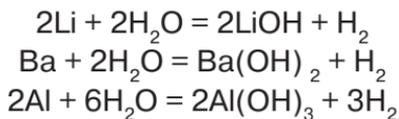


Гидроксид кальция называют «гашеной известью».

Вода способна вступать в реакции замещения с металлами (с активными металлами она взаимодействует при обычных условиях, а с менее активными — при нагревании). Также вода взаимодействует с некоторыми неметаллами, например — с углеродом.

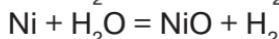
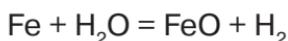
Взаимодействие воды с активными металлами (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ca, Sr, Ba, Ra и Al) протекает при обычных условиях с образованием гидроксида соответствующего металла и водорода.

Вот примеры таких реакций:



Взаимодействие воды с металлами средней активности (Be, Mg, Fe, Pb, Cr, Ni, Mn, Zn) происходит только при нагревании, поскольку в реакции должна участвовать парообразная вода. В процессе реакции воды с металлами средней активности образуются оксид (а не гидроксид!) соответствующего металла и водород.

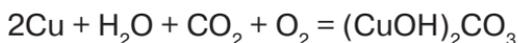
Вот примеры таких реакций:



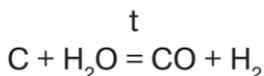
С теми металлами, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений правее водорода, например с медью (Cu), ртутью (Hg), золотом (Au), серебром (Ag) и платиной (Pt), вода не реагирует ни при каких условиях. Потому-то эти металлы не ржавеют.

«Но ведь медь зеленеет», скажут некоторые читатели. Да, зеленеет, но вода в этой реакции выступает только в качестве катализатора. В присутствии воды медь взаимодействует с углекислым газом и кислородом, содержащимися в воздухе, с образованием гидрокарбоната меди ((CuOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) — вещества зеленого цвета.

Вот уравнение этой реакции:

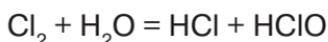


Продукты реакции воды с неметаллами бывают весьма разнообразными. Тут все зависит от свойств неметалла. Так, например, при взаимодействии воды с углеродом образуются угарный газ (CO) и водород:

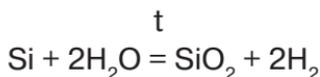


Буква «t» над знаком равенства указывает на то, что реакция проходит при нагревании.

При взаимодействии воды с хлором образуются хлорная (HCl) и хлорноватистая кислоты (HClO):

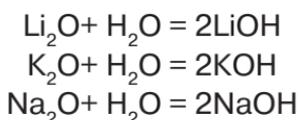


При взаимодействии воды с кремнием образуются диоксид кремния ( $\text{SiO}_2$ ) и водород:

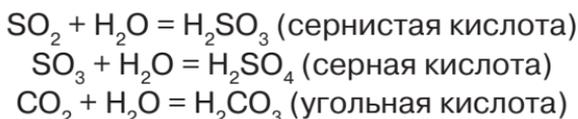


Диоксид кремния или оксид кремния (IV), то есть оксид кремния с валентностью, равной 4, — весьма распространенное вещество, которое является основным компонентом почти всех горных пород и потому называется «кремнеземом».

Взаимодействуя с оксидами активных металлов, вода образует гидроксиды или щелочи:



Вода взаимодействует с оксидами почти всех неметаллов с образованием кислот:

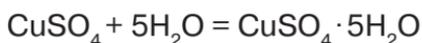


Реакции воды с оксидами металлов и неметаллов представляют собой реакции соединения.

Вода способна образовывать такие соединения, в которых ее молекула сохраняется целой. Такие соединения называются гидратами. Способность воды образовывать гидраты объясняется наличием в ее молекулах водородных связей, которые «заставляют» молекулы воды выстраиваться в геометрически правильные структуры. Молекулы воды образуют каркас, а между ними располагаются молекулы другого вещества.

Образование гидратов представляет собой особый процесс, который называют не «соединением» воды с другим веществом, а «присоединением», потому что молекул нового вещества в результате этого процесса не образуется.

При присоединении воды к безводному сульфату меди получается кристаллогидрат сульфата меди (медный купорос) — кристаллы синего цвета:



Гидраты, имеющие форму кристаллов, называются кристаллогидратами. Гидраты могут быть как твердыми, так и жидкими. Примером жидкого гидрата может служить гидрат аммиака ( $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ), широко применяемый в химической промышленности для получения азотных удобрений, соды, красителей и многих других веществ.

Вода образует различные растворы и является наиболее распространенным растворителем. Обязательными свойствами всех водных растворов являются однородность и прозрачность. А вот цвет раствора может быть разным.

Давайте вспомним, что раствором называется однородная система, состоящая из молекул растворителя и растворенного вещества, между которыми происходят физические и химические взаимодействия.

Обратите внимание на то, что раствор вещества в растворителе — это система, смесь, а не некое новое вещество! Растворение — это физико-химический процесс, а не химическая реакция.

Растворы, подобно веществам, могут находиться в трех агрегатных состояниях — твердом (остывшие сплавы), жидком (растворы солей в воде) и газообразном (воздух). Да-да, воздух представляет собой раствор ряда веществ в азоте, который выступает в виде основы-растворителя. И сплавы металлов также представляют собой растворы.

Ответьте вот на такой вопрос — если мы смешаем 300 мл этилового спирта с 500 мл воды, то какое вещество в этом случае следует считать растворителем?

Конечно же воду, потому что ее мы взяли больше! Если смешиваются вещества в одинаковом агрегатном состоянии, то растворителем считают то вещество, которого в растворе содержится больше. Именно потому воздух считают раствором других веществ в азоте, а не в кислороде.

Если же смешиваются вещества, находящиеся в различном агрегатном состоянии, то растворителем считают то вещество, которое не изменяет своего агрегатного состояния в рас-

творе. Сколько бы хлорида натрия (поваренной соли) мы ни смешали с водой, это будет раствор хлорида натрия в воде, а не наоборот.

По количеству растворенного вещества растворы делятся на концентрированные и разбавленные. Но кроме понятия концентрации в химии есть еще и понятие насыщенности.

Насыщенным называется раствор, в котором растворенное вещество при данных условиях достигло максимальной концентрации и больше растворяться не может — выпадает в осадок. В ненасыщенном же растворе можно дополнительно растворить какое-то количество вещества.

Существуют также и перенасыщенные растворы. Перенасыщенный раствор — это раствор, в котором растворенного вещества находится больше, чем может максимально раствориться в данном растворителе при данных условиях.

Абсурд? На первый взгляд — да, абсурд, потому что по идее нельзя растворить больше существующего максимума. По идее! Но на деле растворитель можно «обмануть», растворив в нем вещество свыше максимального предела.

Перенасыщенные растворы чаще всего получают следующим образом. Нагревают раствор и доводят его до насыщения. Чем выше температура тем больше твердого вещества можно растворить в растворителе (из этого правила есть исключения, но они единичны и мы их рассматривать не станем). Насыщенный раствор постепенно охлаждают и на определенной стадии этого процесса получается перенасыщенный раствор,

то есть такой, в котором растворено больше вещества, чем возможно растворить при данной температуре. Прямым путем, то есть путем добавления вещества в насыщенный раствор, мы не сможем получить перенасыщенный раствор, поскольку вещество станет выпадать в осадок. Но «играя» с температурой мы можем это сделать.

Перенасыщенные растворы нестойки, при малейшем воздействии (например — при сотрясении) избыток вещества выпадает в осадок. Так, например, если вы приготовите перенасыщенный раствор поваренной соли в стакане, то от легкого встряхивания получите осадок — кристаллы соли. Этот процесс (образования осадка) называется «кристаллизацией». Выпаривая воду из раствора, мы тем самым повышаем насыщение раствора и рано или поздно тоже получим осадок.

Интересный нюанс — если растворимость твердых веществ в воде возрастает с повышением температуры, то растворимость газов, напротив, снижается.

Различные растворы имеют различные свойства, в том числе и плотность.

Может показаться, что растворение любого вещества в воде увеличивает плотность раствора относительно плотности воды. Это же логично — раз происходит добавление вещества к воде, то плотности должны суммироваться. На самом деле все не так, поскольку смешиваются не плотности, а объемы! При растворении в воде веществ, плотность которых меньше плотности воды (например — этилового спирта  $C_2H_5OH$ ),

плотность раствора будет меньше плотности воды. При растворении в воде веществ, плотность которых больше плотности воды (например — серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), плотность раствора будет больше плотности воды.

Раз уж мы вспомнили о растворах, то давайте попутно вспомним о суспензиях и эмульсиях.

Суспензией называют взвесь (взвесь, а не раствор!) в которой мелкие частицы твердого вещества равномерно распределены между молекулами жидкости. А взвесь, в которой мелкие капельки одной жидкости распределены между молекулами другой жидкости, называют «эмульсией». Суспензии образуются при смешивании измельченного твердого вещества с жидкостью, а эмульсии — при смешивании двух жидкостей.

**ПОСТСКРИПТУМ.** В завершение разговора о воде, мы ненадолго отвлечемся от химии, чтобы заняться физикой.

Существует утверждение, гласящее, что горячая вода может замерзать быстрее холодной, несмотря на то, что в процессе замерзания она должна пройти температуру холодной воды. Это утверждение называют эффектом Мпембы, или парадоксом Мпембы, по имени его автора. «Объяснений» эффекта Мпембы существует множество, но тем, кто изучает химию, будет интересно одно из них. Согласно этой гипотезе, более быстрое замерзание горячей воды обусловлено ослаблением водородных связей между молекулами воды по мере нагревания, благодаря чему воде становится проще превращаться в лед. Для

разрыва водородных связей в холодной воде требуется больше энергии и поэтому замерзает она медленнее.

Давайте попробуем вникнуть в суть дела, то есть — процесса замерзания воды.

У нас есть два одинаковых стакана (графина, кувшина и т.п.) с одинаковым количеством воды, различающейся по температуре. Вода в одном стакане имеет температуру + 80 °С, а в другом — + 20 °С.

Замерзает вода при нулевой температуре (0 °С).

Какая вода при равных условиях охладится до нулевой температуры раньше — горячая или холодная? Конечно же холодная. Это раз.

В процессе своего охлаждения горячая вода пройдет через точку + 20 °С и продолжит охлаждаться дальше, пока не превратится в лед при нулевой температуре. Водородные связи к моменту перехода воды из жидкого агрегатного состояния в твердое успеют «окрепнуть», так что пытаться объяснить «парадокс» (кавычки неслучайны), ссылаясь на ослабление водородных связей при повышении температуры воды, нельзя. Такое объяснение не имеет фундамента, основы и является притянутым за уши.

На самом деле парадокс Мпембы псевдонаучный. Он возник по той причине, что горячая вода значительно повышала температуру внутри морозильной камеры, что заставляло компрессор холодильника работать более интенсивно, нежели при замораживании холодной воды. Если одновременно поместить в одну

(обратите внимание — в одну!) морозильную камеру две емкости с одинаковым количеством горячей и холодной воды, то холодная вода замрзнет раньше горячей.

Не верите — можете проверить. Это безопасный эксперимент. Только замораживайте небольшие порции воды, поскольку большое количество горячей воды может испортить морозильную камеру.

Парадокс Мпембы напомнил мне парадокс древнегреческого философа Зенона Элейского, суть которого заключалась в том, что быстрым Ахиллес никогда не догонит неторопливую черепаху, если в начале движения черепаха будет находиться впереди него. Пусть Ахиллес бежит в десять раз быстрее, чем передвигается черепаха, и находится позади нее на расстоянии в тысячу шагов. Пока Ахиллес пробежит это расстояние, черепаха двинется вперед на сто шагов. Пока Ахиллес пробежит эти сто шагов, черепаха проползет еще десять шагов, и так далее до бесконечности. Ахиллес так никогда и не сможет догнать черепаху...

Теоретически — не сможет. А на деле — догонит и перегонит.

Не верите — можете проверить.

# ГЛАВА ШЕСТАЯ.

## ВЕЩИЙ СОН, КОТОРОГО НЕ БЫЛО

«Пусть зимний день с метелями  
Не навевает грусть —  
Таблицу Менделеева  
Я знаю наизусть.  
Зачем ее я выучил?  
Могу сказать зачем.  
В ней стройность и величие  
Любимейших поэм.  
Без многословья книжного  
В ней смысла торжество.  
И элемента лишнего  
В ней нет ни одного»

*Н. И. Глазков,  
«Таблица Менделеева»*

Даже абсолютно далекие от химии люди знают, что когда-то давно в химии царил хаос. Можно сказать, что химия не существовала как наука, потому что наука представляет собой СИСТЕМУ знаний, а не НАБОР их. Почувствуйте разницу. К середине XIX века было известно и в определенной мере изучено более шестидесяти химических элементов<sup>1</sup>, были открыты некоторые

---

<sup>1</sup> Сейчас в таблице Менделеева более ста двадцати элементов и число их все время увеличивается.

закономерности взаимодействия элементов и накоплены еще кое-какие знания, но всю эту премудрость никак не удавалось систематизировать, не удавалось впихнуть (простите автору это грубое слово) в рамки единой научной концепции. Образно тогдашнюю химию можно было сравнить со шкафом, в котором книги расставлены не по порядку, а как попало.

Но в 1869 году профессор Санкт-Петербургского университета Дмитрий Иванович Менделеев увидел вещий сон. Ему приснилась таблица, которая была названа его именем. Эта таблица навела порядок в химии и превратила ее из набора знаний в науку...



Дмитрий Иванович Менделеев

Стоп! Нужно внести два уточнения.

Во-первых, никакого вещего сна не было. Сам Менделеев рассказывал историю своего открытия так: «Заподозрив о существовании взаимосвязи между элементами еще в студенческие годы, я не устал обдумывать эту проблему со всех сторон, собирал материалы, сравнивал и со-

поставлял цифры. Наконец настало время, когда проблема созрела, когда решение, казалось, вот-вот готово было сложиться в голове. Как это всегда бывало в моей жизни, предчувствие близкого разрешения мучившего меня вопроса привело меня в возбужденное состояние. В течение нескольких недель я спал урывками, пытаюсь найти тот магический принцип, который сразу привел бы в порядок всю грудку накопленного за 15 лет материала. И вот в одно прекрасное утро, проведя бессонную ночь и отчаявшись найти решение, я, не раздеваясь, прилег на диван в кабинете и заснул. И во сне мне совершенно явственно представилась таблица. Я тут же проснулся и набросал увиденную во сне таблицу на первом же подвернувшемся под руку клочке бумаги».

Охочие до пикантных подробностей репортеры не обратили внимания на слова «заподозрив о существовании взаимосвязи между элементами еще в студенческие годы» или «грудку накопленного за 15 лет материала». Они «ухватились» за сон и только за сон, который превратили в вещий, чудесный, сверхъестественный. Заснул однажды профессор Менделеев и приснилась ему чудесная таблица...

Согласитесь, что таблица, увиденная во сне, смотрится привлекательнее, чем таблица, явившаяся итогом двадцатилетних раздумий и поисков. О, сколько можно придумать завлекательных заголовков со словами «вещий сон»! «Гениальное озарение» тоже звучит неплохо. Раз — и озарило! Чудо чудное! Диво дивное! Одним словом — сенсация.

Менделеева байки о вещем сне и гениальном озарении поначалу забавляли, но со временем стали раздражать. «Я двадцать лет думал об этом, пока не открыл периодическую систему, — говорил Дмитрий Иванович, когда его спрашивали о «вещем сне». — В науке ничто «вдруг» не происходит».

Во-вторых, Менделеев открыл не таблицу, а ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН, согласно которому свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от их атомного веса. «Атомным весом» в те времена называли атомную массу. В наше время Периодический закон Менделеева имеет несколько иную формулировку: «Свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов».

«От величины зарядов ядер», а не от «атомного веса», обратите внимание.

Сто пятьдесят лет назад ученые не знали о том, что каждый атом состоит из атомного ядра и электронов, которые вокруг этого ядра вращаются. Земля, вокруг которой вращается Луна, похожа на атом водорода, имеющий один электрон.



Модель атома водорода

Ядра атомов состоят из положительно заряженных частиц, называемых «протонами», и нейтральных частиц, называемых «нейтронами». Протоны и нейтроны также имеют общее название — «нуклоны», то есть ядерные частицы.

Согласно современным представлениям, порядковый номер химического элемента в периодической таблице Менделеева, а следовательно все его химические свойства, определяется зарядом ядра атомов элемента, который равен количеству протонов в ядре (так называемому «протонному числу»). Ядро атома водорода, с которого начинается таблица Менделеева, состоит из одного протона. Ядро атома мышьяка, имеющего порядковый номер 33 — из тридцати трех.

Чем больше в ядре протонов, тем больше заряд ядра и тем больше атомная масса, так что и в первоначальной формулировке периодический закон звучал верно. Но не совсем точно, ибо дело все же в протонах, в заряде, а не в атомной массе. Чуть позже мы вернемся к этому различию, когда будем говорить о изотопах.

Любой атом в целом электрически нейтрален, поскольку положительный заряд протонов уравновешивается отрицательным зарядом электронов, которые, как уже было сказано, вращаются вокруг ядра. Число электронов в электронной оболочке атома равно протонному числу.

Между всеми заряженными частицами атома действуют электростатические силы — отрицательно заряженные электроны притягиваются к положительно заряженному ядру и, одновременно, отталкиваются друг от друга. Вспомни-

те из курса физики, что частицы с одинаковым зарядом отталкиваются друг от друга, а с разным — притягиваются друг к другу.

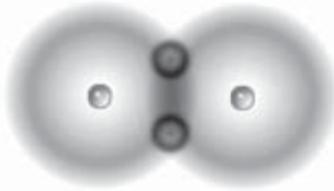
Сразу же возникает вопрос — почему не отталкиваются друг от друга одинаково заряженные протоны, из которых состоит ядро? Причина в том, что протоны (а также и нейтроны) притягиваются друг к другу особыми, ядерными силами, которые возникают лишь на сверхкоротких расстояниях. Ядерные силы значительно сильнее электростатического отталкивания. Благодаря «нерушимым» ядерным силам, ядра гораздо прочнее атомов в целом. В ходе химических реакций изменяется только электронная оболочка — электроны отдаются или принимаются, а ядра атомов остаются неизменными.

Отдавая или принимая электроны, нейтрально заряженные атомы превращаются в заряженные частицы — ионы. Отдавая электроны, атом становится положительно заряженным ионом, потому что начинает преобладать положительный заряд ядра. Присоединяя электроны, атомы заряжаются отрицательно.

Положительно заряженные ионы называют катионами, а отрицательно заряженные — анионами. Запомнить, как что называется, помогает фраза: «Катя (катион) хорошая, а вот Аня (анион) — плохая».

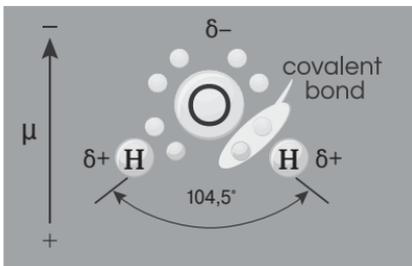
Надо понимать, что выражения «отдать электрон» и «принять электрон» условны. При взаимодействии атомов их наружные электронные слои перекрываются друг с другом, образуя общее электронное облако. Облако это находится

строго посередине между ядрами взаимодействующих атомов лишь в том случае, если эти атомы идентичны. Так, например, модель молекулы водорода ( $H_2$ ), состоящей из двух атомов, можно представить в следующем виде:



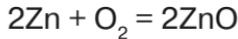
Модель молекулы водорода

Объединившись в молекулу, два атома водорода сообща и равноправно «пользуются» общей парой электронов. А вот в молекуле воды ( $H_2O$ ) атом кислорода притягивает электронное облако ближе к себе. В результате образуется так называемая «диполь» — молекула с разноименными электрическими зарядами на концах. Атомы водорода из-за удаления электронного облака приобретают положительный заряд, а атом кислорода, притянув электроны ближе к себе, заряжается отрицательно.

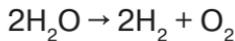
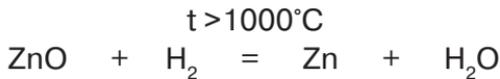


Молекула воды — диполь

Следует понимать, что сущность химического элемента определяется зарядом его ядра, а не количеством электронов. Зарядом ядра! Теряя или присоединяя электроны в результате химических реакций, атомы не изменяют свою химическую сущность. Так, например, взаимодействуя друг с другом с образованием оксида цинка (ZnO) в процессе реакции горения металлического цинка, кислород остается кислородом, а цинк — цинком.



Из оксида цинка можно выделить как цинк, так и кислород. Например, сначала восстановить металлический цинк водородом при температуре выше 1000°C, а затем разложить полученную в результате этой реакции воду на водород и кислород при помощи электрического тока.



Затем можно снова поджечь цинк и получить оксид цинка...

И повторять так до бесконечности.

Но вернемся к нашему периодическому закону.

Зависимость химических свойств элементов от атомного веса была подмечена учеными еще в первой половине XIX века. Гениальность открытия Менделеева заключается в понятии «периодический». Менделеев понял и показал, что химические и физические свойства элементов

не просто изменяются с увеличением атомного веса, они еще и периодически повторяются. И эти самые периодические повторы дают возможность «выстроить» химические элементы в виде таблицы, которая является графическим способом отображения Периодического закона.

Посмотрите на таблицу (здесь приводится наиболее упрощенный вариант, содержащий только обозначение химических элементов и их порядковые номера). Возможно, что ее вид вас удивит, потому что в школьных учебниках вы видели нечто иное. Современная, так называемая длиннопериодная форма периодической таблицы химических элементов, утверждена Международным союзом теоретической и прикладной химии (IUPAC) в качестве основного. Она удобнее, нагляднее и вообще лучше «короткой», которая была официально отменена Международным союзом еще в 1989 году, но продолжает «жить после смерти», то есть встречаться в различных изданиях.

Горизонтальные строки химических элементов в таблице Менделеева называются периодами.

Давайте пропустим первый, самый верхний, период, в котором кроме водорода и гелия ничего нет, и рассмотрим второй, более «представительный» период, включающий литий (Li), бериллий (Be), бор (B), углерод (C), азот (N), кислород (O), фтор (F) и неон (Ne).

Начинается период с весьма активного металла лития, который хорошо реагирует с другими элементами, а заканчивается инертным

# Шляхов Андрей

(ХИМИЯ ДЛЯ ТЕХ, КТО ВСЕ ЗАБЫЛ)

Период	Ряд	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ												
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
I	1	(H)							H <sup>1</sup> 1,00797 Водород	He <sup>2</sup> 4,0026 Гелий	Обозначение элемента		Атомный номер	
II	2	Li <sup>3</sup> 6,939 Литий	Be <sup>4</sup> 9,0122 Бериллий	B <sup>5</sup> 10,811 Бор	C <sup>6</sup> 12,01115 Углерод	N <sup>7</sup> 14,0067 Азот	O <sup>8</sup> 15,9994 Кислород	F <sup>9</sup> 18,9984 Фтор	Ne <sup>10</sup> 20,179 Неон	Li <sup>3</sup> 6,939 Литий		Относительная атомная масса		
III	3	Na <sup>11</sup> 22,9898 Натрий	Mg <sup>12</sup> 24,305 Магний	Al <sup>13</sup> 26,9815 Алюминий	Si <sup>14</sup> 28,086 Кремний	P <sup>15</sup> 30,9738 Фосфор	S <sup>16</sup> 32,064 Сера	Cl <sup>17</sup> 35,453 Хлор	Ar <sup>18</sup> 39,948 Аргон					
IV	4	K <sup>19</sup> 39,102 Калий	Ca <sup>20</sup> 40,08 Кальций	Sc <sup>21</sup> 44,956 Скандий	Ti <sup>22</sup> 47,90 Титан	V <sup>23</sup> 50,942 Ванадий	Cr <sup>24</sup> 51,996 Хром	Mn <sup>25</sup> 54,9380 Марганец	Fe <sup>26</sup> 55,847 Железо	Co <sup>27</sup> 58,9332 Кобальт	Ni <sup>28</sup> 58,71 Никель			
	5	Cu <sup>29</sup> 63,546 Медь	Zn <sup>30</sup> 65,37 Цинк	Ga <sup>31</sup> 69,72 Галлий	Ge <sup>32</sup> 72,59 Германий	As <sup>33</sup> 74,9216 Мышьяк	Se <sup>34</sup> 78,96 Селен	Br <sup>35</sup> 79,904 Бром	Kr <sup>36</sup> 83,80 Криpton					
V	6	Rb <sup>37</sup> 85,47 Рубидий	Sr <sup>38</sup> 87,62 Стронций	Y <sup>39</sup> 88,905 Итрий	Zr <sup>40</sup> 91,22 Цирконий	Nb <sup>41</sup> 92,906 Ниобий	Mo <sup>42</sup> 95,94 Молибден	Tc <sup>43</sup> [99] Технеций	Ru <sup>44</sup> 101,07 Рутений	Rh <sup>45</sup> 102,905 Родий	Pd <sup>46</sup> 106,4 Палладий			
	7	Ag <sup>47</sup> 107,868 Серебро	Cd <sup>48</sup> 112,49 Кадмий	In <sup>49</sup> 114,82 Индий	Sn <sup>50</sup> 118,69 Олово	Sb <sup>51</sup> 121,75 Сурьма	Te <sup>52</sup> 127,60 Теллур	I <sup>53</sup> 126,9044 Йод	Xe <sup>54</sup> 131,29 Ксенон					
VI	8	Cs <sup>55</sup> 132,905 Цезий	Ba <sup>56</sup> 137,34 Барий	La* <sup>57</sup> 138,91 Лантан	Hf <sup>72</sup> 178,49 Гафний	Ta <sup>73</sup> 180,948 Тантал	W <sup>74</sup> 183,82 Вольфрам	Re <sup>75</sup> 186,2 Рений	Os <sup>76</sup> 196,2 Осмий	Ir <sup>77</sup> 192,2 Иридий	Pt <sup>78</sup> 195,08 Платина			
	9	Au <sup>79</sup> 196,967 Золото	Hg <sup>80</sup> 200,59 Ртуть	Tl <sup>81</sup> 204,37 Таллий	Pb <sup>82</sup> 207,19 Свинец	Bi <sup>83</sup> 208,980 Висмут	Po <sup>84</sup> [210]* Полоний	At <sup>85</sup> [210] Астат	Rn <sup>86</sup> [222] Радон					
VII	10	Fr <sup>87</sup> [223] Франций	Ra <sup>88</sup> [226] Радий	Ac** <sup>89</sup> [227] Актиний	Rf <sup>104</sup> [261] Резерфордий	Db <sup>105</sup> [262] Дубний	Sg <sup>106</sup> [263] Сибергий	Bh <sup>107</sup> [264] Борий	Hs <sup>108</sup> [265] Хассий	Mt <sup>109</sup> [266] Мейтнерий	110			

58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
140,12	Церий	140,907	Прометий	144,24	Неодим	[147]	Прометий	150,36	Самарий	151,96	Европий	157,25	Гадолиний	158,925	Тербий	162,50	Диспрозий	164,930	Гольмий	167,26	Эрбий	168,934	Тулий	173,04	Иттербий	174,97	Лютеций
90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr
232,037	Торий	[231]	Прометий	238,02	Уран	[237]	Нептуний	[244]	Плутоний	[243]	Америций	[247]	Кюрий	[247]	Берклий	[251]	Калифорний	[254]	Эйнштейний	[257]	Фермий	[257]	Менделеев	[259]	Нобелий	[261]	Лоуренсий

Периодическая таблица химических элементов (таблица Менделеева)

газом неоном, химическая активность которого крайне низка.

«О каком сходстве между элементами здесь может идти речь?», — спросите вы. В самом деле непонятно, почему столь различающиеся по своим свойствам вещества оказались в одном и том же периоде. Для того чтобы получить ответ на этот вопрос, нужно поближе познакомиться с расположением электронов в атоме.

С атомом водорода все просто — один-единственный электрон вращается вокруг ядра по одной-единственной орбите. В атоме гелия на единственной орбите расположены два электрона.

На единственной орбите, обратите внимание. Количество орбит, которые химики называют «электронными слоями», или «электронными оболочками» атома, определяет номер периода, в котором находится химический элемент. У атомов лития, бериллия, бора, углерода, азота, кислорода, фтора и неона — две электронные оболочки-орбиты. Потому они, все такие разные, находятся во втором периоде таблицы Менделеева.

Возможно, у вас возник вопрос — каким образом электроны распределяются по своим орбитам? Дело в том, что электроны в атоме не абсолютно тождественны. Они различаются по величине своей энергии, которая возрастает по мере удаления электронов от ядра атома. Электроны с близкими значениями энергии образуют отдельные слои (орбиты).

Пойдем дальше. Порядковый номер химического элемента в таблице Менделеева равен количеству протонов в ядре атома, а стало быть, и ко-

# Шляхов Андрей

(ХИМИЯ ДЛЯ ТЕХ, КТО ВСЕ ЗАБЫЛ)

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																					
Периоды	группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII								IX	X			
группы	группы	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б				
1	1	H															He	2			
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> <p>«Периодический закон»</p> <p>«Свойства элементов»</p> <p>«Химическая связь»</p> <p>«Оxidационные состояния»</p> </div>								Ne	10			
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl									Ar	18			
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni									Kr	36
5	5	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br									Kr	36			
6	6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd									Xe	54
7	7	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I									Xe	54			
8	8	Cs	Ba	La		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt						Rn	86		
9	9	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At									Rn	86			
7	10	Fr	Ra	Ac		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds									
ВЫШЕШЕ ОXИДЫ		R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>												
ДЕТНЫЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	RH													
ЛАНТАНОИДЫ																					
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71							
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu							
АКТИНОИДЫ																					
88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103						
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr							

«Короткая» форма таблицы Менделеева из школьного учебника химии второй половины XX века

личеству электронов, ведь положительный заряд протонов уравнивается отрицательным зарядом электронов. Таким образом, если прибавляется протон, то прибавляется и электрон.

Если идти слева направо, то у каждого последующего химического элемента в периоде на один электрон больше, чем у предыдущего. У неона, на котором заканчивается второй период, наружная или внешняя оболочка целиком заполнена электронами, поэтому данный элемент является химически инертным, не имеющим желания вступать в реакцию с другими элементами. Присоединять чужие электроны неону некуда, поскольку наружный слой весь заполнен, и отдавать их не хочется.

Чем меньше электронов находится на наружном (внешнем) слое, тем легче атом их отдает. По мере возрастания количества электронов на наружном слое, возрастает и «жадность» атомов. Вместо того чтобы отдавать электроны, они начинают их присоединять. Как говорится, рублик к рублику, так и миллиончик наберется. Дело, конечно же, не в жадности и не в желаниях, которых у неодушевленных атомов быть не может, а в том, что незаполненные наружные электронные слои являются относительно нестабильными с физической точки зрения. Каждый атом стремится иметь целиком заполненный наружный слой. Для этого нужно или присоединять чужие электроны, или отдавать свои. Если атом отдаст все электроны с наружного слоя, то наружным станет предыдущий, заполненный слой.

Почему атомы одних химических элементов (металлов) стремятся отдавать электроны,

а атомы других химических элементов (неметаллов) поступают противоположным образом?

Все дело в электростатических силах. Чем больше электронов содержит наружный слой, тем сильнее он притягивается к ядру атома.

На наружном электронном слое атома не может быть более восьми электронов. Это закон, не знающий исключений. Наружный слой, содержащий восемь электронов, является завершённым и энергетически устойчивым. Соответственно, в каждом периоде таблицы Менделеева не должно было быть более восьми элементов...

Не должно.

Но есть.

В четвертом и пятом периодах находится по восемнадцать элементов, а в шестом и седьмом — аж по тридцать два! (Восьмой период, который пока еще не заполнен до конца, мы рассматривать не станем.)

Давайте представим, каким должен быть слой, чтобы вместо восьми вмещать аж тридцать два электрона? Резиновым? Безразмерным?

Нет, на наружном слое больше восьми электронов быть не может. Этот закон, как уже было сказано, исключений не знает. По крайней мере на сегодняшний день. Если кому-то из вас, дорогие читатели, удастся доказать наличие девятого электрона на наружном слое, то можете смело рассчитывать на Нобелевскую премию. Это так, к слову.

Получается парадокс. Куда деваются «лишние» электроны?

Подумайте об этом самостоятельно.

Вот вам подсказка — в фразе «на наружном слое больше восьми электронов быть не может» нет ни одного лишнего слова.

Время пошло...

Разумеется, если электроны не могут разместиться на наружном слое, то они уходят на «нижние» слои, в отношении которых «правило восьмерки» не действует. Заполняется второй снаружи слой, а когда он набивается битком, электроны размещаются на третьем. Так создаются длинные периоды. Поскольку в химических реакциях участвуют электроны наружного слоя, добавление электронов на второй и третий слои практически не изменяет химические свойства элементов.

А теперь попробуйте ответить вот на такой вопрос — какова максимально возможная валентность химического элемента?

Максимальная валентность равна восьми, поскольку больше восьми электронов на наружном слое быть не может. Такой валентностью могут похвастаться единицы. Например, металлы рутений (Ru) и осмий (Os) образуют восьмивалентные оксиды  $\text{RuO}_4$  и  $\text{OsO}_4$ .

Существуют три закономерности, касающиеся периодов.

Первое — в любом из периодов металлические свойства элементов усиливаются справа налево. Даже в первом периоде, где нет ни одного металла, эта закономерность все равно соблюдается, потому что водород, стоящий слева от гелия, обладает металлическими свойствами — при реакциях, осуществляющихся в водных растворах, он обычно ведет себя, как металл, то

есть отдает свой единственный электрон. Но атом водорода также обладает способностью присоединять один электрон, как неметалл.

Второе — в обратном направлении, то есть — слева направо возрастают неметаллические свойства элементов.

Третье — каждый период периодической таблицы Менделеева начинается активным металлом и заканчивается инертным газом.

С горизонталями мы разобрались. Пора переходить к вертикалям — столбцам, которые называются «группами».

Групп в периодической системе химических элементов восемнадцать и все элементы одной группы обладают схожими химическими свойствами. Образно говоря, в периодах находятся «соседи», разные по свойствам элементы, имеющие примерно одинаковый уровень материального достатка, то есть одинаковое количество электронных слоев. А вот в группах все друг дружке родня. Одна кровь, то есть — схожесть свойств.

Металлические свойства в группах возрастают сверху вниз, а неметаллические — снизу вверх.

Элементы первой группы называют «щелочными металлами», потому что при их растворении в воде образуются растворимые гидроксиды, называемые «щелочами».

Элементы второй группы называют «щелочноземельными металлами». Собственно, это название верно только для кальция (Ca), стронция (Sr), бария (Ba) и радия (Ra) и связано, во-первых с тем, что их оксиды раньше называли «зем-

лями»<sup>1</sup>, а во-вторых, с тем, что при взаимодействии с водой эти металлы образуют щелочи.

Группы с третьей по двенадцатую включают так называемые «переходные металлы», у которых с увеличением порядкового номера (увеличением заряда ядра атома) число электронов на наружном слое остается постоянным (1 или 2). Вместо наружного слоя заполняется электронами второй или третий снаружи слои. Поскольку число электронов в наружном подуровне не меняется, свойства элементов с увеличением порядкового номера изменяются незначительно. Все эти химические элементы представляют собой металлы со схожими свойствами.

Удобства ради, для того, чтобы периодическая таблица не выглядела бы слишком растянутой, химические элементы третьей группы с номера 57 до номера 71 (от лантана до лютеция) и с номера 89 до номера 103 (от актиния до лоуренсия) вынесены в нижнюю часть таблицы в виде двух отдельных строк. «Последователи» лантана называются «лантаноидами», а «последователи» актиния — «актиноидами».

Группы с тринадцатой по шестнадцатую включают так называемые постпереходные металлы, то есть расположенные после (справа от) переходных металлов в периодической таблице. Самым известным представителем этой группы является металл алюминий, без которого невозможно представить нашу жизнь.

<sup>1</sup> Оксиды эти назывались «землями» из-за своей огнестойкости и нерастворимости (вели себя как земля).

Также в этих группах присутствуют полуметаллы или «металлоиды», которые занимают промежуточное положение между металлами и неметаллами. По своим химическим свойствам полуметаллы являются неметаллами, но, в то же время, подобно металлам, они обладают электрической проводимостью. К полуметаллам относятся кремний (Si), бор (B), олово (Sn), германий (Ge), мышьяк (As), сурьма (Sb), висмут (Bi) и астат (At).

В шестнадцатой группе также находятся неметаллы халькогены, название происходит от двух греческих слов, означающих «медь» (или в более широком смысле — руду вообще) и «рождение». Дело в том, что большинство медных руд состоит из соединений меди с кислородом (O) и серой (S), самыми известными элементами семейства халькогенов. Также к халькогенам относятся селен (Se), теллур (Te) и полоний (Po).

Химические элементы семнадцатой группы называются галогенами. Это название также образовано двумя греческими словами, означающими «соль» и «рождение». Все галогены очень активные окислители, способные реагировать практически со всеми простыми веществами с образованием различных солей, и потому в природе они в чистом виде не встречаются.

«Инертные» или «благородные» (по аналогии с благородными металлами) газы получили такое название из-за своей крайне низкой химической активности. Они практически не реагируют с другими веществами, поскольку их наружный уровень целиком заполнен электронами. Все инертные газы не имеют цвета и запаха.

Среди химических элементов есть три «индивидуалиста». Это неметаллы углерод (С), азот (N) и фосфор (P), которые не относятся ни к одному из семейств. Уж больно они своеобразные, непохожие на другие элементы.

Таблица Менделеева — это своеобразное «досье». Увидев местонахождение химического элемента, можно в целом получить представление о его химических свойствах. При условии наличия соответствующих знаний.

Рядом со знаком каждого химического элемента помимо порядкового номера принято указывать атомную массу элемента, а если точнее, то его относительную атомную массу в условных единицах, которые называют «атомными единицами массы» (а. е. м.) или «дальтонами» (Да). Одна атомная единица массы равна  $1/12$  массы нейтрального атома изотопа углерода-12<sup>1</sup>.

Давайте вспомним, что изотопом называют атом химического элемента, отличающийся от другого атома того же самого элемента атомной массой.

Изотопы являются одним из самых распространенных подводных камней на школьных экзаменах по химии.

На первый взгляд существование изотопов кажется парадоксом. Посудите сами — ну как могут различаться по массе атомы одного и того же химического элемента, если с увеличением

<sup>1</sup> Углерод-12 — это нуклид химического элемента углерода с атомным номером 6 и массовым числом 12, один из двух стабильных изотопов углерода.

атомной массы изменяются химические свойства элементов?

Не с увеличением атомной массы, дорогие друзья, а с увеличением заряда ядра. Вспомните современную формулировку периодического закона, и станет она для вас путеводной звездой. А еще вспомните, что, помимо положительно заряженных протонов, в ядрах атомов находятся электрически нейтральные нейтроны. Изотопы имеют разную массу из-за различного числа нейтронов в их ядрах. Число протонов у одного и того же химического элемента всегда постоянно, а вот число нейтронов может различаться.

В природе все химические элементы существуют в виде смесей изотопов. В таблице Менделеева приводятся средние значения относительных атомных масс химических элементов с учетом их изотопного состава.

У вас может возникнуть вопрос — зачем химикам понадобилось городить огород, придумывать атомную единицу массы? Ведь можно было обойтись и обычными единицами измерения массы? Можно, но это очень неудобно, поскольку масса атома — чрезвычайно малая величина. Так, например, самый легкий из всех атомов, атом водорода, имеет массу около  $1,67 \cdot 10^{-24}$  грамма. Столь «громоздкими» числами неудобно оперировать без риска запутаться в нулях, потому и была введена условная единица измерения.

Обратите внимание на то, что атомная масса химического элемента и масса химического вещества — это разные понятия, не связанные друг с другом напрямую. Вот вам еще один из-

любленный вопрос экзаменаторов: «что тяжелее — золото или свинец?» Если для ответа сравнить атомные массы элементов, то свинец покажется тяжелее, поскольку в периодической таблице он стоит после золота (порядковый номер свинца — 82, а золота — 79) и, соответственно, имеет бóльшую атомную массу — 207 против 197. Но на самом деле тяжелее золото, поскольку оно имеет бóльшую плотность (19,3 г/см<sup>3</sup> против 11,3 г/см<sup>3</sup>), а масса вещества прямо пропорциональна его плотности<sup>1</sup>. Такие вот дела.

Менделеев был настолько уверен в правильности своего открытия, что при составлении таблицы позволил себе произвольно изменить атомные веса нескольких элементов, которые никак не желали вставать на положенные места. Так, например, он увеличил атомный вес урана, который считался тогда равным 60 условным единицам. Также Менделеев переставил местами кобальт с никелем и теллур с йодом и оставил в таблице три пустых места для еще не открытых в то время элементов, имеющих атомный вес 45, 68 и 70 условных единиц. Последующие исследования подтвердили правоту Менделеева, но поначалу некоторые из коллег критиковали великого ученого за подобное «самоуправство».

Самый первый вариант таблицы, составленный Менделеевым в 1869 году, выглядел следующим образом.

<sup>1</sup> Масса тела ( $m$ ) представляет собой произведение плотности вещества ( $\rho$ ), из которого состоит тело, на его объем ( $V$ ):  $m = \rho V$ .

## ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

			Tl = 50	Zr = 90	? = 180.
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
			Mn = 53	Rh = 104,4	Pt = 197,4.
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = 59	Pd = 106,6	Os = 199.
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	U = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Pr = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Д. Менделѣевъ

Первый вариант таблицы Менделеева

Шляхов Андрей  
(ХИМИЯ ДЛЯ ТЕХ, КТО ВСЕ ЗАБЫЛ)

Начинался периодический ряд с водорода, а заканчивался свинцом. Всего в ряду было 63 уже известных на то время химических элемента и три «скрытых», существование которых Менделеев обосновал логическим путем.

На сегодняшний день открыто сто восемнадцать химических элементов. Существование еще девяти элементов предсказано учеными, но получить их опытным путем пока еще не удалось.

## ГЛАВА СЕДЬМАЯ. НОЧНОЙ ЗЕФИР СТРУИТ ЭФИР ...

«**Н**очной зефир струит эфир. Шумит, бежит Гвадалквивир...» Эти пушкинские строки относятся к числу наиболее известных. Их знает каждый более-менее образованный человек. Ну а тот, кто правильно может выговорить звучное, но трудное название испанской реки, — вообще молодец.

Возможно некоторые читатели сейчас заподозрили, что во время верстки в эту книгу случайно, по ошибке, попала страница из какого-то поэтического сборника.

Не было никакой ошибки! Цитата — в тему, потому что в этой главе пойдет речь об эфире. Обратите внимание — не о эфирах, органических веществах<sup>1</sup>, имеющих формулу R-O-R', где R и R' — углеводородные радикалы, а о мировом

---

<sup>1</sup> Органическими веществами (соединениями) называются почти все химические соединения, в состав которых входит углерод, за исключением карбидов, угольной кислоты, карбонатов, оксидов углерода и цианидов.

эфире — гипотетической материальной среде, заполняющей все мировое пространство и являющейся первоосновой всего сущего.

Вроде бы еще в первой половине XX века ученые определились с этим самым мировым эфиром — пришли к выводу о том, что его не существует. Но в наши дни маятник качнулся в обратную сторону. Мировой эфир вынырнул из небытия и начал претендовать на всеобщее признание. Причем претендовать не беспочвенно, а ссылаясь на таких авторитетных ученых, как Никола Тесла и Дмитрий Менделеев.

Сторонники существования эфира любят ссылаться на цитату из лекции, которую Никола Тесла прочел в Колумбийском университете (тогда еще называвшемся колледжем) в мае 1891 года. «Природа хранит во Вселенной неисчерпаемые запасы энергии, — сказал Тесла. — Хранителем и передатчиком этой бесконечной энергии является эфир, среда, которая заполняет собой все мировое пространство и связывает все материальное воедино... Признание существования эфира откроет перед человечеством новые горизонты и неожиданные возможности. Оно станет великим свершением, грандиозным шагом вперед».

Разве не заманчиво извлекать энергию из эфира в любой точке планеты? Не нужно строить электростанции, линии передачи и все прочее, что необходимо для доставки электрической энергии потребителям. Эфир вездесущ, и запасы хранящейся в нем энергии неисчерпаемы... Подключайтесь да пользуйтесь на здоровье! И без всяких счетчиков!

Конечно же с такой славной мечтой не хочется расставаться... Хочется вспоминать то, что говорил Тесла, хочется, чтобы эти слова стали явью. Бывало же (и не раз!) так, что спустя много лет ученые возвращались к давно забытому или неочтенному в свое время открытию или изобретению и давали ему путевку в жизнь. За примерами далеко ходить не нужно. Достаточно вспомнить труды Константина Эдуардовича Циолковского по ракетодинамике и космонавтике, которые нашли практическое применение уже после смерти автора, или, скажем, Леонардо да Винчи, который более пятисот лет назад изобрел танк, вертолет и водолазный костюм. Да и у того же Теслы есть «воскресшие» идеи, которые активно разрабатываются в наши дни. Например — беспроводная передача энергии. Почему бы заодно не вспомнить об эфире?

Никола Тесла был физиком, и эфир интересовал его с физической точки зрения. А вот Дмитрий Иванович Менделеев интересовался химической природой эфира. В восьмом издании «Основ химии» (1906 год) — учебника, написанного Менделеевым для студентов, говорилось об «атомах всепроникающего мирового эфира», обладающих ничтожно малым атомным весом, не способных к химическим взаимодействиям и чрезвычайно быстро движущихся. Вот цитата из предисловия к этому изданию: «Чем более мне приходилось думать о природе химических элементов, тем сильнее я отклонялся как от классического понятия о первичной материи, так и от надежды достичь желаемого постижения

природы элементов изучением электрических и световых явлений, и каждый раз настоятельнее и яснее сознавал, что ранее того или сперва должно получить более реальное, чем ныне, представление о «массе» и об «эфире».

Итогом размышлений об эфире стала работа под названием «Попытка химического понимания мирового эфира», опубликованная в 1903 году в журнале «Вестник и библиотека самообразования». Толчком к «Попытке» стало открытие инертных газов в конце XIX века. Сразу же после открытия возник вопрос — что с ними делать? — то есть, где их разместить в периодической таблице. Менделеев считал, что инертные газы должны находиться в нулевой группе и что самым первым, самым легким инертным газом является неоткрытый пока еще эфир.

«Теперь же, когда стало не подлежать ни малейшему сомнению, что перед той I группой, в которой должно помещать водород, существует нулевая группа, представители которой имеют веса атомов меньше, чем у элементов I группы, мне кажется невозможным отрицать существование элементов более легких, чем водород, — писал Дмитрий Иванович. — Из них обратим внимание сперва на элемент первого ряда 1-й группы. Его означим через “у”... Этот элемент “у”, однако, необходим для того, чтобы умственно подобрать к тому наиглавнейшему, а потому и наиболее быстро движущемуся элементу “х”, который, по моему разумению, можно считать эфиром. Мне бы хотелось предварительно назвать его “Ньютоном” — в честь бессмертного Ньютона... Задачу

тяготения и задачи всей энергетики нельзя представить реально решенными без реального понимания эфира, как мировой среды, передающей энергию на расстояния. Реального же понимания эфира нельзя достичь, игнорируя его химизм и не считая его элементарным веществом».

Эфира как мировой среды, передающей энергию на расстояния...

Достоверно неизвестно, был ли Дмитрий Иванович знаком с опытами и статьями Теслы, но оба ученых мыслили в одном и том же ключе, в схожем направлении. Мировой эфир существует, он связывает все сущее воедино.

К месту можно еще вспомнить слова итальянского ученого Эванджелиста Торричелли, ученика великого Галилея, который еще в XVII веке сказал: «Энергия — есть квинтэссенция такой тонкой природы, что она не может содержаться ни в каком другом сосуде, как только в самой сокровенной субстанции материальных вещей».

«Столько великих умов не могло ошибаться одинаково!» — утверждают сторонники существования эфира. Гении, в отличие от дураков и неучей, ошибаются не толпой, а каждый по-своему. Мировой эфир существует, но этот факт скрывается от общественности.

Кем скрывается?

Станный вопрос! Конечно же теми, кому это выгодно. Вспомните древнеримское правило: «Is fecit cui prodest»<sup>1</sup>.

А кому выгодно?

<sup>1</sup> Сделал тот, кому выгодно (лат.).

В первую очередь — топливно-энергетическим корпорациям, которые разорятся, если человечество станет использовать «эфирную» энергию. Неспроста же миллиардер Джон Пирпонт Морган прекратил финансирование эксперимента Николы Теслы по созданию всемирной беспроводной системы передачи энергии в тот самый момент, когда Тесла вплотную приблизился к извлечению энергии из мирового эфира.

Во вторую очередь — правительствам развитых стран, мировых лидеров, которые привыкли держать менее развитые страны на коротком энергетическом поводке.

В третью очередь — странам, имеющим мощные вооруженные силы и претендующим на мировое господство. Им не хочется терять свое преимущество, а это непременно произойдет в том случае, если у всего человечества будет свободный доступ к неограниченным запасам энергии.

И так далее... Перечислять всех выгодоприобретателей нет необходимости. Лучше давайте оценим глубину их коварства...

А глубина эта невероятно глубока (простите автору эту тавтологию). Подлые обманщики замахнулись на святая святых — на таблицу Менделеева! Они удалили из таблицы эфир (ньютоний), изначально в нее входивший, и ликвидировали нулевую группу, в которую кроме эфира входили инертные газы. Вместо нулевой группы инертные газы оказались в последней, восемнадцатой по новому стилю и восьмой по старому. Казалось бы — ничего страшного, поскольку от перестановки слагаемых сумма не из-

меняется. Но это только на первый взгляд, а на второй — меняется решительно все, поскольку в последней группе нет и не может быть места для эфира, частицы которого легче атома водорода. Легчайшему эфиру полагалось быть первым в ряду химических элементов...

Стоп!

Довольно с нас сказок, пускай и научных. А если точнее, то — псевдонаучных.

Да, Менделеев допускал существование мирового эфира, относил его к инертным газам и считал, что инертные газы, как не образующие химических соединений, должны находиться в нулевой группе периодической таблицы. Было такое. Но великий ученый не успел, как принято выражаться нынче, «полностью раскрыть тему» мирового эфира. Этому помешала смерть. В своих работах, посвященных эфиру, Менделеев всего лишь обозначил проблему, поставил ряд вопросов, но не дал на них однозначных, точных ответов. Гипотеза, занимавшая мысли ученого с 70-х годов XIX века, так и осталась гипотезой. Да, Менделеев писал о существовании эфира довольно уверенно, и эта уверенность основывалась на том, что его научные предсказания не раз сбывались, но он никак не подтвердил существование эфира (ньютона).

Не подтвердил.

И после Менделеева никому не удалось получить убедительных доказательств существования мирового эфира. Ни как некоей однородной непрерывной механической среды, заполняющей пространство (эфир в понимании физиков),

ни как атомарного химического элемента (эфир в понимании химиков).

Теперь давайте поговорим о том, почему нулевая подгруппа вдруг стала восьмой или восемнадцатой, то есть из самой первой превратилась в самую последнюю.

Посмотрите на периодическую таблицу.

Видите «провал» между водородом и гелием, который особенно наглядно представлен в современной длиннопериодной форме таблицы? Первый элемент (водород) находится в первой группе, а второй (гелий) — в восемнадцатой. А между ними — пустота. Вот эта самая пустота и не нравилась Менделееву. Создавая для инертных газов нулевую группу, Менделеев стремился к тому, чтобы его таблица выглядела бы гармонично.

В марте 1900 года в Лондоне произошла встреча Дмитрия Менделеева с британским химиком Уильямом Рамзаем (William Ramsay), открывшим инертные газы<sup>1</sup>. Оба ученых сошлись на том, что новой группе инертных газов в периодической системе химических элементов следует быть нулевой. Существование эфира в ходе этой встречи не обсуждалось.

В седьмом издании «Основ химии» Менделеева, которое вышло в 1903 году, была помещена периодическая таблица, включавшая нулевую группу инертных газов.

---

<sup>1</sup> Первый из инертных газов — аргон, был открыт Уильямом Рамзаем в сотрудничестве с Джоном Уильямом Стреттом, третьим бароном Рэйли (John Strutt, 3-rd Baron Rayleigh).

Интересная деталь — вариант таблицы с нулевой группой удостоился великой чести. Он был увековечен в виде мозаики на стене НИИ метрологии имени Д. И. Менделеева в Санкт-Петербурге (Московский проспект, 19). Эта мозаика служит частью, точнее — фоном для установленного перед ней памятника Менделееву, открытого в 1934 году к столетию со дня рождения великого ученого. Элементы, открытые при жизни Дмитрия Ивановича, обозначены на мозаике красным цветом, а открытые с 1907 по 1934 — синим. В народе гигантскую мозаику прозвали «шпаргалкой для Гулливера».

Таблица Д. И. Менделеева  
«Периодическая система элементов по группам и рядам»  
(Д. И. Менделеев. Основы химии. VIII издание, СПб., 1904 г.)

		Группы элементов										
Ряды	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
0	Водород											
1	Литий	Калий										
	Li 7,00	K 39,10										
2	Бериллий	Литий	Висмут		Ван	Углерод	Азот	Кислород	Фтор			
	Be 9,0	Li 7,00	Bi 208,0		V 23,0	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0			
3	Натрий	Калий	Литий	Алюминий	Кремний	Фосфор	Сера	Хлор				
	Na 23,0	K 39,10	Li 7,00	Al 27,1	Si 28,1	P 31,0	S 32,0	Cl 35,5				
4	Аргон	Кальций	Кальций	Скандий	Титан	Ванадий	Хром	Марганец	Железо	Кобальт	Никель	
	Ar 39	Ca 40,1	Ca 40,1	Sc 44,1	Ti 48,1	V 51,2	Cr 52,0	Mn 55,0	Fe 56,0	Co 59	Ni 59	
5		Медь	Цинк	Галлий	Германий	Арсен	Селен	Бром				
		Cu 63,6	Zn 65,4	Ga 70,0	Ge 72,6	As 75	Se 78,2	Br 79,9				
6	Криpton	Рубидий	Стронций	Итрий	Цирконий	Нобий	Молибден		Родий	Платина	Золото	Ртуть
	Kr 81,9	Rb 85,5	Sr 87,6	Y 89,0	Zr 91,4	Nb 94,3	Mo 96,0		Rh 101,1	Pt 106,3	Au 106,3	Hg 200,6
7		Серебро	Кадмий	Индий	Олово	Свинец	Теллур	Иод				
		Ag 107,9	Cd 112,4	In 114,8	Sn 118,7	Pb 207,2	Te 127	I 127				
8	Ксенон	Сезий	Барий	Лантан	Церий							
	Xe 129	Cs 132,9	Ba 137,4	La 138,9	Ce 140,2							
9												
10				Иттрий		Тантал	Вольфрам		Осмий	Иридий	Платина	
				Yb 173		Ta 182	W 184		Os 190	Ir 193	Pt 195,1	
11												
12			Радий		Торий		Уран					
			Ra 223		Th 232,0		U 238,0					

Глава седьмая.  
(Ночной зефир стругит эфир...)

Обратите внимание на следующее обстоятельство. В середине 30-ых годов прошлого века использовалась периодическая таблица с нулевой подгруппой. Настенная мозаика — наглядное тому доказательство. В книгах по химии, вышедших в первой половине XX века можно найти еще кучу подобных доказательств. И только в 60-е годы XX века нулевая подгруппа превратилась в восьмую, объединившую инертные газы (подгруппа VIII A) с некоторыми переходными металлами (подгруппа VIII B).

В 60-е годы XX века! А то, что никакого мирового эфира не существует, убедительно доказала специальная теория относительности, которая была создана Альбертом Эйнштейном в 1905 году<sup>1</sup>. Свойства, которые прежде приписывались эфиру, Эйнштейн объяснил как проявление объективных свойств пространства и времени. Пусть и не сразу, но довольно скоро точка зрения Эйнштейна была принята мировым научным сообществом. Какой тогда был смысл в «махинации» с номерами групп в 60-е годы, если вопрос о существовании эфира был закрыт полвека назад. На самом деле нулевая подгруппа превратилась в восьмую на основании полученных научных данных. Инертные газы, имеющие на наружном электронном слое полный комплект электронов, должны завершать период, а не начинать его. Так логичнее, правильнее.

<sup>1</sup> Альберт Эйнштейн, «К электродинамике движущихся тел».

И в заключение — несколько слов о прекращении финансирования эксперимента Николы Теслы по созданию всемирной беспроводной системы передачи энергии. Джон Пирпонт Морган инвестировал в эксперимент Теслы сто пятьдесят тысяч долларов (по нынешним меркам эта сумма эквивалентна примерно пяти миллионам долларов). Финансиста Моргана в первую очередь привлекала возможность коммерческого трансатлантического радиовещания. Вряд ли нужно объяснять, какие перспективы открывала прямая радиосвязь Америки с Европой. По проекту Теслы была построена 47-метровая деревянная каркасная башня с 55-тонным медным куполом-полушарием наверху. Башня влетела в крепкую копеечку. К слову будь сказано, что Морган являлся крупнейшим, но не единственным спонсором эксперимента. Часть средств давали другие спонсоры, а кроме того Тесла вкладывал в дело гонорары от патентов на двигатели переменного тока и ряд других изобретений, имевших коммерческий успех.

В 1905 году истекли сроки действия самых прибыльных патентов Теслы, а в январе 1906 года канадским изобретателем Реджинальдом Фессенденом был проведен первый успешный двусторонний сеанс трансатлантической радиосвязи при помощи азбуки Морзе. Действующая система радиосвязи Фессендена (две относительно небольшие антенные мачты и два роторно-искровых передатчика) стоила сущие гроши в сравнении с еще не действующей башней Теслы. Разумеется, Морган и прочие спонсоры

тут же потеряли интерес к эксперименту Теслы, который они поддерживали не из любви к прогрессу, а в расчете на выгоды от использования его результатов. Бизнес, только бизнес и ничего личного. Как только проект оказался невыгодным, его финансирование прекращается.

# ГЛАВА ВОСЬМАЯ.

## ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИ

**Т**рудно найти человека, который не знал бы слова «электролит». Кому-то периодически приходится заливать электролит в автомобильный аккумулятор, у кого-то из старой батарейки электролит протек, а кто-то озабочен содержанием электролитов в своем организме...

Электролиты образуются в результате электролитической диссоциации — процесса распада веществ на катионы (положительно заряженные ионы) и анионы (отрицательно заряженные ионы) при растворении или расплавлении.

Растворы всех химических веществ условно можно разделить на две группы: на электролиты, которые проводят электрический ток, и на неэлектролиты, которые тока не проводят. Это деление является условным, поскольку растворы любых веществ хотя бы в незначительной степени обладают электрической проводимостью, поскольку в той или иной мере все растворимые вещества при растворении распадаются

на ионы. Но электрическая проводимость неэлектролитов настолько мала, что можно считать, будто ее нет совсем. К неэлектролитам относится большая часть растворов органических соединений, например — растворы глюкозы, сахарозы, бензола.

Различают настоящие и потенциальные электролиты. Настоящие электролиты находятся в виде ионов не только в растворах и расплавах, но и в индивидуальном состоянии, то есть в отсутствие растворителя. К настоящим электролитам относятся все типичные соли, которые в твердом агрегатном состоянии образуют кристаллическую решетку. Для настоящих электролитов характерна ионная кристаллическая решетка.

Потенциальные электролиты в нерастворенном состоянии ионов не содержат, но образуют их при переходе вещества в раствор.

При растворении вещества происходят два процесса — разрушение структуры растворяемого вещества и взаимодействие частиц растворителя с частицами растворенного вещества. Для разрушения структуры (для разрыва связей) растворяемого вещества требуется энергия, а при образовании связей между частицами растворителя и частицами растворенного вещества происходит выделение энергии. Таким образом, во время растворения происходят два противоположных процесса — поглощение и выделение энергии (тепла). Если для разрушения структуры растворенного вещества требуется больше энергии, чем выделяется при образовании связей между частицами растворенного вещества

и растворителя, то процесс растворения будет протекать с поглощением тепла из окружающей среды. Пример — растворение азотнокислого аммония в воде.

Азотнокислый аммоний ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ), или нитрат аммония, также известный как аммиачная селитра — широко распространенное сельскохозяйственное удобрение. Его совсем нетрудно достать. При желании вы можете поставить дома совершенно безопасный опыт. Налейте в стакан воду комнатной температуры, всыпьте в нее две-три чайные ложки гранул аммиачной селитры и начните размешивать воду ложкой. К тому времени, как вся селитра растворится, стакан станет таким холодным на ощупь, будто он несколько часов простоял в холодильнике.

Обратите внимание на то, что сам по себе опыт с растворением селитры в воде безопасный, только ни в коем случае нельзя пробовать селитру на вкус, потому что она ядовита! Стакан с ложкой после опыта следует дважды тщательно вымыть с мылом или каким-то моющим средством под проточной водой.

Если для разрушения структуры растворенного вещества требуется меньше энергии, чем выделяется при образовании связей между частицами растворенного вещества и растворителя, то процесс растворения будет протекать с выделением тепла в окружающую среду. Пример — растворение в воде серной кислоты. Если вы вдруг решите поставить такой опыт в домашних условиях, то соблюдайте все правила предосторожности, положенные при работе с сильными

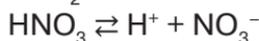
кислотами и щелочами (их можно найти в главе четырнадцатой, которая называется «Тепло... горячо... холодно...»), и помните правило, гласящее, что следует вливать кислоту в воду, причем тонкой струйкой, а не наоборот. Когда вы вливаете кислоту, да еще и тонкой струйкой, в воду, масса воды в посуде успевает поглощать тепло и мгновенного закипания воды не происходит. Вода всего лишь немного нагревается. Если же вы вливаете воду в кислоту, то вода моментально вскипает на поверхности кислоты и тогда во все стороны начинают лететь жгучие кислотные брызги.

А при растворении в воде хлористого натрия, сколько энергии выделяется, столько и поглощается, и потому температура раствора практически не изменяется.

Растворение — это физико-химический процесс, в отличие от приготовления суспензии или эмульсии, которое является сугубо физическим процессом. Во время приготовления суспензий и эмульсий ни поглощения, ни выделения тепла не происходит.

Процессы электролитической диссоциации принято записывать схематично, не раскрывая механизма и опуская растворитель (воду), несмотря на то, что растворитель является непременным участником процесса растворения.

Вот примеры:



Обратите внимание на стрелки, направленные в разные стороны « $\rightleftharpoons$ ». Они говорят о том, что реакция растворения обратима — не только молекулы распадаются на ионы, но и ионы соединяются в молекулы. Этот процесс называется молярризацией. В растворах устанавливается равновесие между диссоциацией и молярризацией.

При расплавлении веществ связи между молекулами ослабевают вследствие нагревания. При расплавлении никто не «вытаскивает» ионы из кристаллических решеток и не «разрывает» молекулы. Кристаллические решетки и молекулы рассыпаются сами, потому что ослабевают связи между ионами решеток и атомами, из которых состоят молекулы.

Для объяснения особенностей водных растворов электролитов шведским ученым Сванте Аррениусом в 1887 году была создана теория электролитической диссоциации, которая впоследствии развивалась другими учеными.



Сванте Аррениус (1859 — 1927)

В современном виде суть этой теории сводится к трем положениям:

1. При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы, то есть подвергаются электролитической диссоциации.

2. Под действием электрического тока катионы (+) двигаются к катоду (-) — отрицательно заряженному электроду, а анионы (-) — к аноду (+), положительно заряженному электроду.

3. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый.

Степень электролитической диссоциации ( $\alpha$ ) зависит от природы электролита и растворителя, температуры и концентрации. Она показывает отношение числа молекул, распавшихся на ионы ( $n$ ) к общему числу молекул, введенных в раствор ( $N$ ).

$$\alpha = n / N$$

По величине степени электролитической диссоциации электролиты подразделяются на сильные и слабые. Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью распадаются на ионы. За редким исключением, к сильным электролитам относятся вещества с ионными или сильно поляризованными связями — все хорошо растворимые соли, сильные кислоты ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ) и сильные основания ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ).

Как по-вашему, чем определяется сила кислот и оснований?

Величиной степени их электролитической диссоциации. В растворе сильного электролита все растворенное вещество находится в виде ионов, недиссоциированные молекулы практически отсутствуют, а ионы вступают в реакции гораздо активнее, чем молекулы.

Слабые электролиты при растворении в воде диссоциируют не полностью, а лишь частично, и потому их растворы наряду с ионами содержат значительное количество недиссоциированных молекул. К слабым электролитам относятся почти все органические кислоты, некоторые неорганические кислоты (например —  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ), почти все малорастворимые в воде соли и основания и сама вода.

Слабые электролиты плохо проводят электрический ток, а сильные — хорошо.

А теперь давайте разберемся с электродами и ионами.

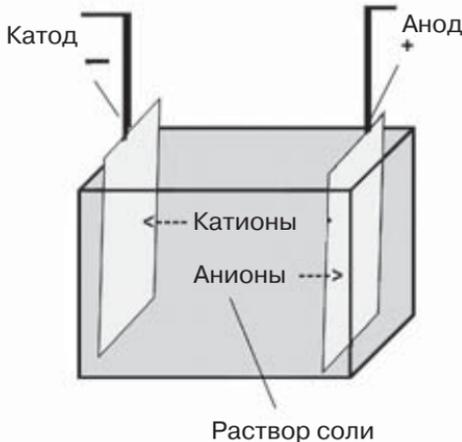


Схема электролиза водного раствора соли

Вас не удивили плюсы и минусы во втором пункте теории электролитической диссоциации? Они были проставлены для того, чтобы внести полную ясность. По логике (ах уж эта логика!) если положительно заряженный ион называется катионом, а отрицательно заряженный — анионом, то можно ожидать, что положительно заряженный электрод будет называться катодом, а отрицательно заряженный — анодом.

На деле же все наоборот. Катион — положительный, а катод — отрицательный. Анион — отрицательный, а анод — положительный.

На отрицательно заряженном катоде положительно заряженные катионы восстанавливаются, то есть — получают недостающие электроны.

На положительно заряженном аноде отрицательно заряженные анионы окисляются, то есть — получают недостающие электроны.

Анионы двигаются к аноду, а катионы — к катоду.

Минус к плюсу, а плюс к минусу.

На электродах происходит разрядка ионов.

Давайте вспомним, как проводят ток металлы.



В металлической кристаллической решетке кроме «собственных», то есть — связанных электронов, принадлежащих конкретному атому, есть «общие», или свободные, электроны, которые конкретного «хозяина» не имеют. Эти электроны формируют так называемое электронное облако. Если внутри металла электрический ток отсутствует, свободные электроны движутся беспорядочно (тепловое движение) — кто куда, в разных направлениях и с разными скоростями. Если создать на концах металлического проводника разность электрических потенциалов, то внутри проводника возникнет направленное движение электронов — возникнет электрический ток. Более глубоко в суть процесса мы вдаваться не станем, сказанного достаточно.

В металлическом проводнике движутся свободные электроны, и только они. Переноса вещества под действием электрического тока в металлическом проводнике не происходит! Сколько бы вы ни использовали медный или алюминиевый провод, он у вас за время службы не истончится, не потеряет ни грамма своего веса.

При электролизе дело обстоит иначе.

Свободных «общих» электронов в растворе электролита нет!

Транспорт электронов в растворе осуществляют ионы!

Рассмотрим пример с водным раствором хлорида меди (II), то есть — хлорида меди, в котором валентность меди равна двум —  $\text{CuCl}_2$ .

Уравнение диссоциации хлорида меди (II) будет выглядеть следующим образом:

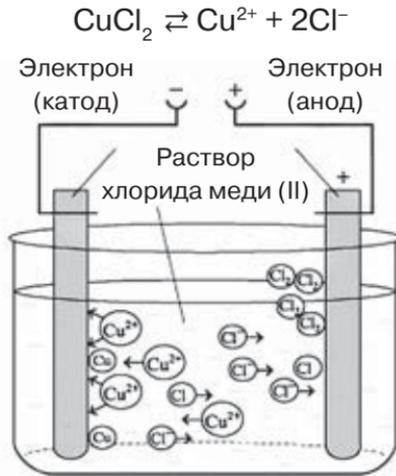


Схема электролиза хлорида меди (II)

Электродами служат две металлические пластинки, подключенные к источнику постоянного тока. Плюс — на аноде, минус — на катоде.

Спустя некоторое время мы заметим, что на катоде появился красноватый налет, который становится все толще и толще. Это медь. Катионы меди восстанавливаются на катоде — каждый катион получает по два электрона — и превращаются в атомы меди. Куда, образно говоря, деваться атомам? В растворе им делать нечего, там живут ионы. Вот атомы и оседают на катоде, который в процессе работы все толстеет и толстеет.

Анионы хлора движутся к положительно заряженному аноду, где отдают электроны, превращаясь в атомы хлора, которые тут же объединяются попарно в молекулы хлора  $\text{Cl}_2$ . Хлор

выделяется в виде газа. От анода к поверхности раствора потянется цепочка пузырьков и будет ощущаться характерный резкий запах хлора.

Электроны, отданные анионами хлора, на аноде перемещаются по электрической цепи (по металлическому проводнику, а не в растворе!) к катоду, где их забирают катионы меди. В результате пропускания электрического тока через раствор хлорида меди (II) протекает окислительно-восстановительная реакция, в ходе которой катионы меди восстанавливаются до металла, а анионы хлора окисляются с образованием газообразного хлора. Рано или поздно вся медь осядет на катоде, а весь хлор улетучится и раствор хлорида меди превратится в воду.

Анод может служить только передатчиком электронов, в таком случае он называется неактивным, или инертным, а может отдавать в раствор катионы, то есть быть активным. Активный анод в ходе электролиза постепенно растворяется. Ушедшие в раствор «анодные» катионы восстанавливаются на катоде. То есть в случае использования активного анода (например из меди, серебра или никеля) катод «толстеет» гораздо быстрее, нежели в случае использования неактивного анода из графита или, скажем, платины.

Не каждый металл будет оседать на катоде при пропускании электрического тока через раствор его соли. Восстановительная активность металлов, то есть их свойство отдавать электроны, уменьшается в электрохимическом ряду напряжений металлов слева направо.

Li→Rb→K→Ba→Sr→Ca→Na→Mg→Al→Mn→Cr→Zn→  
Fe→Cd→Co→Ni→Sn→Pb→H→Sb→Bi→Cu→Hg→Ag→  
Pd→Pt→Au

С окислительной активностью катионов этих металлов дело обстоит наоборот. Она возрастает слева направо. Те металлы, которые активно отдают электроны, неохотно принимают их обратно.

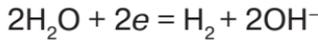
Li<sup>+</sup>→Rb<sup>+</sup>→K<sup>+</sup>→Ba<sup>2+</sup>→Sr<sup>2+</sup>→Ca<sup>2+</sup>→Na<sup>+</sup>→Mg<sup>2+</sup>→Al<sup>3+</sup>→  
Mn<sup>2+</sup>→Cr<sup>3+</sup>→Zn<sup>2+</sup>→Fe<sup>2+</sup>→Cd<sup>2+</sup>→Co<sup>2+</sup>→Ni<sup>2+</sup>→Sn<sup>2+</sup>→Pb<sup>2+</sup>→  
H<sup>+</sup>→Sb<sup>2+</sup>→Bi<sup>2+</sup>→Cu<sup>2+</sup>→Hg<sup>2+</sup>→Ag<sup>+</sup>→Pd<sup>2+</sup>→Pt<sup>2+</sup>→Au<sup>3+</sup>

Так вот, при электролизе водных растворов солей на катоде выделяются металлы, стоящие в ряду напряжений правее водорода — сурьма, висмут, медь, ртуть, серебро, палладий, платина и золото. Восстановление металлов умеренной активности (от свинца до марганца включительно) сопровождается параллельным выделением водорода — водород конкурирует с этими металлами за электроны. Металлы, стоящие левее марганца (от алюминия до лития), невозможно выделить из водных растворов их солей при помощи электролиза.

Давайте рассмотрим один интересный пример.

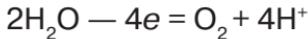
Попробуем провести электролиз водного раствора пищевой соды или гидрокарбоната натрия (NaHCO<sub>3</sub>). Источником тока может служить бытовой элемент питания. Как только ток пойдет через раствор, мы увидим пузырьки газа, образующиеся возле электродов. Возле анода будет выделяться кислород, а возле катода — водород.

На катоде идет реакция восстановления воды:



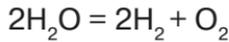
Две молекулы воды, присоединив по одному электрону, превращаются в молекулу водорода и два гидроксид-иона ( $\text{OH}^-$ ).

На аноде идет реакция окисления воды:



Две молекулы воды, потеряв по два электрона, превращаются в молекулу кислорода и четыре иона водорода.

Итоговое уравнение электролиза водного раствора пищевой соды будет выглядеть следующим образом:



Возникает закономерный вопрос: «А при чем тут пищевая сода?».

Ни при чем. Восстановления катионов натрия ( $\text{Na}^+$ ) до чистого металла ( $\text{Na}$ ) не происходит, и не может произойти, поскольку натрий стоит в электрохимическом ряду напряжений металлов левее водорода. Окислительная способность катионов натрия меньше, чем у катионов водорода. Короче говоря — натрий водороду не конкурент. Пищевая сода нужна в этом случае лишь для того, чтобы повысить электрическую проводимость воды и ускорить тем самым процесс разложения воды на воду и кислород. Чем больше в растворе ионов, тем лучше раствор проводит электрический ток.

Кстати говоря, на подводных лодках необходимый для дыхания кислород получают путем электролиза морской воды. Морская вода соленая и хорошо проводит электрический ток. Добавлять к ней соду или, скажем, поваренную соль, нет необходимости. Бери — да разлагай.

Если же производить не электролиз раствора пищевой соды, а электролиз ее жидкого расплава, то восстановленный натрий будет оседать на катоде потому что никаких конкурентов в расплаве у него нет. Электролиз растворов отличается от электролиза расплавов тем, что в процессе могут участвовать ионы растворителя.

Хромированный кран, никелированная кастрюля, оцинкованное ведро...

Что общего между названными предметами?

В их производстве использовался электролиз. Один металл (чаще всего — железо) покрывали слоем другого металла (хрома, никеля, цинка) посредством электролиза. Этот метод называется гальванизацией.

С помощью электролиза также можно очищать металлы от примесей. Этот метод называется методом электролитического рафинирования. Суть его заключается в анодном растворении металла, содержащего различные примеси и осаждении на катоде чистого металла.

Анодный металл, отдавая электроны (окисляясь), переходит в электролит:



( $n$  — количество электронов, отданное атомом металла  $Me$ .)

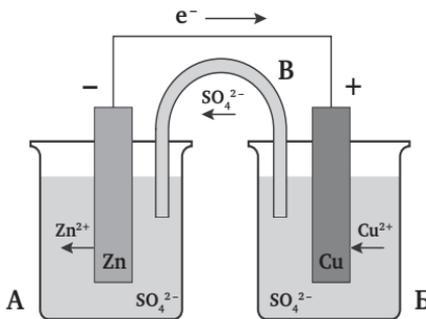
На катоде происходит восстановление ионов металла:



Примеси, содержащиеся в исходном металле, либо растворяются в электролите, подобно основному металлу, если они являются более электроотрицательными металлами, чем основной, либо остаются на аноде. На катоде оседает чистый металл.

### ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Маленькая батарейка и большой аккумулятор для электрического погрузчика — это гальванические элементы, химические источники электрического тока. Принцип работы любого гальванического элемента заключается во взаимодействии двух металлов в электролите при условии физического разделения процессов окисления и восстановления. Эта система получила название в честь итальянского химика Луиджи Гальвани, открывшего явление возникновения электрического тока при контакте различных металлов.



Гальванический элемент

Возьмем два сосуда — А и Б и соединим их подковообразной трубкой В, как показано на рисунке. Сосуд А заполним раствором сульфата цинка ( $\text{ZnSO}_4$ ), в сосуд Б нальем раствор сульфата меди ( $\text{CuSO}_4$ ), а трубку В наполним насыщенным раствором хлорида натрия ( $\text{NaCl}$ ) — она будет солевым мостиком, по которому анионы станут переходить из сосуда Б в сосуд А, то есть будет замыкать электрическую цепь, ведь любая электрическая цепь должна быть замкнутой.

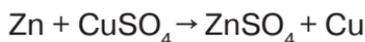
В сосуд А опустим цинковую пластину, а в сосуд Б — медную. В растворе соли металла должна находиться пластина из этого же металла.

Если мы соединим обе пластинки металлическим проводом, то с помощью амперметра (прибора для измерения силы электрического тока) убедимся в том, что по проводу течет электрический ток. Произошло научное «чудо» — химическая энергия превратилась в электрическую.

Электроны станут перемещаться по проводу в указанном стрелкой направлении, от цинкового электрода (анода) к медному (катоде).

Откуда взялся ток и почему электроны идут слева направо, от цинка к меди, а не наоборот?

В рассматриваемом гальваническом элементе происходит реакция вытеснения меди цинком из раствора сульфата меди:



Это так называемая реакция замещения, суть которой заключается в восстановлении (замещении) одним металлом иона другого металла. В электрохимическом ряду напряжений метал-

лов цинк стоит левее меди. Он способен вытеснить медь из солей, а вот обратное вытеснение цинка медью невозможно. Поэтому наша реакция может течь только в одном направлении.

Давайте упростим реакцию, сведем ее к процессу взаимодействия цинка с ионом меди, забыв о кислотном остатке — анионе ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), с которым, в сущности, ничего не происходит, степень его окисления не меняется, нерастворимого вещества он не образует и на серу с кислородом не разлагается.

Атом цинка отдает два электрона и превращается в катион ( $\text{Zn}^{2+}$ ). Этот процесс происходит в сосуде А.



Катион меди ( $\text{Cu}^{2+}$ ) присоединяет два электрона и превращается в атом меди. Этот процесс происходит в сосуде Б.



Поскольку наши растворы разделены, электроны от цинка к меди движутся по металлическому проводнику — проволоке, которой мы соединили пластины. От цинка к меди! Только слева направо! Ведь мы же знаем, что обратная реакция — вытеснение цинка медью — невозможно!

Трубка В обеспечивает замкнутость нашей электрической цепи, по ней перемещаются анионы  $\text{SO}_4^{2-}$ . Они идут справа налево, от медного электрода к цинковому. Образно говоря, «осиротев» у медного катода, анионы  $\text{SO}_4^{2-}$  устрем-

ляются к цинковому аноду в поисках нового «родителя» — цинка. Раствор хлорида натрия, которым заполнена трубка, в процессе электролиза не участвует, поскольку натрий цинку не конкурент (см. электрохимический ряд напряжений).

Что происходит на медном электроде? Процесс восстановления меди, которая оседает на нем, делает электрод все толще и толще. На цинковом электроде осуществляется окисление цинка, этот электрод становится все тоньше и тоньше, потому что цинк переходит в раствор. Наш гальванический элемент будет работать до тех пор, пока цинковый электрод полностью не растворится, или до тех пор, пока вся медь из раствора не осядет на электроде.

Любая окислительно-восстановительная реакция может служить источником электрического тока, если она протекает в гальваническом элементе.

Мы с вами сейчас ознакомились с медно-цинковым гальваническим элементом Даниэля-Якоби, который в первой половине XVIII века, независимо друг от друга, разработали английский ученый Даниэль и русский ученый Якоби.

Обратите внимание на то, что в гальваническом элементе химическая энергия преобразуется в электрическую в полном соответствии с законом сохранения энергии, который утверждает, что энергия изолированной системы постоянна. Электрическая энергия не возникает ниоткуда из ничего, она является результатом преобразования химической энергии.

Гальванические элементы делятся на первичные и вторичные.

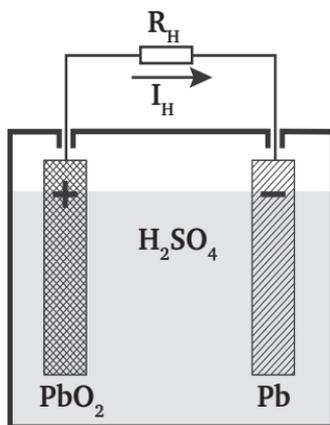
Первичные элементы не могут быть возвращены в рабочее состояние после того, как их наполнитель (активное вещество) израсходован. Рассмотренный выше элемент относится к первичным. Электрические батарейки также представляют собой первичные гальванические элементы.

Вторичные элементы можно после истощения вернуть в рабочее состояние, пропуская через них ток в обратном направлении, то есть осуществляя зарядку. Зарядка возможна, потому что процессы, происходящие на электродах вторичных гальванических элементов, электрохимически обратимы. Вторичными гальваническими элементами являются все виды аккумуляторов, которые после разрядки можно заряжать.

В рассмотренном нами медно-цинковом гальваническом элементе обратный процесс невозможен, но если бы в сосудах А и Б, а также в трубке В находилась бы серная кислота ( $H_2SO_4$ )... Впрочем, можно обойтись и без двух сосудов и трубки, поскольку в аккумуляторах нет необходимости разделять растворы. Раствором для обоих электродов является одно и то же вещество, иначе аккумулятор нельзя будет зарядить после разрядки. Так что трубку В и сосуд Б можно отставить в сторону и ограничиться только сосудом А.

Нальем в него концентрированный раствор серной кислоты и опустим в раствор два элект-

трода. Анодом (положительным электродом) у нас будет пластина диоксида свинца ( $\text{PbO}_2$ ), а катодом (отрицательным электродом) — свинцовая пластина ( $\text{Pb}$ ).

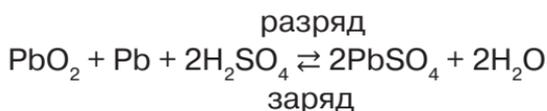


Свинцово-кислотный аккумулятор

Во время использования аккумулятора в качестве источника электрического тока на аноде будет происходить восстановление диоксида свинца, а на катоде — окисление свинца.

Плотность раствора серной кислоты будет падать.

Во время зарядки, когда аккумулятор подключают к внешнему источнику тока, процессы на электродах станут обратными, и плотность кислоты начнет возрастать.



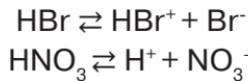
Слева направо реакция идет при разряде аккумулятора, а справа налево — при заряде.

Свинцово-кислотный аккумулятор — всего лишь одна из многочисленных разновидностей аккумуляторов. В аккумуляторах могут использоваться различные материалы, но принцип действия их одинаков и основан на обратимой окислительно-восстановительной реакции.

## **ХИМИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИ**

Теория электролитической диссоциации рассматривает кислоты как электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве катионов отщепляют только ионы водорода. Таким образом, свойства кислот, которые они проявляют в водных растворах, — это свойства катионов  $H^+$ .

Вот уравнения электролитической диссоциации кислот:

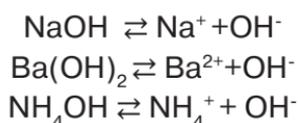


Диссоциация многоосновных кислот, то есть кислот, в молекуле которых содержится более одного атома водорода, протекает в несколько этапов:

- первый этап:  $H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$
- второй этап:  $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$

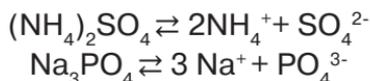
Основания в свете теории электролитической диссоциации являются электролитами, которые при диссоциации в водных растворах в качестве анионов отщепляют только гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ . Таким образом, свойства оснований, которые они проявляют в водных растворах, — это свойства анионов  $\text{OH}^-$ .

Вот уравнения электролитической диссоциации оснований:



Соли в свете теории электролитической диссоциации являются электролитами, которые при диссоциации в водных растворах образуют катионы металла (в аммониевых солях — катионы аммония  $\text{NH}_4^+$ ) и анионы кислотного остатка. В кислых солях также образуются катионы водорода, а в основных солях — гидроксид-ионы.

Вот уравнения электролитической диссоциации солей:



Соли кислые (содержащие два вида катионов: катион металла или аммония и катион водорода) и основные (кроме катиона металла или аммония содержащие гидроксид-ионы) диссоциируют ступенчато.

У кислых солей вначале отщепляются ионы металлов, а затем катионы водорода:



— первый этап:  $\text{KHSO}_4 \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{HSO}_4^-$

— второй этап:  $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

У основных солей вначале отщепляются кислотные остатки, а затем гидроксид-ионы.



— первый этап:  $\text{Mg(OH)Cl} \rightleftharpoons \text{Mg(OH)}^+ + \text{Cl}^-$

— второй этап:  $\text{Mg(OH)}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$

А теперь — вопрос на засыпку.

Почему соли, в отличие от кислот и оснований, не имеют общих свойств?

Подсказка: ответить на вопрос поможет теория электролитической диссоциации.

Ну разумеется, потому что при диссоциации солей не образуются некие общие для всех солей ионы. Нет общих ионов, характерных для любой соли, — нет общих свойств.

## ГЛАВА ДЕВЯТАЯ.

### ТАЙНА СОБАКИ БАСКЕРВИЛЕЙ И УДУШЛИВЫЙ ВОЗДУХ

**Ч**то может быть общего между зловещей собакой Баскервилей и удушливым воздухом?

На первый взгляд, только одно — и первое, и второе могут привести к смерти.

А если вникнуть в суть?

Давайте вникать.

Многим известна ошибка, допущенная Артуром Конан Дойлем в рассказе «Пестрая лента», где убийца кормит свое орудие — ядовитую змею — молоком и подманивает ее свистом. На самом же деле змеи глухи, у них нет органов слуха, и не питаются молоком. Но мало кто из читателей обратил внимание на другую ошибку, которую Конан Дойль сделал в «Собаке Баскервилей», несмотря на то, что эту ошибку можно считать непростительной. Познаниями в зоологии Шерлок Холмс не отличался, но вот химию он знал хорошо. В повести «Этюд в багровых тонах», которая открывает Шерлокиану, доктор

Ватсон оценивает познания Холмса в химии как «глубокие». И вдруг великий сыщик на пару со своим другом, которому, как врачу, положено знать азы химии, допускают вопиющий ляп. Причем не один раз, а целых два!

Если у вас сейчас появилось желание отложить на время эту книгу и перечитать «Собаку Баскервиль» для того, чтобы самостоятельно найти «химическую» ошибку, о которой идет речь, то успешных вам поисков! Если такого желания нет, то давайте вспомним сцену осмотра убитой собаки.

Ватсон дотрагивается до светящейся головы собаки, и его пальцы тоже начинают светиться в темноте.

«Фосфор», говорит Ватсон<sup>1</sup>.

Холмс принимает и уточняет, что это какой-то особый препарат, лишенный запаха для того, чтобы не отбивать чутье у собаки.

Фосфор!

Фосфор, лишенный запаха!

И еще обратите, пожалуйста, внимание на то, что коварный Стэплтон, владелец чудовищной собаки, неоднократно смазывал ей морду этим составом. Неоднократно!

Запомним три этих обстоятельства и перейдем к описанию осмотра лачуги на островке посреди болота, в которой Стэплтон держал собаку.

<sup>1</sup> Во избежание обвинений в адрес переводчиков, которые в данном случае ничего не напутали, приводится оригинальный текст: «I placed my hand upon the glowing muzzle, and as I held them up my own fingers smouldered and gleamed in the darkness.

“Phosphorus,” I said».

Холмс находит там некую мазь в жестянке и говорит Ватсону, что это тот самый светящийся состав, которым Стэплтон смазывал свою собаку.

Фосфор в жестянке! Снял крышку и смазывай на здоровье! Как закончил — закрой крышку и поставь жестянку на полочку до следующего раза.

Вас ничего не удивляет?

На самом деле Холмс должен был бы найти в лачуге не жестянку с мазью, а какую-нибудь светонепроницаемую емкость с водой, в которой находился бы кусок вещества белого цвета, по своим физическим свойствам похожего на воск. Это раз.

Смазывая морду собаки фосфором, Стэплтон рисковал получить ожоги. Это два.

Если бы даже собака и позволила бы Стэплтону смазать ее морду неприятно пахнущим веществом, то сделала бы это всего один раз. При второй попытке она бы или убежала, или бы, что вероятнее всего, загрызла Стэплтона, потому что мазь оставила бы о себе плохую память. Это три.

Желающие могут попробовать приготовить мазь, содержащую не менее 80% свежемельченного чеснока, но при этом абсолютно лишенную чесночного запаха при нормальных условиях, то есть при комнатной температуре и обычном атмосферном давлении. Нормальные условия важны, поскольку замороженная мазь не будет пахнуть до тех пор, пока немного не оттаяет.

Экспериментируйте, если у вас есть охота. Творите, выдумывайте, пробуйте! Флаг вам в руки, семь футов под килем и попутного ветра в паруса!

Но, если честно, то вряд ли у вас получится справиться с этим заданием. Если в смеси находится 80% какого-нибудь вещества, то смесь будет обладать физическими свойствами этого вещества. Никуда ваш чесночный запах не денется.

Фосфор напрочь отбил бы собачье чутье. Это четыре.

С литературой мы закончили, переходим к химии. К пятнадцатой группе периодической таблицы химических элементов, которая по имени своего «предводителя» называется группой азота. В эту группу входят азот (N), фосфор (P), мышьяк (As), сурьма (Sb) и висмут (Bi).

На наружном электронном уровне у элементов этой группы находится 5 электронов, 3 из которых не спаренные.

Как и во всех прочих группах, в пятнадцатой от азота к висмуту увеличиваются размеры атомов, возрастает заряд атомного ядра, ослабевает притяжение валентных электронов к ядрам атомов, снижаются неметаллические свойства, и возрастают металлические свойства.

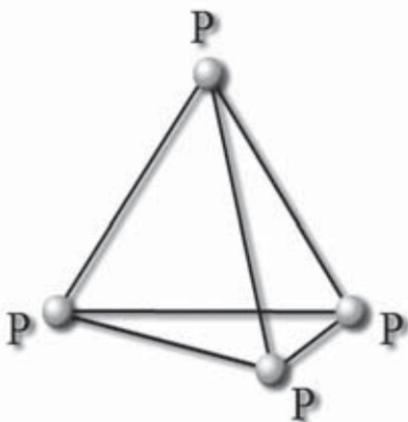
Азот и фосфор — типичные неметаллы, мышьяк и сурьма проявляют как неметаллические, так и металлические свойства, а висмут является металлом.

Все простые вещества, образуемые атомами элементов пятнадцатой группы, за исключением азота — твердые. Устойчивых молекулярных веществ в этой группе всего три: азот  $N_2$ , белый фосфор  $P_4$  и желтый мышьяк  $As_4$ .

Вот с фосфора мы и начнем, раз уж у нас зашла речь о «Собаке Баскервилей».

Фосфор имеет более десятка аллотропных модификаций, но основными из них являются три: белый (его также называют желтым), красный и черный фосфор.

Четырехатомные молекулы белого (P<sub>4</sub>), самого распространенного в природе фосфора, имеют тетраэдрическое строение.



Строение молекулы белого фосфора

Белый фосфор представляет собой мягкое воскообразное вещество бледно-желтого цвета с резким неприятным запахом, похожим на чесночный.

Белый фосфор очень ядовит. Вдыхание паров белого фосфора или прием его внутрь может привести к смертельному исходу. Белый фосфор также может проникать в организм (конкретно — в кровеносную систему) через кожу, на которую он оказывает повреждающее действие. После первого же смазывания белым фосфором, кожа на морде собаки непременно бы воспалилась, а си-

стематическое нанесение фосфора на одни и те же участки привело бы к гибели животного. Через поврежденную воспалительным процессом кожу белый фосфор всасывается в кровь так же хорошо, как и из желудка при приеме внутрь. Но систематическое применение белого фосфора — это всего лишь логическое допущение. На самом же деле впечатление от первого смазывания было бы настолько плохим, что повторно произвести эту манипуляцию собака не позволила бы.

Вдобавок, белый фосфор легко воспламеняется. Малейшее трение во время смазывания кожи собаки могло привести к возгоранию фосфора. В лабораториях белый фосфор хранят под слоем воды. Извлеченный из воды кусок белого фосфора никогда не протирают, поскольку он может воспламениться в момент протирания. Белый фосфор осушают промоканием, без трения. Если надо отрезать немного от куска белого фосфора, то это обязательно надо делать под водой, без доступа кислорода, иначе фосфор вспыхнет при первом же движении лезвия.

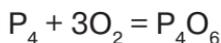
При горении белый фосфор развивает температуру до 1300 °С. Это вам не шутки! Зажигательные боеприпасы, снаряженные белым фосфором или его смесями с другими веществами, применялись еще во время Первой мировой войны и состоят на вооружении до наших дней.

У кого-то из читателей может возникнуть вопрос — почему мы говорим о белом фосфоре, ведь в тексте «Собаки Баскервильей» слово «белый» отсутствует? Вдруг Конан Дойль имел

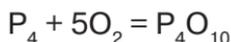
в виду другую аллотропную модификацию, например — красный фосфор?

Дело в том, что способностью светиться в темноте обладает только белый фосфор и никакой другой. Белый фосфор издает специфическое зеленоватое свечение, которое возникает в результате окисления белого фосфора кислородом воздуха.

Вот уравнение этой реакции:



При избытке кислорода, то есть — не на воздухе, а в чистом кислороде, фосфор образует не трехвалентный оксид  $P_4O_6$ , а пятивалентный  $P_4O_{10}$ :

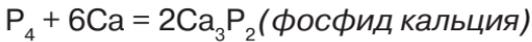


Обратите внимание на цвет свечения белого фосфора. Оно зеленоватое, а не «голубоватое», как у Конан Дойля. Но это расхождение можно не считать авторской ошибкой, поскольку «голубоватым» свечение называет доктор Ватсон, то есть — это личное впечатление одного отдельного человека, сделанное на основании его индивидуального цветоощущения. А цветоощущение у каждого свое. Ночью, в темноте, да еще и сразу же после сильного нервного потрясения, Ватсон вполне мог воспринять зеленоватое как голубоватое, несмотря на то, что в обычных условиях он не путал зеленое с голубым.

Белый фосфор имеет высокую химическую активность. Он образует многочисленные кис-

лородные соединения (кислоты, соли), водородные соединения, а также входит в состав некоторых органических соединений.

Взаимодействуя с металлами, фосфор ведет себя как окислитель. При этом образуются соли фосфора — фосфиды:



Взаимодействуя с неметаллами, фосфор ведет себя как восстановитель:



Температура плавления белого фосфора 44 °С, поэтому при обычных условиях он своей мягкостью напоминает воск.

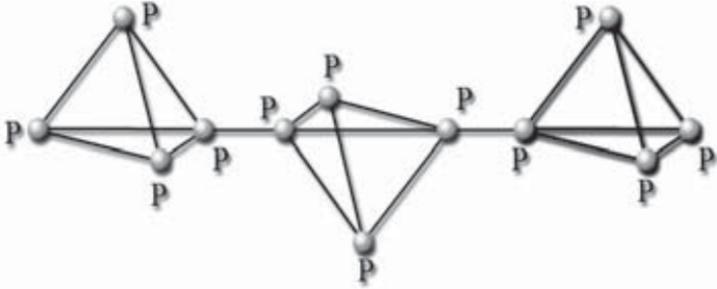
Вот вам вопрос на сообразительность: какой белый фосфор воспламеняется легче — тот, что в виде куска, или порошок?

Конечно же — порошок, поскольку у крупинки порошка больше площадь соприкосновения с воздухом (кислородом).

При нагревании белого фосфора выше 500 °С без доступа кислорода в молекулах-тетраэдрах происходит разрыв одной связи между атомами фосфора (P — P), которая используется для связывания молекул друг с другом в длинные цепи или кольца. Белый фосфор превращается в красный.

Цепи образуются прочные, поэтому красный фосфор менее активен химически, чем белый. Он не светится в темноте, не самовоспламеняет-

ся и не токсичен. Плавится красный фосфор при температуре  $600\text{ }^{\circ}\text{C}$ . По разнице температур плавления красного и белого фосфоров можно судить о том, насколько связи между молекулами красного фосфора прочнее связей между молекулами белого фосфора.

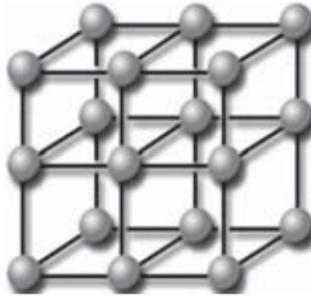
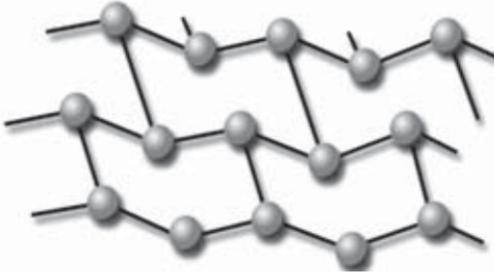


Строение молекулы красного фосфора

При повышенном давлении белый фосфор переходит в кристаллический черный фосфор, самую устойчивую модификацию фосфора. Молекулы становятся шестиатомными и связываются друг с другом, образуя своеобразную сеть. При очень высоком давлении (порядка  $8,3 \cdot 10^{10}$  Па) черный фосфор приобретает кубическую кристаллическую решетку и такую модификацию также называют «металлическим фосфором».

Черный фосфор проводит электрический ток и имеет свойства полупроводника, т.е. его электропроводность возрастает при нагревании. В воде черный фосфор нерастворим. Плавится он при  $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$  под давлением в  $1,8 \cdot 10^6$  Па.

В виде отдельных, не связанных друг с другом атомов, фосфор может находиться при температуре выше  $200\text{ }^{\circ}\text{C}$ , в газообразном состоянии.



Варианты строения молекул черного фосфора

***Так чем же все-таки Стэплтон смазывал морду своей собаки?***

***Точнее, чем он мог ее смазать, если бы вся эта история произошла на самом деле, а не являлась бы плодом фантазии Конан Дойля?***

***И были ли в то время («Собака Баскервиль» вышла в свет в 1901 году) вообще светящиеся составы?***

Были!

Давайте вспомним про люминесценцию — физическое явление, смысл которого заключается в излучении веществами «холодного» света за счет поглощенной ими энергии. Вещества, обладающие данным свойством, называются

люминофорами. В отличие от белого фосфора, люминофоры не окисляются на воздухе. Они поглощают световую энергию, а затем «отдают» ее (это объяснение упрощено до предела, но суть процесса передает верно).

Одним из самых старых и в то же время самых распространенных люминофоров является сульфид кальция, активированный висмутом ( $\text{CaS} \cdot \text{Bi}$ ). Катионы висмута обеспечивают процессы поглощения и отдачи энергии. Активированный сульфид кальция изготавливался как светящаяся краска уже в конце XIX века, так что Конан Дойль мог видеть эту краску в действии. И, кстати говоря, светится она голубоватым свечением. Сульфид кальция и висмут не токсичны, не вызывают ожогов и не способны самовоспламеняться... Только в случае с использованием люминесцентной краски в лачуге рядом с жестянкой Холмс и Ватсон должны были найти хотя бы парочку керосиновых ламп. После нанесения краски морду собаки нужно было интенсивно освещать в течение некоторого времени.

А может, и не было никакой ошибки, а была всего лишь описка или изначальная опечатка, которая стала кочевать из издания в издание. Дело в том, что в люминесценции выделяют тип, при котором вещество излучает поглощенную световую энергию не сразу, а постепенно, и называется этот тип фосфоресценцией. Соответствующие вещества называются кристаллофосфорами или просто фосфорами. Обратите внимание на ударение — химический элемент

фосфор и фосфоресцентная (люминесцентная) краска фосфор. Легко спутать.

В английском языке спутать немного труднее, нежели в русском, но тоже можно. Химический элемент англичане обозначают словом «phosphorus», а фосфоресцентную краску словом «phosphor». Вполне возможно, что Конан Дойль машинально добавил к слову «phosphor» две лишние буквы, а керосиновые лампы упустил из виду. Но ведь дело не в этом, а в том, что «Собака Баскервиль» — увлекательнейшая повесть, которую по праву считают одним из лучших произведений о Шерлоке Холмсе.

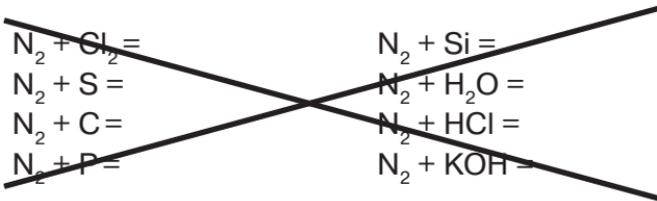
Но мы так и не ответили на вопрос о том, что может быть общего между зловещей собакой Баскервиль и удушливым воздухом.

«Удушливым воздухом» когда-то давно называли азот, химический элемент, с которого начинается пятнадцатая группа. С химической точки зрения азот и фосфор — довольно близкие родственники.

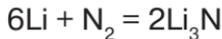
Название «азот» образовано от древнегреческого слова «азотос» — «безжизненный». Азот называли так, поскольку он непригоден для дыхания. Название «удушливый газ» — из той же, obviously говоря, оперы.

Вещество азот ( $N_2$ ), молекула которого состоит из двух атомов, при обычных условиях представляет собой бесцветный, не имеющий вкуса и запаха, плохо растворимый в воде газ. Азот составляет примерно 78% атмосферы нашей планеты. Плавится азот при температуре  $-210^\circ\text{C}$ , а кипит при  $-196^\circ\text{C}$ .

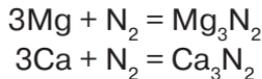
В молекуле азота атомы соединены друг с другом тройной связью, вследствие чего эта молекула является чрезвычайно прочной. Чем прочнее молекула, тем ниже ее химическая активность. Азот не взаимодействует с галогенами, серой, углеродом, фосфором, кремнием, водой, кислотами и щелочами.



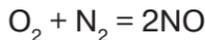
При обычных условиях азот взаимодействует лишь с одним из металлов — с сильным восстановителем литием. В результате этой реакции образуется нитрид лития:



При нагревании до температур порядка 300 °С азот способен взаимодействовать с магнием и щелочноземельными металлами с образованием соответствующих нитридов:

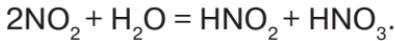


С кислородом азот **взаимодействует** под действием электрического разряда **с образованием оксида азота (II)**:

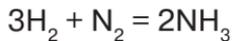


Эта реакция происходит в атмосфере во время грозы.

Азот в различных степенях окисления образует с кислородом пять **оксидов**:  $N_2O$ ,  $NO$ ,  $N_2O_3$ ,  $NO_2$  и  $N_2O_5$ . Наиболее устойчив из них диоксид азота ( $N_2O$  — ядовитый газ бурого цвета с неприятным запахом). При взаимодействии диоксида азота с водой образуются азотистая ( $HNO_2$ ) и азотная ( $HNO_3$ ) кислоты:



**Из реакций с участием азота самой важной и нужной для всего человечества в целом и химической промышленности в частности является взаимодействие азота с водородом**, в результате которого образуется нитрид водорода, более известный под названием «аммиак»:



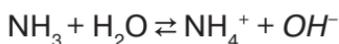
**Эта реакция протекает** при температуре  $500^\circ C$ , давлении 1000 атмосфер и в присутствии катализатора — металлического железа.

Азот образует два **водородных соединения**: аммиак ( $NH_3$ ) и гидразин или диамид ( $N_2H_6$ ). Гидразин, бесцветная жидкость с неприятным запахом, ограниченно используется в органическом синтезе в качестве активного восстановителя. Аммиак же используется гораздо шире. В химической промышленности — для производства азотных удобрений, азотной кислоты,

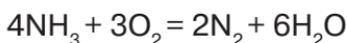
соды, взрывчатых веществ, полимеров и прочих веществ. В холодильной технике — в качестве холодильного агента. В медицине — как нашатырный спирт (10% водный раствор). Также жидкий аммиак широко используется в качестве растворителя. Годовой объем мирового производства аммиака приближается к двумстам миллионам тонн. 200 000 000 000 килограмм! Впечатляющая цифра, верно?

При нормальных условиях аммиак представляет собой бесцветный газ с резким удушающим запахом. Аммиак хорошо растворяется в воде благодаря тому, что каждая его молекула образует четыре (целых четыре!) водородные связи с молекулами воды. Образно говоря, не успеют молекулы аммиака соприкоснуться с водой, как молекулы воды тут же берут их в плен.

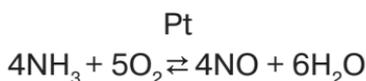
Принимая от молекулы воды протон водорода молекула аммиака ( $\text{NH}_3$ ) превращается в ион аммония ( $\text{NH}_4^+$ ):



При поджигании на воздухе аммиак сгорает, образуя азот и воду:



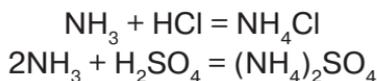
При взаимодействии с кислородом в присутствии катализатора (платины) аммиак окисляется до монооксида азота (эта реакция обратима):



При нагревании аммиак может восстанавливать оксиды некоторых, не самых активных, металлов:



Аммиак реагирует с кислотами с образованием солей аммония:



При нагревании аммиак разлагается на азот и водород:



Соли аммония (сложные вещества, в состав которых входят катионы аммония ( $\text{NH}_4^+$ ), связанные с кислотным остатком) представляют собой кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Соли аммония — сильные электролиты, обладающие всеми свойствами солей. При нагревании со щелочами соли аммония выделяют аммиак:



Эта реакция является качественной реакцией на катионы аммония, то есть служит для определения наличия катионов аммония в растворе.

Азот образует две кислоты — слабую азотистую кислоту ( $\text{HNO}_2$ ) и сильную азотную ( $\text{HNO}_3$ ). Основными областями применения азотной кислоты являются производство азотных и комбинированных удобрений, взрывчатых веществ

(тринитротолуол) и органических красителей. В ювелирном деле азотную кислоту используют для определения присутствия золота в сплавах.

В русской классической литературе можно встретить выражение «царская водка». Так в старину называли не водку, которую пили цари, а смесь, состоящую из одного объема концентрированной азотной кислоты и трех или четырех объемов концентрированной соляной кислоты. Царской эту смесь называли потому, что она растворяет даже «царя металлов» — золото, а слово «водка» в давние времена было уменьшительным от слова «вода» и лишь гораздо позднее стало обозначать алкогольный напиток. Так что «царская водка» это «царская водичка».

Формула царской водки выглядит так:  $\text{HNO}_3 + 3\text{HCl}$ . Готовят ее непосредственно перед использованием, потому что обе кислоты сразу же начинают вступать в реакцию друг с другом.

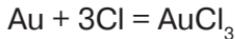
Почему по отдельности ни азотная, ни соляная кислота с золотом не взаимодействуют, ясно — потому что золото стоит в электрохимическом ряду напряжений правее водорода. Но как может смесь двух кислот оказаться сильнее? В чем тут секрет?

«Секрет» соединения двух кислот заключается в том, что азотная кислота окисляет соляную с выделением свободного хлора и этот хлор в момент выделения состоит из атомов, еще не успевших соединиться попарно в молекулы хлора ( $\text{Cl}_2$ ).

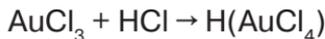


$\text{NOCl}$  — это хлорид нитрозила или оксид-хлорид азота, ядовитый желто-оранжевый газ с удушливым запахом. Он нас не интересует. Нас интересует свободный атомарный хлор — одинарные атомы хлора. Атомарный хлор — сильнейший окислитель. Образно говоря, ему все по зубам, даже золото.

Взаимодействуя с золотом, атомарный хлор сначала образует трехвалентный хлорид золота ( $\text{AuCl}_3$ ):



Затем хлорид золота присоединяет молекулу хлора образуя тетрахлороаурат водорода или тетрахлорозолотую кислоту ( $\text{H}(\text{AuCl}_4)$ ), порошок желтого цвета.



«Невостребованные» одинарные атомы хлора соединяются попарно в молекулы, поэтому в конечном виде уравнение реакции азотной и соляной кислот выглядит так:



Если опустить в царскую водку две монеты — золотую и серебряную, то серебряная монета растворяться не будет. Такой вот парадокс. Неужели серебро «благороднее» золота, то есть — менее химически активно? Настолько, что может устоять даже против атомарного хлора? Невероятно!

На самом деле растворению серебряной монеты препятствует тонкая пленка хлорида сере-

бра(I) ( $\text{AgCl}$ ), образующаяся в результате взаимодействия серебра с атомарным хлором. Хлорид серебра(I) не растворим в кислотах. А вот в чистой азотной кислоте серебро растворяется.

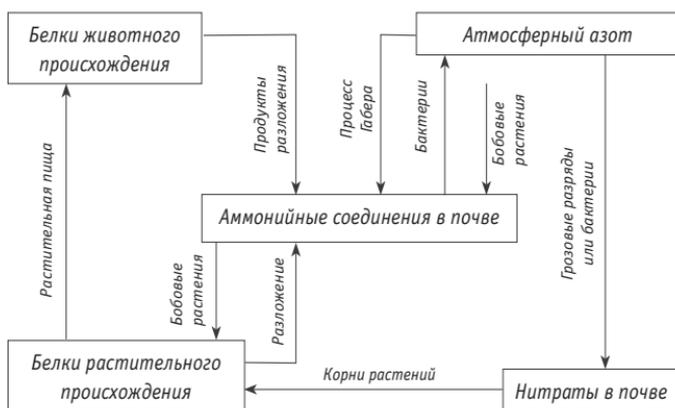
С концентрированной азотной кислотой серебро реагирует с образованием нитрата серебра ( $\text{AgNO}_3$ ), оксида азота (IV) ( $\text{NO}_2$ ) и воды ( $\text{H}_2\text{O}$ ):



С разбавленной (15–20%) азотной кислотой серебро реагирует с образованием нитрата серебра ( $\text{AgNO}_3$ ), оксида азота (II) ( $\text{NO}$ ) и воды ( $\text{H}_2\text{O}$ ):



В завершение разговора об «удушливом газе» давайте рассмотрим круговорот азота в природе.



Шляхов Андрей  
(ХИМИЯ ДЛЯ ТЕХ, КТО ВСЕ ЗАБЫЛ)

В основном азот присутствует в природе в виде атмосферного азота, основного компонента воздуха (78% объема). Растения синте-

зируют белки, используя нитраты, находящиеся в почве, которые образуются из атмосферного азота и почвенных аммонийных солей.

Процесс превращения атмосферного азота в усвояемую растениями и животными форму, называют «связыванием азота».

Связывание азота может происходить двояким образом.

Во-первых, в результате жизнедеятельности определенных бактерий, живущих в почве, атмосферный азот перерабатывается в аммиак, который затем перерабатывается в нитраты. Этот процесс называется «нитрификацией».

Во-вторых, во время разряда молний некоторое количество азота и кислорода в атмосфере взаимодействует с образованием оксидов азота, которые растворяются в воде и образуют азотную кислоту (очень сильно разбавленную). Водный раствор азотной кислоты всасывается в почву, насыщая ее нитратами.

В дополнение к естественному насыщению почвы нитратами, они также вносятся в почву искусственно — в виде удобрений. Это тоже часть круговорота азота, ведь первичным исходным сырьем для производства удобрений служит азот, содержащийся в воздухе.

После смерти растений и животных их белки разлагаются в почве (или на поверхности почвы), образуя соединения аммония, которые перерабатываются бактериями в нитраты, накапливающиеся в почве, и газ азот, который возвращается в атмосферу.

Такой вот круговорот.

## ГЛАВА ДЕСЯТАЯ.

МОДНЫЙ ОГНЕННЫЙ ВОЗДУХ,  
ПОРОЖДАЮЩИЙ КИСЛОТУ,  
И ОШИБКА ФАНТАСТА БЕЛЯЕВА

«Удушливым воздухом» когда-то называли азот. А что, по-вашему, то есть — какой химический элемент, могли называть «огненным воздухом, порождающим кислоту»? Название, прямо скажем, звучное, в древнекитайском стиле. Сразу вспоминаются Небесные Драконы, Парящие в Белоснежных Облаках или хотя бы Цветы Сливы в Золотой Вазе.

Нужна подсказка?

Пожалуйста — Огненный Воздух, Порождающий Кислоту, необходим нам для жизнедеятельности. Постоянно и всегда. Без него наш организм и пяти минут не проживет.

Уточнение — все сказанное выше является чистой правдой, а не бредом больного воображения. Примерно 16 раз за минуту мы получаем свежую порцию этого самого Огненного Воздуха...

Да, конечно же, это кислород! бесцветный газ, не имеющий запаха. Он плохо растворим в воде и немного тяжелее воздуха. 1 литр кислорода

при температуре 0 °С и атмосферном давлении 760 мм.рт.ст. весит 1,43 г, а литр воздуха 1,29 г.

Будучи вторым по активности после фтора неметаллом, кислород образует химические соединения со всеми элементами, кроме гелия и неона. С большинством элементов кислород взаимодействует непосредственно, а вот его соединения с золотом, платиной, аргоном, криптоном, ксеноном, фтором, хлором, бромом и йодом получают косвенным путем.

Почти все реакции кислорода с другими веществами являются реакциями окисления.

Многие из этих реакций происходят с выделением тепла и света. Такие реакции называются «реакциями горения». Если какое-то вещество горит, то, значит — окисляется.

Взаимодействие веществ с кислородом может быть и медленным. Медленное окисление происходит с выделением одного тепла, без света. Самым распространенным в быту примером медленного окисления является гниение. Без доступа кислорода оно невозможно, так же как и горение. В открытом космосе, где нет воздуха и, соответственно, нет кислорода, ничто не может гореть или гнить. Также в космосе не может ржаветь железо, поскольку ржавчина — это оксиды железа, продукт взаимодействия железа с кислородом<sup>1</sup>.

<sup>1</sup> Кроме известной всем красной ржавчины, состоящей из оксидов железа, также существуют и другие виды ржавчины, например — зеленая (хлориды железа), возникающая при взаимодействии железа с хлором в отсутствие кислорода, например — когда железо находится под водой.

В 1771 году шведский химик Карл Шееле первым получил кислород путем разложения оксида азота и назвал полученный газ «огненным воздухом», поскольку он способствовал горению. Обратите внимание — не горел, а способствовал горению. Кислород сам по себе может гореть, то есть — окисляться, только в атмосфере фтора с образованием фторида кислорода ( $\text{OF}_2$ ) и диоксидфторида ( $\text{O}_2\text{F}_2$ ). Фтор — еще более сильный окислитель, чем кислород, у него нет конкурентов. Фтор — самый активный неметалл и самый сильный окислитель.

Французский химик Антуан Лавуазье, описавший химические свойства кислорода, предложил назвать новый элемент «кислородом», образовав это название, от греческих слов «оксис» — «кислый» и «генос» — «рождать». «Кислород» — «порождающий кислоту». При переводе этого названия на русский язык получился «кислород».

Какую кислоту порождает кислород?

Никакую.

Название было в 1775 году, когда «кислотами» назывались оксиды, соединения химического элемента с кислородом в степени окисления  $-2$ .

Вот примеры оксидов:

$\text{Na}_2\text{O}$  — оксид натрия.

$\text{CuO}$  — оксид меди(II).

$\text{SO}_3$  — оксид серы(VI).

$\text{ZnO}$  — оксид цинка.

$\text{Al}_2\text{O}_3$  — оксид алюминия.

Если химический элемент имеет переменную степень окисления (разные значения валентности), то в названии оксида указывается его сте-

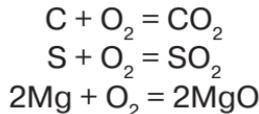
пень окисления римской цифрой в скобках сразу после названия.

Обратите внимание на следующее:

— оксиды — бинарные соединения, то есть их молекулы состоят из атомов двух элементов, одним из которых является кислород. Двух!  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — **это карбонат натрия**, натриевая соль угольной кислоты, а не оксид;

— в оксидах кислород связан только с менее электроотрицательным<sup>1</sup> элементом. С менее электроотрицательным!  $\text{OF}_2$  — это фторид кислорода, а не оксид фтора. Записать формулу этого вещества в виде  $\text{F}_2\text{O}$  нельзя, поскольку фтор обладает большей электроотрицательностью, чем кислород, и потому должен стоять на втором месте, а не на первом. Точно так же, как кислород в оксидах всегда стоит на втором месте.

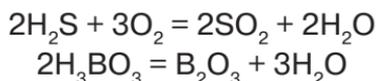
Оксиды можно получать посредством прямого взаимодействия химического элемента с кислородом:



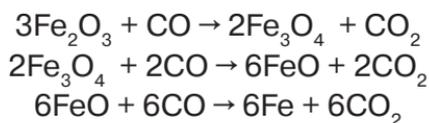
$\text{CO}_2$  — оксид углерода(IV), это хорошо известный всем углекислый газ.

Некоторые оксиды удобнее получать из других соединений элементов, в том числе и из других оксидов:

<sup>1</sup> Электроотрицательность — свойство атома смещать к себе общие электронные пары в молекуле (оттягивать к себе электроны других атомов).

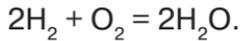


Кислород — очень активный элемент, который окисляет все подряд за редким исключением. Он не образует химических соединений только с инертными газами, аргоном, гелием и неоном. Просьба написать формулу оксида аргона — одна из любимых каверз экзаменаторов. Высокая химическая активность кислорода привела к тому, что многие элементы находятся в природе в виде своих оксидов. Так, например, оксидами являются многие руды металлов, например, железные руды — красный железняк  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , магнитный железняк  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , бурый железняк —  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \times 2\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Поэтому распространенным способом получения металлов является их восстановление из оксидов. Именно этот процесс происходит в доменных печах. В качестве восстановителя, отщепляющего кислород от оксидов железа выступает окись углерода (CO), образующаяся при горении кокса (угля). Процесс восстановления железа происходит последовательно:



С водородом при обычных температурах кислород реагирует очень медленно, но при температурах выше  $550^\circ\text{C}$  эта реакция происходит

мгновенно, со взрывом. В результате образуется оксид водорода ( $\text{H}_2\text{O}$ ) — вода:



Применение кислорода многообразно. В промышленности его используют в процессах выплавки и обработки металлов, в сварке и в кислородной резке. Кислород необходим для производства многих веществ — искусственного жидкого топлива, смазочных масел, азотной и серной кислот, метанола, аммиака и аммиачных удобрений. Кислород применяется в реактивных двигателях и при взрывных работах. Баллоны с кислородом используют для дыхания на больших высотах, при подводном плавании и при космических полетах. Широко применяется кислород в медицине, где его дают для дыхания больным, также используют для приготовления кислородных ванн.

Кислород составляет примерно пятую часть атмосферного воздуха (21%), природной смеси газообразных веществ (или же газообразного раствора ряда газов в азоте).

#### ХИМИЧЕСКИЙ СОСТАВ ОСУШЕННОГО (ЛИШЕННОГО ВОДНЫХ ПАРОВ) ВОЗДУХА

Вещество	Обозначение	По объёму, %	По массе, %
Азот	$\text{N}_2$	78,084	75,5
Кислород	$\text{O}_2$	20,9476	23,15

Вещество	Обозначение	По объёму, %	По массе, %
Аргон	Ar	0,934	1,292
Углекислый газ	CO <sub>2</sub>	0,0314	0,046
Неон	Ne	0,001818	0,0014
Криптон	Kr	0,000114	0,003
Метан	CH <sub>4</sub>	0,0002	0,000084
Гелий	He	0,000524	0,000073
Водород	H <sub>2</sub>	0,00005	0,00008
Ксенон	Xe	0,0000087	0,00004

Состав воздуха, отраженный в таблице, может немного изменяться в зависимости от местности. Так, например, в крупных городах содержание углекислого газа в воздухе выше, чем в лесах, на больших высотах концентрация кислорода ниже (молекулы кислорода тяжелее молекул азота, поэтому концентрация кислорода с увеличением высоты уменьшается быстрее, чем концентрация азота).

Помимо указанных в таблице веществ, воздух содержит пары воды, концентрация которых сильно варьируется в зависимости от географического положения, температуры, климата, времени года и ряда других факторов.

А теперь давайте совершим небольшую литературную экскурсию.

В фантастической повести Александра Беляева «Продавец воздуха» рассказывается о бес-

принципном коммерсанте Бэйли, который консервирует атмосферный воздух, лишая таким образом нашу планету ее атмосферы. Гибель всего живого на Земле Бейли не волнует, он одержим жадной наживы — стремится прибрать к рукам весь воздух, чтобы торговать им монопольно. Главному герою, советскому метеорологу Клименко, от лица которого ведется повествование, Бейли рассказывает, что продает воздух марсианам:

«— Вы сказали, что уже ведете торговлю?

— Да, веду, и очень успешно.

— С кем, можно ли узнать?

— С Марсом, — ответил он. — Да, с жителями планеты Марс. Это очень выгодный рынок для сбыта воздуха. Вы знаете, что на Марсе барометр стоит в двенадцать раз ниже, чем у нас. Убедных марсиан не хватает воздуха. И они очень хорошо платят за этот товар...

— Что же, они прилетают к вам, или вы отправляете туда своего комиссионера?

— Зачем? Я бросаю на Марс из особой пушки вот эти снаряды. Там они взрываются и превращаются в воздух...».

Что вы, дорогие читатели, скажете по поводу продажи земного воздуха марсианам? Есть мнения?

Допустим, что на Марсе есть жизнь. Это вообще-то один из излюбленных сюжетных моментов для фантастики первой половины XX века. Кто только не писал о марсианах...

Допустим, что из особой пушки можно отправлять на Марс снаряды с воздухом. У Жюль Верна была пушка, которая отправляла снаряды

на Луну, так почему бы у Беляева не быть пушке, достреливающей до Марса?

И вообще фантастам можно все. То есть — почти все. Выпуская воображение на бескрайние просторы, нельзя забывать о логике. Любое фантастическое произведение должно быть логичным.

Да, атмосфера Марса гораздо разреженнее земной атмосферы, а также отличается от нее по химическому составу. Атмосферное давление у поверхности Марса составляет 1/170 от земного атмосферного давления. Почему так происходит? Да потому что Марс имеет более слабое по сравнению с земным притяжение и очень слабое магнитное поле. Марсианское притяжение меньше земного примерно в 2,6 раза, а ведь главным образом молекулы атмосферы удерживают именно силы притяжения (в качестве второстепенной силы в этом процессе участвует центробежная сила, возникающая вследствие вращения планеты). Так что отправка воздуха на Марс — занятие абсолютно бесполезное. Дополнительный воздух не удержится, а уйдет в космическое пространство. Это раз.

Второе — все живые организмы приспособляются к условиям окружающей среды. Если в марсианской атмосфере содержится более 95% углекислого газа, а кислорода в ней ничтожно мало, но при этом на Марсе есть жизнь, то именно к этой атмосфере все живое и приспособилось. Точно так же, как все живое на Земле (на суше) приспособилось к 21% кислорода в атмосферном воздухе. При слишком

больших концентрациях кислорода во вдыхаемом воздухе может наступить кислородное отравление.

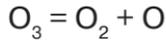
Марсиане, «очень хорошо» платившие Бейли за земной воздух, поступали наиглупейшим образом, поскольку пользы от этого воздуха им не было никакой. Беляеву не стоило вводить эту деталь в произведение.

У химического элемента кислорода есть две различные аллотропные модификации — молекулярный кислород ( $O_2$ ) и озон ( $O_3$ ).

Озон присутствует в составе атмосферного воздуха в виде незначительной примеси. В чистом виде он представляет собой голубой газ с резким своеобразным запахом (греческое слово «озос», от которого получил свое название озон, означает «пахучий»). Вспомните запах свежести, возникающий во время грозы. Это пахнет озон, который образуется при воздействии электрического разряда (молнии).

В лабораторных условиях озон получают в приборе, который называется «озонатором». Озонатор представляет собой стеклянную трубку, через которую пропускается электрический ток.

Озон обладает более сильными окислительными свойствами, чем кислород. Причина такой высокой окислительной способности озона заключается в том, что его молекула относительно легко разлагается (озон — нестойкое соединение) с выделением атомарного кислорода — более сильного окислителя, чем молекулярный кислород:



Способность озона разлагаться с образованием атомарного кислорода делает его практически идеальным средством для обеззараживания питьевой воды. Озон убивает микроорганизмы окислением, частично превращаясь при этом в молекулярный кислород. Очистка воды озонотом предпочтительнее широко распространенного хлорирования воды, поскольку молекулярный кислород не портит вкуса воды.

Озон — нестойкое соединение, но все знают, что где-то высоко-высоко существует толстый озоновый слой, который защищает нашу планету от солнечной радиации. Как такое может быть?

Действительно, на высоте от 15 до 30 километров (в зависимости от широты) находится озоновый слой атмосферы, который задерживает самую опасную для живых организмов часть ультрафиолетового излучения Солнца — коротковолновое ультрафиолетовое излучение. Выше озонового слоя жизнь невозможна. Озоновый слой образовался в атмосфере нашей планеты 500–600 миллионов лет назад, когда в ней вследствие фотосинтеза<sup>1</sup> накопилось достаточно кислорода. Только после образования озонового слоя жизнь на Земле смогла выйти из воды на сушу.

---

<sup>1</sup> Фотосинтез — химический процесс преобразования энергии света в энергию химических связей органических веществ, наблюдающийся у растений и некоторых бактерий. Сопровождается поглощением углекислого газа и выделением кислорода.

Дело в том, что молекулы озона являются неустойчивыми при нормальном атмосферном давлении. При низком давлении (а оно уменьшается по мере удаления от земной поверхности) молекулы озона становятся устойчивыми. Вечно не живут, но и сразу после рождения не гибнут.

В наше время кислород стал модным химическим элементом.

Необходимость кислорода для нормальной жизнедеятельности нашего организма бесспорна. При гипоксии (недостатке кислорода) наш организм страдает, развиваются различные заболевания. Отталкиваясь от этого верного утверждения, делаются абсолютно неверные выводы о том, что кислородные ванны, кислородные коктейли, обогащенная кислородом вода, кислородная косметика и все такое прочее помогают нам бороться с гипоксией. Кислородная индустрия набирает обороты с каждым годом...

Кислородные ванны, то есть пребывание в воде, насыщенной кислородом, помогают бороться с гипоксией? А обогащенные кислородом косметические кремы омолаживают кожу?

Как бы не так!

Если мы могли бы усваивать кислород через кожу (впитывать его из воды), то могли бы сколь угодно долго плавать под водой без аквалангов.

Кислородные коктейли спасают от гипоксии?

Как бы не так!

Кислород, чтоб вы знали, всасывается в кровь в легких, а не в желудке. Единствен-

ным действенным способом борьбы с гипоксией является вдыхание необходимых организму доз кислорода. Вдыхание! И только вдыхание! Питательные вещества всасываются в кровь в желудочно-кишечном тракте, а кислород — в легких. Каждому веществу — свое место всасывания.

Проветривание помещения или прогулка на свежем воздухе — вот действенные способы борьбы с гипоксией.

А ведь еще есть клизмы с «кислородной» водой... Но о них мы говорить не станем, ибо все нужное уже сказано.

**ПОСТСКРИПТУМ.** Деление веществ на горючие или негорючие является условным, потому что в чистом кислороде может гореть почти все. Даже железо горит в чистом кислороде точно так же, как в обычных условиях, то есть в атмосферном воздухе, содержащем примерно 21% кислорода, горит дерево. Горение железа в кислороде по виду похоже на горение бенгальского огня. Оно сопровождается громким треском, во все стороны летят яркие искры железной окалины ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ).

Уравнение реакции горения железа выглядит так:



# ГЛАВА ОДИННАДЦАТАЯ.

МОЖЕТ ЛИ ГОРЕТЬ ВОДА?

ДА!

**А** лисички взяли спички...  
Помните, чем это закончилось?  
К морю синему пошли лисички и зажгли его.

Стихотворение Корнея Чуковского, в котором рассказывается об этом трагическом событии, называется «Путаница». Путаница путаницей, а вода действительно горит.

Сейчас многие из читателей понимающе улыбнулись и подумали: «Знаем-знаем! Горит! Если на поверхности есть нефтяная пленка...»

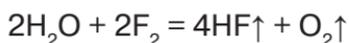
Нет, дорогие читатели! Речь идет не о нефтяной пленке, а о самой воде.

Сейчас многие из читателей недоумевающе скажут: «Что за чушь! Вода — это оксид водорода, продукт горения водорода! Куда ей дальше гореть?! Бред какой-то!».

Нет, не чушь и не бред. Вода действительно горит. В атмосфере фтора, проще говоря — во фторе. Желающие могут найти в Сети соответствующее видео.

Глава одиннадцатая.  
(Может ли гореть вода? Да!)

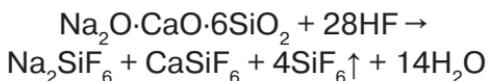
Вот уравнение реакции воды со фтором:



В результате этой реакции образуются кислород ( $\text{O}_2$ ) и фтороводород ( $\text{HF}$ ) — бесцветный токсичный газ с резким запахом. Фтороводород хорошо растворим в воде. Водный раствор фтороводорода называют фтороводородной или плавиковой кислотой<sup>1</sup>. Соли плавиковой кислоты называют фторидами. Растворимые в воде фториды тоже токсичны.

Плавиковая кислота относится к кислотам средней силы. Она способна взаимодействовать (разъедать) со стеклом и прочими силикатными материалами и потому используется для травления и матирования стекла, а также для травления кремния в полупроводниках.

Вот уравнение реакции плавиковой кислоты со стеклом:



$\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{CaO}\cdot 6\text{SiO}_2$  — это стекло.

$\text{Na}_2\text{SiF}_6$  — гексафторосиликат натрия.

$\text{CaSiF}_6$  — гексафторосиликат кальция.

$\text{SiF}_6$  — фторид кремния.

Технология травления стекла плавиковой кислотой довольно проста и может возникнуть

<sup>1</sup> Название «плавиковая кислота» происходит от плавикового шпата — фторида кальция ( $\text{CaF}_2$ ), из которого получают фтороводород.

соблазн провести эту процедуру в домашних условиях, чтобы получить стекла-зеркала с уникальным рисунком или не менее уникальными надписями. Делать этого ни в коем случае не стоит, потому что и плавиковая кислота, и выделяющийся во время травления газообразный фторид кремния ( $\text{SiF}_6$ ) сильно токсичны. В придачу к травлению можно получить отравление.

Начали мы с горения воды, затем перешли к травлению стекла, а тему этой главы так и не назвали. Пора исправить это упущение. В этой главе речь пойдет, точнее — уже идет, о галогенах, элементах семнадцатой группы периодической таблицы Менделеева. К ним относятся фтор (F), хлор (Cl), бром (Br), йод (I) и астат (At).

Все галогены неметаллы, сильные окислители, они реагируют почти со всеми простыми веществами, за исключением некоторых неметаллов и потому в природе встречаются только в виде соединений. Благодаря высокой активности галогены получили свое название, которое переводится с греческого как «порождающий соль». Химическая активность галогенов уменьшается с увеличением порядкового номера, от фтора к астату.

В свободном виде галогены существуют в виде двухатомных молекул. В твердом состоянии они имеют молекулярные кристаллические решетки.

На наружном электронном слое галогены имеют 7 электронов. Им не хватает только одного электрона для октета. «Октетом» (от латинского слова octo — «восемь») называют максимальное число электронов на наружном электронном

слое, равное 8. Галогены охотно присоединяют недостающий электрон.

Интересная деталь — поскольку больше восьми электронов на наружном электронном слое быть не может, валентность галогенов должна соответствовать единице, а степень окисления «-1» (принимает один отрицательный электрон) но это правило справедливо только для фтора. Хлор, бром, йод и астат в соединениях с более электроотрицательными элементами проявляют положительные степени окисления: +1, +3, +5, +7. Фтору такое «счастье» недоступно, поскольку он — самый-самый электроотрицательный.

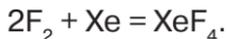
С увеличением атомной (а соответственно и молекулярной) массы галогенов, возрастают силы межмолекулярного взаимодействия. Чем крупнее молекулы, тем сильнее притягиваются они друг к другу. Поэтому хлор и фтор при обычных условиях представляют собой газы, бром — жидкость, а йод и астат — твердые вещества. Да-да, йод — это твердое вещество, а не жидкость. То, что мы в быту называем «йодом», на самом деле представляет собой водно-спиртовой раствор йода и йодида калия («водно-спиртовой» означает, что вещества растворены в смеси равных объемов воды и 96% этилового спирта).

Упоминания о фторе, хлоре, бrome и йоде в быту можно встретить довольно часто. А вот об астате можно услышать разве что на уроке химии. Дело в том, что радиоактивный и нестабильный химический элемент астат на сегодняшний день плохо изучен и нигде не применяется. Ввиду нестабильности астата ученым никак

не удастся получить его в лабораторных условиях в достаточных для изучения количествах.

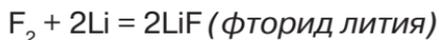
Все галогены (об астате речь не идет) имеют окраску. Фтор — светло-желтую, хлор — желто-зеленую, бром — бурую, а йод — темно-фиолетовую.

Химические свойства галогенов можно охарактеризовать так: «взаимодействуем со всем, с чем только можно взаимодействовать». Будучи сильнейшим окислителем, фтор реагирует даже с некоторыми инертными газами. Примером может служить — реакция фтора с ксеноном, в результате которой образуется фторид ксенона (IV) или тетрафторид ксенона ( $\text{XeF}_4$ ), бесцветное кристаллическое вещество с чрезвычайно высокой химической активностью:



Правда, другие галогены с инертными газами не взаимодействуют, но зато все галогены взаимодействуют с металлами с образованием солей — галогенидов (фторидов, хлоридов, бромидов, йодидов).

Фтор при обычных условиях взаимодействует с щелочными металлами, свинцом и железом, а при нагревании реагирует со всеми металлами, включая золото и платину. Хлор, бром и йод при обычных условиях взаимодействуют со щелочными металлами, а при нагревании — с медью, железом и оловом. В реакциях с металлами галогены, как вы уже, наверное, догадались, проявляют окислительные свойства.

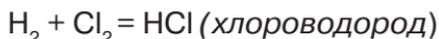


Наиболее важной и ценной для всего человечества (не побоимся высоких слов) является способность галогенов взаимодействовать с водородом. Галогены проявляют в этих реакциях окислительные свойства, иначе говоря — забирают единственный электрон у атома водорода.

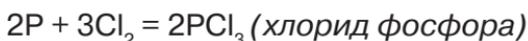
Чем так важно и ценно это взаимодействие, будет сказано чуть позже.

При обычных условиях фтор способен реагировать с водородом даже в темноте (реакция эта идет со взрывом), реакция хлора с водородом протекает только на свету, а бром и йод реагируют с водородом только при нагревании, причем реакция с йодом носит обратимый характер.

Пример:



Галогены взаимодействуют с неметаллами, за исключением кислорода и азота, проявляя в этих реакциях окислительные свойства.



Вопрос на засыпку — что образуется в результате взаимодействия галогенов с неметаллами?

Проще говоря — что такое хлорид фосфора?

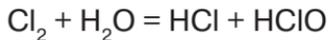
Так и хочется ответить, что это соль. Соль фосфора. Но такой ответ будет неверным, поскольку

солью называются соединения металлов и аммония с кислотными остатками. А фосфор — неметалл. И хлор — неметалл. Два неметалла не могут образовать соль.

Правильный ответ будет таким: хлорид фосфора это соединение фосфора и хлора. А фторид кремния — соединение фтора и кремния. Только так и никак иначе.

Галогены взаимодействуют с водой, причем очень интересным образом — проявляют одновременно как окислительные, так и восстанавливающие свойства. Подобная двойственность свойств одного и того же химического элемента во время одной реакции называется «диспропорционированием».

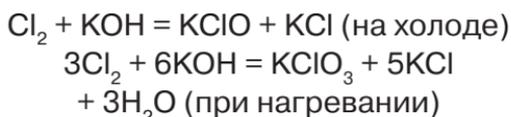
Давайте рассмотрим в качестве примера реакцию хлора с водой, в результате которой образуются соляная (HCl) и хлорноватистая (HClO) кислоты:



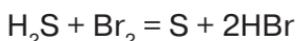
Почему мы в данном случае говорим не «хлороводород», а «соляная кислота»? Да потому что соляная кислота является водным раствором хлороводорода. А коль уж реакция проходит с водой (газообразный хлор пропускается через воду), то и продукты ее будут представлены в виде водных растворов.

В молекуле соляной кислоты атом хлора принимает один электрон у атома водорода, а в молекуле хлорноватистой кислоты, подобно атому водорода, отдает электрон атому кислорода.

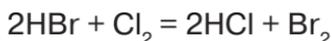
Со щелочами галогены взаимодействуют по тому же принципу диспропорционирования:



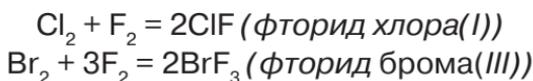
Будучи очень активными элементами, галогены способны отнимать атомы водорода у других веществ:



Реакционная способность галогенов снижается при переходе от фтора к йоду, поэтому стоящий выше в периодической таблице элемент вытесняет нижестоящий из галогеноводородных кислот и их солей:



Такая вот конкуренция между галогенами. Но галогены не только конкурируют друг с другом. Они также способны дружить — взаимодействовать друг с другом с образованием бинарных<sup>1</sup> соединений:

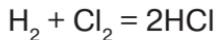


А теперь о самом ценном и самом важном. В результате взаимодействия хлора с водородом образуется хлороводород — один из самых распространенных химических продуктов, который

<sup>1</sup> Бинарный — состоящий из двух частей (компонентов).

широко применяется в промышленности, а также в лабораториях в качестве реактива. Хлороводород применяется и как газ, и в виде водного раствора — хлороводородной (соляной) кислоты.

Хлороводород можно получить с помощью ряда реакций, самой простой из которых является прямой синтез — сжигание водорода в хлоре:

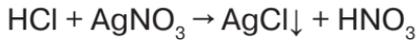


В химической промышленности газообразный хлороводород применяют для производства неорганических химикатов, для синтеза безводных хлоридов металлов и многих других процессов, вплоть до процесса выделения и очистки редких металлов. Хлороводородную кислоту применяют для травления стали и других металлов, нейтрализации сточных вод, очистки и дубления кож, для синтеза каучуков и ряда других веществ. Широко используется она в пищевой и в текстильной промышленности.

Соляная (хлороводородная) кислота — бесцветная жидкость с острым запахом хлористого водорода. Это одна из самых сильных, наиболее химически активных кислот. Соляная кислота растворяет (с выделением водорода и образованием солей — хлоридов) все металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до водорода. Соляная кислота обладает рядом общих свойств, присущих кислотам, и, кроме того, соляная кислота обладает индивидуальными, специфическими свойствами.

Вот одно из них. Взаимодействуя с нитратом серебра  $\text{AgNO}_3$ , соляная кислота образует хло-

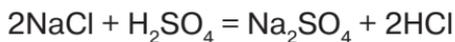
рид серебра (I)  $\text{AgCl}$ , порошок белого цвета, который не растворяется ни в воде, ни в кислотах. Он не растворяется даже в такой сильной кислоте, как азотная, являющейся вторым продуктом этой реакции:



Реакция с нитратом серебра является качественной реакцией на соляную кислоту. «Качественными» называются реакции, позволяющие определить наличие того или иного вещества (компонента) в реакционной среде. Если после введения в раствор нескольких капель нитрата серебра в прозрачном растворе выпадают белые хлопья осадка, значит, раствор содержит соляную кислоту.

А знаете ли вы, что определенные клетки слизистой оболочки желудка человека и млекопитающих вырабатывают соляную кислоту, концентрация которой в желудочном соке составляет 0,5 %? Соляная кислота участвует в процессе переваривания пищи и убивает некоторые болезнетворные микроорганизмы, попадающие в желудок с питьем и пищей.

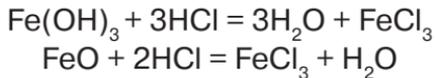
«Первооткрывателем» соляной кислоты считается живший в XV веке монах-алхимик Василий Валентин, известный также как Базилиус Валентинус. В поисках чудодейственного жизненного эликсира и философского камня (ничто иное алхимиков не интересовало), Василий Валентин получил соляную кислоту как продукт реакции поваренной соли с серной кислотой ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):



«Как продукт реакции поваренной соли с серной кислотой» — сказано упрощенно. На деле Василий Валентин нагревал смесь поваренной соли с железным купоросом — сульфатом железа(II) ( $\text{FeSO}_4$ ) и железнокалиевыми квасцами ( $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ). Но суть реакции заключалась в том, что хлорид натрия прореагировал с образовавшейся серной кислотой и дал соляную кислоту. Полученный продукт Василий Валентин назвал «кислым спиртом».

Алхимики были самоотверженными людьми и за неимением приборов-анализаторов использовали в качестве таковых собственные органы чувств. Василий Валентин усердно-добросовестно вдыхал пары полученного «кислого спирта», который дымил в воздухе (пары хлороводорода вместе с водными парами воздуха образуют нечто вроде тумана). Задышался, кашлял, утирал слезы, но вдыхал и сделал вывод о том, что пары эти удушливые и едкие. Затем Василий Валентин попробовал каплю «кислого спирта» на вкус и получил ожог слизистых оболочек ротовой полости. Хорошо еще, что раствор соляной кислоты, полученный монахом-алхимиком, был не очень чистым и не сильно концентрированным, иначе ожог мог оказаться очень серьезным. В ходе дальнейших испытаний было установлено, что «кислый спирт» разъедает не только ткани и кожу, но и металлы. Только медь да золото с серебром (платина в Европе не была известна до середины XVI века) оказались устойчивы к его воздействию...

В быту средства, содержащие соляную кислоту, применяются для удаления ржавчины. Также соляная кислота входит в состав различных пятновыводителей. Для удаления ржавчины с поверхности железа обычно применяют 15–20%-ные растворы соляной кислоты. Железная ржавчина состоит из оксида железа(III) и гидроксида железа(III). В результате взаимодействия этих веществ с соляной кислотой образуются вода, а также растворимый (и токсичный) хлорид железа(III) ( $\text{FeCl}_3$ ), который, в отличие от ржавчины, легко удаляется с поверхности:



Хлороводород не очень хорошо растворим в воде, поэтому максимально возможная концентрация соляной кислоты составляет примерно 36%. Соляную кислоту называют «концентрированной» при концентрации от 24%.

Те читатели, кому приходилось иметь дело с так называемой технической соляной кислотой, широко используемой в различных промышленных отраслях, могут возразить по поводу цвета: «соляная кислота не бесцветная, а желтовато-зеленая». На самом же деле такой цвет соляной кислоте придают примеси хлора и солей железа.

Способность паров хлороводорода вместе с парами воды образовывать туман породила довольно устойчивый миф о том, что соляная кислота горюча и взрывоопасна. Логика ясна — что «дымит», то и гореть должно. На самом деле это не так. Соляная кислота не горит и не взрывается.

## ГЛАВА ДВЕНАДЦАТАЯ.

ЧТО ТАКОЕ ФЛОГИСТОН  
И ЧТО МОЖЕТ БЫТЬ ОБЩЕГО  
МЕЖДУ КОМПЬЮТЕРОМ  
И ОБЫКНОВЕННОЙ ГУБКЕЙ?

**Ч**то такое флогистон?

Тот, кто сумел ответить на этот вопрос без помощи Всезнающего Гугла или какой-нибудь энциклопедии — молодец и эрудит.

Тем, кто не сумел, не стоит расстраиваться. Родившись триста лет назад, флогистон прожил около семидесяти лет, а затем был забыт. В наше время о нем даже не все химики помнят-знают, а только те, кто интересуется историей химии.

А ведь в свое время, в начале XVIII века, теория флогистона стала революционным прорывом в химии. Можно сказать, что с флогистона химия начала формироваться как наука, потому что теория флогистона стала первой теорией химии, теорией, отделившей химию от алхимии. И пусть эта теория была неверной, дело не в этом. Дело в том, что был сделан первый научный шаг, была сделана попытка объяснения химического процесса с материальной, а не мистической точки зрения.

В чем суть алхимии? В вере в превращения.

Смешайте свинец с толченым рогом черного козла, полейте кровью белого петуха, скажите три раза «кекс-фекс-пекс», и свинец превратится в золото. Что — не превратился? Тогда попробуйте сказать «фекс-пекс-кекс», а если не работает, замените петушиную кровь на медвежью желчь...

Все труды по алхимии были похожи на то, что вы сейчас прочитали.

Огонь алхимиков считали одним из элементов вселенной наряду с водой, землей и воздухом. Такой подход не давал возможности разработать теорию горения, объяснить почему одни вещества горят, а другие нет, почему при сжигании куска дерева его вес уменьшается, почему зола не способна гореть и т.д.

Создателем теории флогистона считается немецкий химик Георг Эрнст Шталь, который в 1703 году описал флогистон как материальную субстанцию, содержащуюся во всех горючих телах. В переводе с греческого слово «флогистон» означало «горючий».

Горение Шталь рассматривал не как проявление огненной стихии, а как разложение вещества с выделением флогистона, который рассеивается в воздухе. Огонь Шталь считал видимым, еще не успевшим рассеяться флогистоном. Растения Шталь наделял чудесной способностью извлекать флогистон из воздуха.

В науке не раз случались озарения, истинный смысл которых открывался много позже. Растения, извлекающие флогистон из воздуха — это

же прообраз фотосинтеза, способности преобразовывать световую энергию в энергию химических связей!

Флогистон по Шталю всегда находился в сочетании с другими веществами и не мог быть выделен в чистом виде. Чем больше флогистона в веществе, тем меньше остается от вещества при горении. Реакцию горения можно было представить следующим образом:

Дерево → Зола + Флогистон

Зола была известна как удобрение еще с древнейших времен. Теория флогистона позволяла понять суть процесса, обратного горению. Произрастая на удобренной золой почве, растения в процессе своей жизнедеятельности соединяли золу с рассеянным в воздухе флогистоном и получалось дерево.

Зола + Флогистон → Дерево

Таким образом, при помощи теории флогистона впервые в истории человечества был описан круговорот веществ в природе!

Можно сказать, что теория флогистона вывела химию с кривой алхимической тропинки на большую научную дорогу. Пускай это и звучит немного выпендренно, но именно так оно и было.

«Могильщиком» теории флогистона стал Антуан Лавуазье, исследования которого стали фундаментом другой, научно верной, теории го-

Гавда Авенандцотоя. (Что такое флогистон и что может быть общего между компьютером и обыкновенной губкой?)

рения — кислородной. Но до открытия кислорода Лавуазье теорию флогистона признавал.

Вот вам один исторический анекдот, основанный, как и все исторические анекдоты, на реальных событиях.

Некий сахарозаводчик никак не мог добиться того, чтобы сахар его производства имел чистый белый цвет. Несмотря на все старания и ухищрения, сахар отдавал желтизной, что существенно снижало его цену. Отчаявшись решить проблему самостоятельно, сахарозаводчик обратился за помощью к Лавуазье.

Лавуазье решил, что желтоватый оттенок сахара обусловлен оставшимся в нем флогистонном. Вывод был логичным, ведь огонь, который представлял собой концентрированный, еще не успевший рассеяться в воздухе флогистон, имеет красно-желтую окраску.

Флогистон следовало убрать из сахара. Лавуазье очень изящно решил эту проблему. Он предложил сахарозаводчику пропускать свекольный сок через слой измельченного древесного угля. Уголь, присоединив к себе флогистон, должен был превратиться в дерево, а сахар, полученный из очищенного от флогистона сока, будет иметь белый цвет.

Лавуазье ошибся только в одном — измельченный уголь так и не превратился в древесные опилки... Но сахарозаводчика это не волновало, потому что сахар стал белоснежным! Таким образом теория флогистона получила практическое подтверждение...

Да, на самом деле сахар побелел благодаря такому явлению как адсорбция — процесс поглощения веществ из раствора или газовой смеси адсорбентом. Уголь — замечательный адсорбент, который очистил свекольный сок от всех примесей, придающих цвет белому конечному продукту.

Правда, вот, обратно в дерево уголь превратиться не может. Фарш невозможно повернуть назад.

Наш экскурс в историю закончился. Пора нам вспомнить все о самом главном химическом элементе... Да-да, о самом главном, об элементе, изучению соединений которого посвящен целый раздел химии — органическая химия.

Органическая химия — это раздел химической науки, посвященный изучению соединений углерода

С чего бы вдруг углероду оказана такая честь — выделен целый раздел? Дело в том, что, благодаря своему уникальному свойству образовывать цепочки из атомов, углерод образует огромное количество веществ.

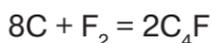
Об органических веществах речь пойдет впереди. Пока что мы поговорим об углероде и его группе. Группой углерода называется четырнадцатая группа элементов периодической системы Менделеева в которую входят углерод (C), кремний (Si), германий (Ge), олово (Sn) и свинец (Pb). На наружном электронном слое у них находится по четыре электрона. Сверху вниз в группе металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают. Углерод и кремний —

типичные неметаллы, германий — полуметалл, проявляющий как металлические, так и неметаллические свойства, а олово и свинец являются типичными металлами.

Валентность углерода и кремния равна 2 или 4. С элементами, находящимися правее и выше в таблице Менделеева, углерод и кремний проявляют степени окисления +2 и +4, то есть — отдают 2 или 4 электрона. С элементами, находящимися левее и ниже, проявляет углерод степени окисления –2 и –4, а кремний — –4.

Мы уже вспоминали такие аллотропные формы углерода как алмаз и графит. Существует еще одна форма, называемая «карбином». Карбин представляет собой черный порошок, обладающий свойствами полупроводника. Он состоит из атомов углерода, связанных в линейные цепочки  $-C \equiv C-C \equiv C-$ , в которых каждый атом углерода связан с одним из соседних одинарной связью, а с другим — тройной. При нагревании карбин переходит в графит.

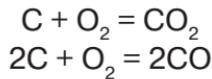
Химическая активность углерода относительно невелика. При обычных условиях углерод взаимодействует только со фтором с образованием фторида тетрауглерода или тетракарбомонифторида ( $C_4F$ ). Фторид тетрауглерода образуется при пропускании фтора через слой измельченного графита при комнатной температуре в присутствии фтористого водорода ( $HF$ ):



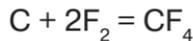
При высоких температурах химическая активность углерода возрастает.

Восстановительные свойства углерод проявляет в реакциях:

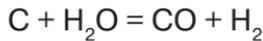
— с кислородом, образуя оксид углерода(IV) или углекислый газ( $\text{CO}_2$ ), а при неполном сгорании (при недостатке кислорода) оксид углерода(II) или угарный газ( $\text{CO}$ ):



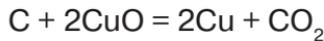
— с фтором. При высоких температурах в результате реакции углерода с фтором образуется тетрафторид углерода или тетрафторметан ( $\text{CF}_4$ ), а не фторид тетрауглерода ( $\text{C}_4\text{F}$ ):



— с водой (точнее — с водными парами):



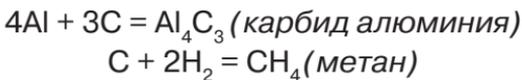
— с оксидами металлов:



— с кислотами:

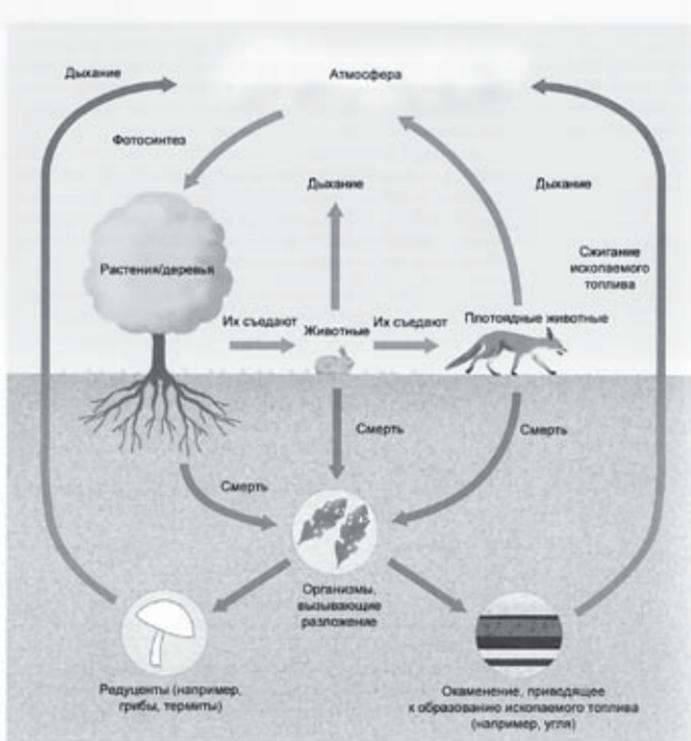


В реакциях с водородом и некоторыми металлами, углерод проявляет окислительные свойства:



Флогистики, то есть приверженцы теории флогистона, считали углерод особым минеральным углем, содержащим связанную «воздушную кислоту» — углекислый газ ( $\text{CO}_2$ ) и большое количество флогистона.

Углерод — основа жизни на нашей планете. Молекулы белков, жиров и углеводов, то есть веществ, из которых состоят живые организмы, построены на основе углеродного скелета. На примере круговорота углерода в природе можно проследить динамическую картину жизни на нашей планете.



Круговорот углерода в природе

Основные запасы углерода на нашей планете находятся в виде углекислого газа или диоксида углерода ( $\text{CO}_2$ ), содержащегося в атмосфере и в воде, как океанской, так и пресной.

Растения поглощают углекислый газ из воздуха или воды и в процессе фотосинтеза синтезируют на основе углерода разнообразные органические соединения.

Если растение погибает, то становится пищей для так называемых редуцентов, организмов, питающихся мертвым органическим веществом и разрушающим его до простых неорганических соединений — углекислого газа, воды и ряда других веществ. Редуцентами являются некоторые бактерии и грибы. В результате деятельности редуцентов углерод возвращается в атмосферу в виде  $\text{CO}_2$ .

Если растение будет съедено травоядным животным, то углерод вернется в атмосферу в процессе дыхания животного и при разложении его останков после смерти. Если травоядное животное будет съедено плотоядным, то углерод вернется в атмосферу теми же путями, только к цепочке добавится еще одно звено.

Если останки растения оказываются под землей, то они могут превратиться в ископаемое топливо — в уголь, горючий газ или нефть. При сжигании топлива углерод в виде углекислого газа вернется в атмосферу.

Из воды углекислый газ может вернуться в атмосферу просто в результате взаимного газообмена между водой и атмосферой.

(Что такое флуористон и что может быть общего между компьютером и обыкновенной губкой? )  
**Гавва АвенсАцотая.**

Также углерод может постепенно накапливаться в виде отложений известняка, состоящего преимущественно из карбоната кальция ( $\text{CaCO}_3$ ) на дне Мирового океана или в земле. Известняк образуется из останков растений или животных. Карбонат кальция, входящий в состав известняка, растворяется в воде, а также разлагается на углекислый газ и оксид кальция ( $\text{CaO}$ ):



Где бы и в какой форме ни находился бы изъятый из атмосферы или воды углерод, рано или поздно он туда вернется в той же форме — в виде углекислого газа.

Свободный углерод находится в природе в виде алмаза и графита.

Углерод — самое тугоплавкое из простых веществ. Температура его плавления составляет примерно  $3700^\circ\text{C}$ .

Применение углерода невероятно широко. Алмазы применяются для обработки твердых поверхностей, для резки стекла, для изготовления буров и сверл, а также для изготовления ювелирных украшений. Графит используется для изготовления карандашей, в качестве твердой смазки в подшипниках, для изготовления электродов, в качестве замедлителя нейтронов в ядерных реакторах, а также для изготовления искусственных алмазов. Сажа, представляющая собой аморфный углерод, то есть углерод не имеющий четко выраженной кристаллической структуры, используется как наполнитель в производстве резины,

входит в состав типографской краски, кремов для обуви и ряда красителей. Уголь используется в качестве адсорбента для очистки различных веществ (сахарного сиропа, спирта и т. д.), в промышленных и бытовых фильтрах, в медицине. Кокс, получаемый путем прокаливания каменного угля без доступа воздуха, применяется как высококачественное бездымное топливо в металлургической промышленности.

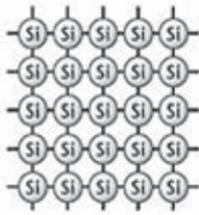
Углерод придает сплавам железа прочность и твердость. Сплав железа с углеродом (а также с другими элементами), в котором содержание углерода находится в диапазоне от 0,02 % до 2,14 %, называется сталью, а сплав, в котором содержание углерода превышает 2,14 % — чугуном.

Кремний — второй, после кислорода, по распространенности химический элемент в земной коре, где он находится только в виде соединений.

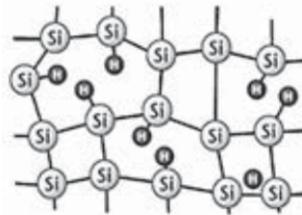
Кремний существует в виде двух аллотропных модификаций — аморфный кремний и кристаллический кремний. Кристаллический кремний, вещество темно-серого цвета с металлическим блеском, имеет кубическую структуру, схожую со строением алмаза, но сильно уступает ему по твердости. Кристаллический кремний обладает полупроводниковыми свойствами.

Аморфный кремний представляет собой порошок бурого цвета. Структура его решетки похожа на сильно разреженную решетку кристаллического кремния. За счет более слабых связей между молекулами, аморфный кремний обладает большей реакционной способностью, нежели кристаллический кремний.

(Что такое флюгистон и что может быть общего между компьютером и обыкновенной губкой? )  
**Гавва Авендацотья.**



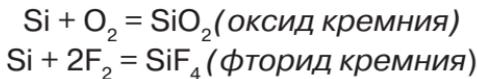
Однокристалльный  
кремний



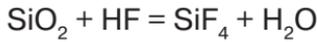
Аморфный  
кремний

Если углерод является основой жизни на Земле, то кремний — это основа электроники. Благодаря уникальным технологическим свойствам, а также обильному содержанию в земной коре и легкости добычи, кремний стал идеальным материалом для микроэлектронного производства.

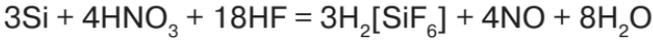
При нормальных условиях кремний слабо активен химически. Химические свойства кремния схожи с химическими свойствами углерода. Подобно углероду, кремний взаимодействует с кислородом (при нагревании) и фтором, проявляя в этих реакциях степень окисления +4:



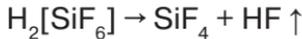
А вот с водородом кремний не взаимодействует. Кремний устойчив к действию кислот, поскольку в кислой среде он покрывается нерастворимой пленкой оксида ( $\text{SiO}_2$ ). Кремний взаимодействует только со смесью плавиковой ( $\text{HF}$ ) и азотной ( $\text{HNO}_3$ ) кислот, потому что плавиковая кислота растворяет оксидную пленку:



В результате взаимодействия кремния с данной смесью кислот образуются кремнефтористоводородная кислота ( $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ ), оксид азота(II) (NO) и вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ):



Кремнефтористоводородная кислота относится к сильным кислотам. Она существует только в водном растворе. В свободном виде кремнефтористоводородная кислота распадается на тетрафторид кремния ( $\text{SiF}_4$ ) и фтористый водород (HF):

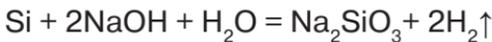


Взаимодействуя с углеродом, кремний образует карбид кремния или карборунд ( $\text{SiC}$ ), очень твердое вещество, использующееся для заточки и шлифовки различных материалов:

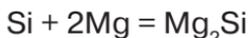


Обратите внимание на то, что углерод в периодической системе Менделеева стоит выше кремния, поэтому в этой реакции кремний проявляет степень окисления +4.

Такую же степень окисления кремний проявляет при взаимодействии с водными растворами щелочей (при этом образуются соли кремниевой кислоты ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ), называемые силикатами):

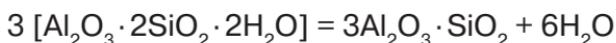


С металлами кремний взаимодействует как окислитель, образуя силициды:



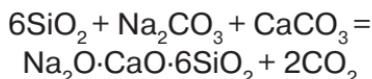
Природные соединения кремния — песок ( $\text{SiO}_2$ ) и различные силикаты — используются для производства керамики, стекла и цемента.

Глина ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2$ ) является сырьем для керамических изделий. С этой целью глину подвергают обжигу (нагреванию до температуры  $900^\circ\text{C}$ ). При обжиге глины происходит следующая реакция:



В процессе обжига глина полностью обезвоживается, а также в ней происходит окисление, частичное плавление и спекание вещества на поверхности (так называемое «остекловывание»). В результате глина приобретает прочность, жесткость и абсолютную неспособность присоединять влагу.

Стекло представляет собой силикат. Его состав:  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ . Получают стекло сплавлением в печах смеси соды ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), известняка ( $\text{CaCO}_3$ ) и белого песка ( $\text{SiO}_2$ ):



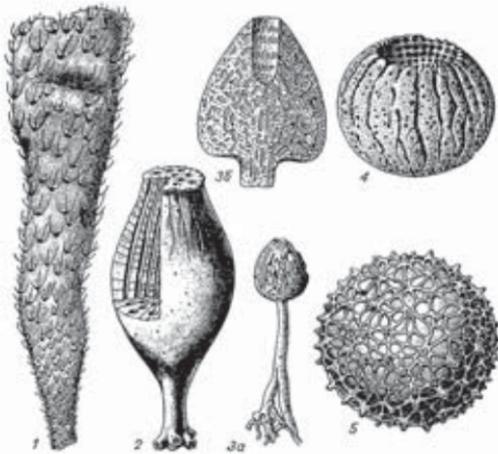
Кремний входит в состав такого широко применяемого строительного материала, как цемент. Всем знаком этот порошок серого цвета. Основу цемента составляет гранулы клинкера, получаемого при обжиге смеси известняка и глины. Состав клинкера примерно таков: 67 % оксида кальция ( $\text{CaO}$ ), 22 % оксида кремния ( $\text{SiO}_2$ ),

5 % оксида алюминия ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), 3 % оксида железа ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) и 3% прочих компонентов.

При взаимодействии цемента с водой, первоначально образуется пластичное цементное тесто, которое на воздухе уплотняется, теряет пластичность и превращается в цементный камень.

Что может быть общего между компьютером и обыкновенной губкой?

Уточнение: речь идет не о губке для мытья посуды, а об обитателях Мирового океана, относящихся к биологическому классу Обыкновенные губки (*Demospongiae*).



Обыкновенные губки

Для губок, а также для некоторых других водных жителей, кремний является важным биологическим элементом. В организме человека кремний тоже содержится, но в небольшом количестве. Ежедневно с пищей мы получаем около одного грамма кремния.

Гавва Авендацотья. (Что такое флюгистон и что может быть общего между компьютером и обыкновенной губкой?)

Жизнь на нашей планете имеет, если можно так выразиться, углеродную основу. Органические вещества, из которых состоит все живое на Земле, непременно включают в себя углерод. И водород, к слову будь сказано, тоже, но водороду отводится второе место, поскольку «скелеты» органических молекул образует именно углерод.

Среди самых распространенных конкурентов углерода в научной фантастике на первом месте стоит кремний. Ключевое слово — «научной». Научная фантастика отличается от ненаучной тем, что оперирует реальными научными знаниями. С точки зрения научной фантастики, кремний является наиболее вероятным альтернативным «жизнеобразующим» элементом. Кремний находится в той же группе периодической системы, что и углерод, свойства обоих элементов во многом схожи. Почему бы где-то во Вселенной не быть кремниевой жизни...

Возможно все, кроме невозможного. Но если говорить серьезно, то кремниевая жизнь кажется маловероятной. Атомы кремния имеют большую массу и большие размеры, нежели атомы углерода.

<b>C</b>	6
12,01115	
Углерод	
<b>Si</b>	14
28,086	
Кремний	

Разница в массе углерода и кремния составляет 18 условных единиц. Атом кремния более чем в два раза крупнее атома углерода. Соответственно, атомам кремния сложнее образовывать двойные или тройные связи, сложнее соединяться в длинные и разветвленные цепочки,

что препятствует образованию биологических полимеров — высокомолекулярных соединений, имеющих молекулярные массы от нескольких тысяч до нескольких миллионов условных единиц. Короче говоря, соединения кремния не могут похвастаться таким феерическим разнообразием, как соединения углерода.

Но ведь иногда так хочется пофантазировать...

В рамках научных концепций.

Если оттолкнуться от того, что силиконы, высокомолекулярные кремнийорганические соединения с химической формулой  $[R_2SiO]_n$ <sup>1</sup>, более устойчивы к действию высоких температур, нежели соединения углерода, то можно предположить существование кремниевой жизни на планетах, средние температуры которых, значительно превышают земные...<sup>2</sup> В этом случае роль универсального растворителя должна играть не вода, а соединения с более высокой температурой кипения, например — оксид кремния(IV) ( $SiO_2$ ).

Правда, тут возникает такая важная проблема, как проблема дыхания. Углерод, окисляясь во время дыхательного процесса, превращается в углекислый газ ( $CO_2$ ). Газ легко можно вывести из организма, газ — удобное агрегатное состояние для обмена веществ. А вот при окислении кремния получается оксид кремния(IV) ( $SiO_2$ ) — хорошо известный всем песок, который кипит,

<sup>1</sup> R — это радикал, некая органическая группа.

<sup>2</sup> Теоретически кремниевая жизнь возможна при атмосферном давлении в 3–5 раз превышающих земное и температурах свыше 1000 °С.

то есть — начинает переходить из жидкого состояния в газообразное только при 2 950 °С!

Время от времени в газетах или в Интернете можно встретить броские заголовки вроде: «Ученые научно доказали существование кремниевых форм жизни!» Не покупайтесь на броскость — в статье будет идти речь о том, что ученые открыли очередное органическое (органическое!) вещество, содержащее в своем составе кремний. Но иметь в молекуле один-два атома кремния еще не означает иметь кремниевый скелет и относиться к «кремниевой форме жизни». Кастрианцы из «Доктора Кто»<sup>1</sup>, Хорта из «Звездного пути»<sup>2</sup> и меркуриане Герберта Уэллса<sup>3</sup> пока еще не обрели реальных прототипов.

Впрочем, «пока» еще не означает «никогда»...

А еще история науки знает много случаев подтверждения самых невероятных гипотез...

Так что не торопитесь «ставить крест» на кремниевой форме жизни.

Следите за научными открытиями.

<sup>1</sup> «Доктор Кто» («Doctor Who») — культовый британский научно-фантастический телесериал производства компании «Би-би-си», в котором рассказывается об инопланетном путешественнике во времени по имени Доктор.

<sup>2</sup> «Звездный путь» («Star Trek») — американская научно-фантастическая линейка медиапродукции, включающая в себя несколько телевизионных сериалов, полнометражных фильмов, а также множество литературных произведений и компьютерных игр.

<sup>3</sup> Герберт Джордж Уэллс (Herbert George Wells; 1866–1946) — английский писатель, автор ряда известных научно-фантастических романов.

## ГЛАВА ТРИНАДЦАТАЯ. В ЧЕМ ВСЯ СОЛЬ?

**Ч**то общего между химией и кулинарией?  
И в чем разница? В чем вся соль?  
Общее в том, что и в химии, и в кулинарии  
невозможно обойтись без солей.

Разница в том, что в кулинарии употребляют-  
ся преимущественно две соли — хлорид натрия  
и глутамат натрия, а в химии этих самых солей  
видимо-невидимо. Если назвать химию «наукой  
о солях и всем, что с ними связано», то такое на-  
звание не погрешит против истины. Короче го-  
воря, соли как никто заслужили отдельной главы  
в этой книге.

Мы с вами уже вспоминали, что солями назы-  
ваются сложные вещества, состоящие из ато-  
мов металла или аммония и кислотного остатка.  
Можно сказать и по-другому: солями называют-  
ся вещества, которые при диссоциации в водных  
растворах образуют катионы металла (в аммо-  
ниевых солях — катионы аммония  $\text{NH}_4^+$ ) и анио-  
ны кислотного остатка.

Первое в отечественной науке определение солей, данное Михаилом Ломоносовым в «Трудах по химии и физике» было гораздо длиннее:

«Названием солей обозначают хрупкие тела, которые растворяются в воде, причем она остается прозрачной; они не загораются, если в чистом виде подвергаются действию огня. Их виды: купорос и все другие металлические соли, квасцы, бура, винный камень, существенные соли растений, соль винного камня и поташ, летучая мочеваая соль, селитра, обыкновенная соль родниковая, морская и каменная, нашатырь, английская соль и другие соли, полученные в результате химических работ».

Обратите внимание на то, что растворимость солей в воде Ломоносов считал их неизменным признаком. На самом же деле соли бывают как растворимыми, так и нерастворимыми в воде.

Вот вам универсальное пособие — Таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде. По горизонтали в ней расположены катионы водорода, аммония и металлов. По вертикали — анионы кислотных остатков. В точках пересечения горизонтали и вертикалей даны ответы.

Р — обозначает растворимое вещество (в 100 граммах воды растворяется больше 1 грамма вещества);

Н — нерастворимое вещество (в 100 граммах воды растворяется менее 0,001 грамма вещества);

М — малорастворимое вещество (в 100 граммах воды растворяется от 0,001 до 1 грамма вещества);

Таблица растворимости кислот, солей и оснований в воде

	H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	H	H	H	M	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	-	H	H	H	H	H	?	H	?	H
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	?	P	?
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

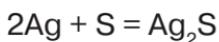
(217)

Прочерк означает, что такого вещества в природе не существует или что соль разлагается водой.

Существует такой показатель как коэффициент растворимости ( $k$ ) — максимальное количество вещества в граммах, которое может быть разведено в 100 граммах растворителя.

Знание о растворимости веществ нужно не только химикам. Вот вам «бытовой» пример. На поверхности серебряных веществ образуется черный налет сульфида серебра(I)  $\text{Ag}_2\text{S}$ , который многие ошибочно считают налетом оксида серебра, якобы образующимся от окисления серебра кислородом воздуха. На самом деле серебро при обычных условиях не реагирует с кислородом воздуха, то есть — не ржавеет. Это же благородный металл.

Вот реакция взаимодействия серебра с серой, которая содержится в воздухе (а также в поте, отчего при регулярном контакте с кожей серебряные украшения темнеют быстрее):



Удалять налет сульфида серебра(I) при помощи воды бесполезно — в воде он нерастворим.

И с кислотами при комнатной температуре он не реагирует. А при нагревании растворяется в концентрированных растворах сильных кислот, например — в азотной кислоте. Согласитесь, что этот способ для домашнего использования не подходит.

Правда, при комнатной температуре сульфид серебра(I) растворяется в концентрированных

растворах цианидов, солей цианистой кислоты (HCN), но что сама кислота, что ее соли являются сильными ядами, способными в малых дозах вызывать смерть. Вспомните, сколько литературных героев погибло от цианистого калия и скажите «Чур меня, чур!».

Нагревание в кислороде тоже отпадает. Дома температуру в 500–600 °С получить трудно, да и опасное это дело. И с кислородом, как таковым, шутки плохи.

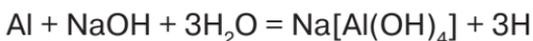
Но так хочется чтобы завтра, к моменту прихода гостей, прабабушкино столовое серебро сияло ослепительнейшим блеском! Чтобы на нем ни молекулы налета не было! Может, гости ожидаются придирчивые, при которых никак нельзя ударить в грязь лицом. Или вы сами тяготеете к перфекционизму и не сможете спокойно принимать гостей, если на вашем фамильном серебре будет хоть одно пятнышко.

А драить серебро совсем не хочется. Долго, утомительно, да и вид портится...

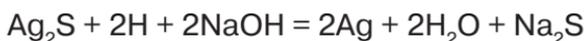
Тут можно вспомнить про восстановление серебра из сульфата с помощью алюминия в концентрированном горячем растворе щелочи, например едкого натра (NaOH).

Эту реакцию можно условно разделить на два этапа.

На первом этапе этой реакции алюминий растворяется в щелочи с образованием тетрагидроксиалюмината натрия ( $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ), при этом выделяется атомарный водород (H):



На втором этапе атомарный водород восстанавливает серебро из сульфида:



Употреблять в быту такие сильные щелочи как едкий натр не стоит, это опасно. Но, если подумать и применить некоторые знания химии, то можно разработать «облегченный» и действенный вариант очистки серебра от сульфидного налета.

Выстилаем кастрюлю (или какую-то другую емкость) алюминиевой фольгой. Если серебра, которое нужно очистить много, то фольгу можно не разглаживать, а наоборот сделать «рельефной», то есть увеличить количество алюминия.

Выкладываем в емкость серебряные изделия, которые нужно очистить. Выкладывать нужно в один слой, а не горкой.

Щедро посыпаем серебро пищевой содой. Ключевое слово — «щедро». Сода должна покрыть все серебро.

Добавляем горячую воду, но не крутой кипяток. Заниматься измерением температуры воды нет необходимости. Дайте кипящей воде остыть в течение одной — двух минут и лейте ее в соду с таким расчетом, чтобы а все серебро оказалось бы под водой.

Размешиваем соду, накрываем крышкой и оставляем на четверть часа.

Достаем очищенное серебро, промываем холодной водой и протираем щеткой с мягкой щетиной (вполне подойдет зубная щетка). Затем еще раз споласкиваем водой и протираем насухо. Вот и все.

Классификация солей по составу

<b>СОЛИ</b>					
<p><b>Средние (нормальные) — продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл</b> <b>NaCl</b></p>	<p><b>Кислые (гидросоли) — продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл</b> <b>KHSO<sub>4</sub></b> <b>NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub></b></p>	<p><b>Основные (гидроксоли) — продукт неполного замещения OH-групп основания на кислотный остаток</b> <b>FeOHCl</b> <b>MgOHCl</b></p>	<p><b>Двойные — содержат два разных металла и один кислотный остаток</b> <b>KNaSO<sub>4</sub></b></p>	<p><b>Смешанные — один металл и несколько кислотных остатков</b> <b>CaClBr</b></p>	<p><b>Комплексные</b> <b>[Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]SO<sub>4</sub></b> <b>Ba[Pt(CN)<sub>4</sub>]</b> <b>K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]</b></p>

(221)

От практической химии вернемся к теоретической.

Все соли, в том числе и нерастворимые, представляют собой кристаллические вещества.

По составу соли подразделяют на средние или нормальные, кислые или гидросоли, основные или гидроксосоли, двойные, смешанные и комплексные. Чем одни соли отличаются от других, вы можете узнать из таблицы.

О комплексных солях нужно сказать особо. Комплексные соли отличаются от двойных солей тем, что в водном растворе они не диссоциируют на ионы двух металлов и одного кислотного остатка, а образуют особые комплексные ионы.

Пример — двойная соль сульфат натрия-калия ( $\text{KNaSO}_4$ ) диссоциирует на ионы  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ .



А комплексная соль гексацианоферрат(III) калия ( $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ) образует ионы  $\text{K}^+$  и  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^-$ . Ионов железа ( $\text{Fe}^{3+}$ ) в водном растворе гексацианоферрата(III) калия не будет.



Формулы комплексных солей (да и вообще всех комплексных соединений) с квадратными скобками выглядят не совсем привычно. Да и непонятно — почему, например, соединение трех атомов калия, одного атома железа и шести остатков цианистой кислоты называется гексацианоферратом(III) калия и записывается в виде

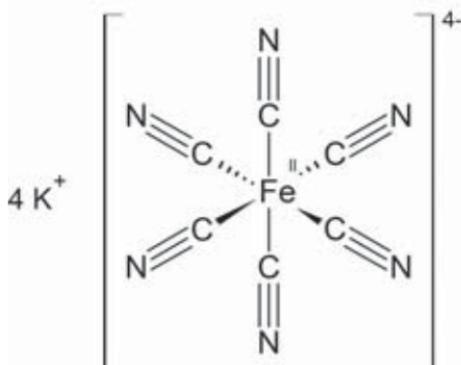
$K_3[Fe(CN)_6]$ . Ведь можно написать формулу и так —  $Fe[K_3(CN)_6]$  и назвать его гексацианокалием железом. От перестановки слагаемых, как известно, конечный результат не изменяется.

В арифметике не изменяется, а в химии — даже очень.

В комплексных соединениях различают комплексообразователи — центральные, так сказать — «главные» ионы (или атомы), к которым присоединяются «второстепенные» частицы (нейтральные молекулы или ионы), называемые «лигандами».

Центральный атом и связанные с ним лигандами представляют собой комплексную частицу или внутреннюю сферу комплексного соединения.

В случае с гексацианоферратом(III) калия ( $K_3[Fe(CN)_6]$ ) центральным ионом является катион железа ( $Fe^{3+}$ ), лигандами — остатки цианистой кислоты ( $CN^-$ ), а комплексной частицей — гексацианоферрат(III)-ион ( $[Fe(CN)_6]^{3-}$ ).



Схематическое изображение молекулы гексацианоферрата(III) калия ( $K_3[Fe(CN)_6]$ )

Все частицы, связанные с комплексной частицей, составляют внешнюю сферу комплексного соединения. В данном случае внешней сферой являются три катиона калия ( $\mathbf{K}^+$ ).

Если вы посмотрите на схематическое изображение молекулы гексацианоферрата(III) калия, то убедитесь, что записывать формулу этого вещества можно только в таком виде —  $\mathbf{K}_3[\mathbf{Fe}(\mathbf{CN})_6]$ . И никак иначе.

В химии мало написать правильную формулу вещества. Нужно еще и правильно ее озвучить — то есть дать веществу правильное название.

В названии комплексного соединения первым указывают отрицательно заряженную часть — анион, а затем положительную часть — катион.

\*\*\* калия

Три звездочки поставлены потому, что назвать комплекс-анион мы пока еще не можем, а вот с катионами калия все ясно. Так что наше вещество будет называться «чем-то-там» калия.

Название комплексной частицы начинают с указания лигандов-анионов, прибавляя к их латинскому названию окончание «о».

\*\*\*циано\*\*\* калия.

Число лигандов, связанных с центральным атомом через один из своих атомов, то есть одной ковалентной связью (а именно таков лиганд  $\mathbf{CN}^-$ ), указывают греческими числительными. Шесть по-гречески будет «гекса».

## Гексациано\*\*\* калия

После лигандов-анионов называют комплекссообразователь, используя корень его латинского названия и окончание «-ат». Римскими цифрами в скобках указывают степень окисления комплекссообразователя.

В итоге получаем название: гексацианоферрат(III) калия.

Название химического вещества — это своеобразный звуковой паспорт. По названию химик напишет правильную формулу вещества и расскажет о его свойствах.

Названия кислородсодержащих солей имеют окончание «-ат», а названия бескислородных солей — окончание «-ид». Если один и тот же элемент образует несколько кислородсодержащих кислот (точнее — кислотных остатков), то для солей может использоваться окончание «-ит». Так, например, сера образует серную кислоту ( $H_2SO_4$ ) и сернистую кислоту ( $H_2SO_3$ ). Соли серной кислоты называются «сульфатами», а соли сернистой — сульфитами.

$Na_2SO_3$  — *сульфит натрия.*

$Na_2SO_4$  — *сульфат натрия.*

Соли, содержащие два вида катионов — катион металла (или аммония) и катион водорода, а также многозарядный<sup>1</sup> анион кислотного остатка, называются кислыми солями. К их на-

<sup>1</sup> Анион кислотного остатка должен быть многозарядным, чтобы иметь возможность соединиться с двумя катионами.

званию добавляется приставка «гидро-». Например: гидрокарбонат натрия ( $\text{NaHCO}_3$ ).

Соли, содержащие два вида анионов — анионы гидроксильных групп ( $\text{OH}^-$ ) и анионы кислотных остатков. К их названию добавляется приставка «гидроксо-». Например: гидроксохлорид магния ( $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ ).

Соли, содержащие только катион металла или аммония и анион кислотного остатка, называются средними или нормальными. Например — карбонат натрия ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) или хлорид магния ( $\text{MgCl}_2$ ).

Соли — это наиболее многочисленная группа химических веществ, их известно более тысячи наименований. С учетом химических свойств солей и расположения солеобразующих элементов в периодической системе элементов, все соли подразделяют на девять подгрупп.

1. Соли щелочных металлов — лития, натрия, калия, рубидия, цезия, и таллия. В эту подгруппу также входят и соли аммония, потому что по химическим свойствам аммоний близок к щелочным металлам.

Большинство солей щелочных металлов хорошо растворимы в воде. Соли натрия, калия и аммония широко применяются в качестве сырья в химической, медицинской, металлургической и нефтеперерабатывающей промышленности. Соли цезия и рубидия используют при изготовлении аккумуляторных батарей, фотоэлементов и люминесцентных материалов.

2. Соли щелочноземельных металлов — кальция, стронция, бария, магния и бериллия.

В отличие от солей щелочных металлов, многие соли этой подгруппы нерастворимы в воде, например — все углекислые и фосфорнокислые соли (кроме солей бериллия), а также сернокислые и фтористые соли кальция, стронция и магния. Из-за нерастворимости эти соли в старину называли «землями».

Соли щелочноземельных металлов широко применяются в различных отраслях промышленности. Безводный хлористый кальций и безводный хлорнокислый магний в лабораториях применяют для осушки газов и обезвоживания органических жидкостей. Многие соли этой подгруппы используются в качестве аналитических препаратов.

3. Соли кадмия, меди, ртути, свинца и цинка.

Соли цинка имеют белый цвет, растворимые соли ртути и свинца (азотнокислые и хлорная) бесцветны. Большинство солей этой подгруппы нерастворимы в воде.

Многие читатели, наверное, слышали о сильном яде, который называется «сулема». Это хлорид ртути(II) ( $\text{HgCl}_2$ ), получивший свое обиходное название от латинского слова «sublimatum», означающего «вознесенное». Дело в том, что сулема добывалась возгонкой. Широко известна алая краска киноварь, представляющая собой сульфид ртути(II) ( $\text{HgS}$ ). Сульфид ртути(II) — это самый распространенный ртутный минерал. Он имеет одно интересное свойство — устойчи-

вость к кислотам и щелочам, подобную устойчивости благородных металлов. Сульфид ртути(II) растворяется только в царской водке. Благодаря яркости и высокой устойчивости, киноварь некогда была очень популярной краской, использовавшейся как в живописи (в том числе и в иконописи), так и в красильном деле. Но в наше время ее применение сильно ограничено из-за токсичности. Все соли ртутит токсичны так же как и их «мать» — ртуть.

#### 4. Соли алюминия, ванадия, железа, кобальта, марганца, никеля, титана и хрома.

Многие соли этой подгруппы хорошо растворимы в воде, углекислые и фосфорнокислые соли — нерастворимы, некоторые фтористые способны немного растворяться. Соли алюминия, ванадия, железа, кобальта, никеля и хрома широко используются в промышленности и в лабораториях в качестве катализаторов. Марганцовокислый калий ( $\text{KMnO}_4$ ), который в быту называют «марганцовкой», двуххромовокислый калий ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) и двуххромовокислый натрий ( $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) используют как сильные окислители, а соли титана, никеля и двухвалентного железа в качестве сильных восстановителей. Соли железа, кобальта, никеля, титана и хрома применяются в качестве реактивов, позволяющих обнаружить наличие различных веществ в составах.

#### 5. Соли лантаноидов, иттрия и скандия.

Давайте вспомним, что «лантаноидами» называются 14 элементов, занимающих порядко-

вые номера с 58 по 71 в периодической системе Менделеева. Вместе с иттрием и скандием они составляют так называемую подгруппу редкоземельных элементов. В природе они мало распространены и обычно встречаются в смеси друг с другом.

Соли редкоземельных металлов сравнительно мало изучены и потому пока применяются только в лабораторной практике. Например, азотно-кислый лантан используется в качестве реактива на ацетаты, соли уксусной кислоты ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Вас, конечно же удивило, почему формула этой кислоты написана так, а не в виде:  $\text{CH}_4\text{CO}_2$ . Дело в том, что уксусная кислота — органическое вещество, а у органической химии, которая эти вещества изучает, свои правила, о которых пойдет речь ниже.

#### 6. Соли галлия, гафния, индия, ниобия и тантала.

Соли галлия и гафния используются в качестве катализаторов в синтезе органических веществ. Карбид тантала ( $\text{TaC}$ ) входит в состав твердых сплавов, используемых при производстве режущих инструментов. Добавка карбида тантала позволяет долгое время сохранять остроту режущей кромки резца.

#### 7. Соли висмута, германия, кремния, мышьяка, олова, селена, сурьмы и теллура.

Многие соли этой подгруппы являются двойными, потому перечисленные металлы входят в состав кислот: теллуристой ( $\text{H}_2\text{TeO}_3$ ), мышья-

ковистой ( $\text{HAsO}_2$ ), висмутовой ( $\text{HBiO}_3$ ), кремниевой ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) и др. Соли мышьяковистой кислоты используют как сильные восстановители. Соли этой подгруппы довольно широко применяются в медицине в качестве диагностических средств и составных частей ряда препаратов. В лабораториях многие из этих солей служат реактивами.

#### 8. Соли вольфрама, молибдена, тория, урана и циркония.

Вольфрам и молибден примечательны своей способностью проявлять в соединениях валентность от 2 до 6. Наиболее устойчивыми являются шестивалентные соединения, например, вольфрамовая ( $\text{H}_2\text{WO}_4$ ) и молибденовая ( $\text{H}_2\text{MoO}_4$ ) кислоты. Соли этих кислоты называются «вольфраматами» и «молибдатами». Вольфраматы и молибдаты щелочных металлов растворимы в воде, прочие же соли — нерастворимы. Соли вольфрама и молибдена широко применяют в металлургии в качестве компонентов специальных сталей. В лабораториях многие из солей этой подгруппы используются в качестве реактивов.

#### 9. Соли драгоценных металлов.

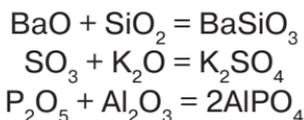
К подгруппе солей драгоценных металлов относятся соли серебра, золота и металлов так называемой платиновой группы: рутения, родия, палладия, осмия, иридия и платины. Активность всех перечисленных металлов крайне низка, все они устойчивы к химическим воздействиям. Серебро растворяется только в азотной кислоте,

другие драгоценные металлы растворимы только в царской водке, а иридий даже в царской водке не растворяется.

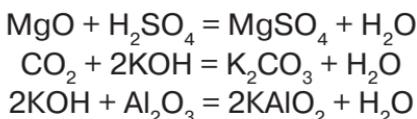
Из солей драгоценных металлов наибольшее практическое значение имеет азотнокислое серебро или нитрат серебра(I) ( $\text{AgNO}_3$ ). Азотнокислое серебро применяется в медицине в качестве асептического средства, используется в производстве фото- и кинопленки, в производстве зеркал и для гальванических покрытий. В лабораторной практике азотнокислое серебро используют в качестве реактива.

Получать их можно различными способами.

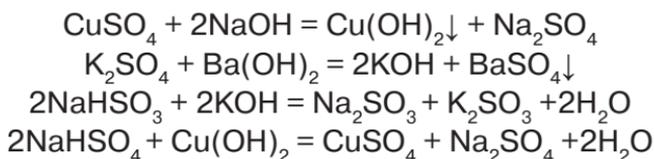
Способ первый — взаимодействие оксидов между собой:



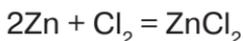
Способ второй — взаимодействие оксидов с кислотами и основаниями:



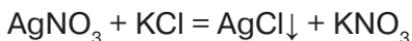
Способ третий — взаимодействие оснований со средними и кислыми солями:



Способ четвертый — взаимодействие металлов и неметаллов (так можно получить только соли безкислородных кислот):



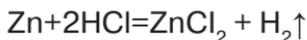
Способ пятый — взаимодействие двух различных солей при условии, что хотя бы одна из солей, образующихся в результате реакции, нерастворима и выпадает в осадок:



Почему одна из солей, продуктов реакции, непременно должна выпадать в осадок?

Для того, чтобы происходила реакция. Если в ходе взаимодействия двух солей (условно — АВ и CD) не может быть образована нерастворимая соль, то никакой реакции вообще не произойдет. Соли не прореагируют. Смесь растворов двух солей будет представлять собой смесь катионов  $\text{A}^+$  и  $\text{C}^+$  с анионами  $\text{B}^-$  и  $\text{D}^-$ .

Способ шестой — взаимодействие металлов с кислотами. Металлы, расположенные левее водорода в электрохимическом ряду активности металлов, вытесняют из кислот водород и сами соединяются с кислотными остатками, образуя соли:



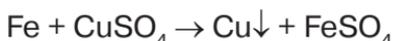
Способ седьмой — взаимодействие солей с кислотами при условии, что в результате реакции образуются нерастворимый осадок, лету-

чее вещество или вода, то есть или хотя бы один из продуктов реакции должен уйти из раствора в виде осадка или газа, или одним из продуктов должен стать растворитель — вода:



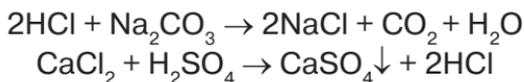
Химические свойства солей разнообразны.

Соли взаимодействуют с металлами. Каждый предыдущий металл в электрохимическом ряду активности вытесняет следующий за ним металл из раствора его соли:

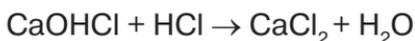


Так как реакции солей с металлами проходят в водных растворах, для этих опытов нельзя брать литий, калий, натрий и другие металлы, способные реагировать с водой. И реакция пойдет «не тем путем», и в результате может получиться опасное едкое вещество, например гидроксид натрия (NaOH).

Соли взаимодействуют с кислотами. Эта реакция происходит в том случае, если соль образована более слабой или летучей кислотой, или если в результате реакции образуется осадок:



Основные соли при действии кислот переходят в средние:



Средние соли, образованные многоосновными кислотами, при взаимодействии с ними образуют кислые соли:



Некоторые кислородсодержащие соли при нагревании разлагаются на оксид металла и кислотный оксид:

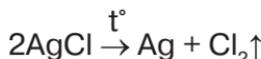


Это реакция обжига известняка ( $\text{CaCO}_3$ ) с целью получения извести ( $\text{CaO}$ ).

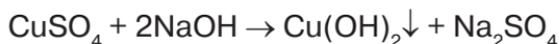
Кислородсодержащие соли также могут разлагаться с выделением кислорода:



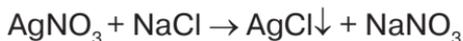
Соли бескислородных кислот при нагревании могут распадаться на простые вещества:



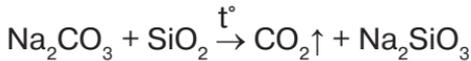
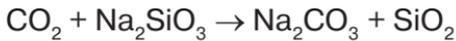
Соли, металлы которых образуют нерастворимые основания, взаимодействуют со щелочами с образованием основания и другой соли:



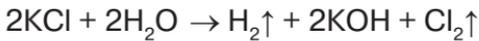
Растворимые в воде соли могут взаимодействовать друг с другом, если в результате реакции образуется нерастворимый осадок:



Соли взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием других солей и оксидов:



Под действием постоянного электрического тока соли подвергаются *разложению* в растворах и расплавах. Этот процесс, как вы уже знаете (как вы уже вспомнили) называется «*электролизом*»:



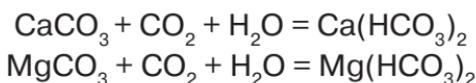
Все читатели этой книги хоть раз в жизни да слышали словосочетание «карстовые пещеры». Карстовые пещеры — самая распространенная разновидность пещер на нашей планете. В отличие от тектонических пещер, возникающих в результате образования тектонических разломов, или ледниковых, образуемых в теле ледников талой водой, карстовые пещеры образуются химическими процессами в которых участвуют соли. Словом «карст» обозначают совокупность процессов и явлений, связанных с растворением водой горных пород.

Карстовые пещеры встречаются в горных массивах, сложенных известняковыми и доломитовыми породами, которые представляют собой природные карбонаты — карбонат кальция ( $\text{CaCO}_3$ ), карбонат магния ( $\text{MgCO}_3$ ) и др. Длин-

нейшая в мире карстовая Мамонтова пещера с суммарной протяженностью ходов в 500 км находится в США.

Рассмотрим механизм образования карстовых пещер.

Дождевая вода, содержащая растворенный углекислый газ, скапливается в трещинах известковых пород и проникает внутрь их массива, по пути растворяя карбонаты кальция и магния:



Что представляет собой водный раствор углекислого газа?

Угольную кислоту ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ )!

Угольная кислота взаимодействует с нерастворимыми карбонатами, превращая их в растворимые кислые соли — гидрокарбонаты кальция, магния и др. То есть, по сути дела, вода растворяет известковые породы. В трещинах известковых пород, где скапливается вода, постепенно образуются углубления, впоследствии превращающиеся сначала в карстовую воронку, а затем — в карстовую пещеру.

Насыщаясь растворимыми гидрокарбонатами, вода становится жесткой. Жесткость воды определяется содержанием в ней растворенных солей щелочноземельных металлов, главным образом — кальция и магния. Вода с большим содержанием таких солей называется «жесткой», а с малым — «мягкой».

Задумывались ли вы когда-нибудь о том, почему в отношении воды используются термины «жесткая» и «мягкая», а не «вкусная» и «невкусная» или какие-либо еще? Дело в том, что терминология эта сложилась на основании свойств тканей, постиранных в разных водах с использованием мыла, моющего средства изготовленного на основе жирных кислот (о них мы поговорим в одной из следующих глав). Ткани, постиранные в воде с большим содержанием гидрокарбонатов, были более жесткими на ощупь. Жесткость тканям придавали оседавшие на них кальциевые и магниевые соли жирных кислот, которые образовывались в процессе стирки. От этого и пошло...

Парадокс — жесткую воду принято считать невкусной, но вкус природной питьевой воды обусловлен именно присутствием солей. Чистейшая, мягчайшая дистиллированная вода, не содержащая никаких примесей, является невкусной, точнее — безвкусной. Короче говоря, все хорошо в меру.

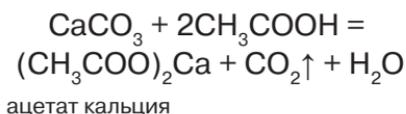
Кипячение воды приводит к снижению ее жесткости вследствие выпадения солей кальция и магния в осадок. Подтверждением тому служит накипь, образующаяся на стенках чайников.

При нагревании воды происходит обратный процесс — растворимые гидрокарбонаты превращаются в нерастворимые карбонаты:



Накипь со стенок чайника трудно отскрести, но можно легко удалить при помощи кислоты.

Чаще всего для этой цели используется уксус — 6% (или какой-то еще) водный раствор уксусной кислоты ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). В результате взаимодействия уксусной кислоты с карбонатами образуются растворимые соли уксусной кислоты — ацетаты, углекислый газ и вода.



Теперь вы будете не просто так наливать уксус в покрытый накипью чайник, а с пониманием сути дела. И, если вдруг под рукой не окажется уксуса, используете для очистки какую-нибудь другую «бытовую» кислоту, например — сок лимона.

Понимание сути происходящего невероятно расширяет возможности.

Кстати говоря, химическую промышленность можно с полным правом назвать «соляной промышленностью», поскольку соли участвуют практически в любом химическом производственном процессе, либо в качестве реагента, либо в качестве продукта реакции, а зачастую — в обоих качествах.

«Что наша жизнь? Игра!», поет Герман в «Пиковой даме».

«Что наша химия? Соли, соли и еще раз соли!», могут сказать химики.

## ГЛАВА ЧЕТЫРНАДЦАТАЯ.

ТЕПЛО... ГОРЯЧО... ХОЛОДНО...

**К**ак по-вашему, какое свойство химических реакций люди начали использовать в первую очередь? Начали в те далекие-предалекие времена, когда не только о химии, но и вообще о науках никто и понятия не имел?

Конечно же — выделение тепла и света при реакциях горения.

Открытие способа добывания огня произошло еще в раннем палеолите, то есть примерно 1,5–2 миллиона лет назад. Это открытие стало следствием обработки камней — трение привело к воспламенению. Огонь считали священным, относили к первоначальным веществам (стихиям), окружали мифами, поклонялись ему...

Но огонь — это всего лишь энергетический эффект, сопровождающий реакцию горения, или, если сформулировать несколько иначе — возникающий в результате реакции горения, то есть — окисления веществ кислородом воздуха.

(тепло... горячо... холодно...)

Глава четырнадцатая.

Никакой мистики — чистая наука. Впрочем, в химии много такого, что на первый взгляд кажется волшебством. Наука о превращениях веществ не может не иметь волшебного ореола, не так ли?

В ходе любой химической реакции происходит разрыв связей в исходных веществах — реагентах, и образование новых связей в продуктах реакции. Поскольку образование химической связи происходит с выделением энергии, а ее разрыв — с поглощением энергии, то химические реакции сопровождаются энергетическими эффектами.

Энергия выделяется в результате химической реакции в том случае, если рвущиеся в исходных веществах связи менее прочны, чем связи, образующиеся в продуктах реакции, то есть связи в исходных веществах рвутся с поглощением меньшего количества энергии, чем выделяется при образовании связей в продуктах реакции. Истратили меньше энергии, чем выделили — лишняя часть ушла в окружающую среду.

Если реакция идет по типу: «слабые связи → прочные связи», то происходит выделение энергии!

Энергия поглощается в результате химической реакции в том случае, если рвущиеся в исходных веществах связи более прочны, чем связи, образующиеся в продуктах реакции, то есть связи в исходных веществах рвутся с поглощением большего количества энергии, чем выделяется при образовании связей в продуктах реакции. Выделили меньше энергии, чем истратили, — недостающую часть получили извне.

Если реакция идет по типу: «прочные связи → слабые связи», то происходит поглощение энергии из окружающей среды!

Если связи в исходных веществах и в продуктах одинаковой прочности, то выделения энергии в результате реакции не происходит.

Обычно энергия выделяется и поглощается в форме теплоты. Химическая форма энергии преобразуется в тепловую форму. При реакциях горения кроме тепловой выделяется световая энергия.

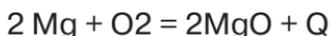
Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются «экзотермическими», а реакции, которые идут с поглощением теплоты из окружающей среды, называются «эндотермическими».

Количество теплоты, выделившееся или поглощенное при протекании химической реакции, называется тепловым эффектом реакции. Если во время реакции выделяется тепло, то говорят о положительном тепловом эффекте. Если же тепло поглощается, то тепловой эффект реакции считается отрицательным. Тепловой эффект обозначается символом  $Q$  и выражается в джоулях (Дж) и килоджоулях (кДж).

Уравнение химической реакции, составленное с учетом теплового эффекта, называется «термохимическим». Пример:



Можно не указывать количество выделившегося тепла, а поставить вместо него « $Q$ » со знаком «плюс», чтобы показать, что реакция идет с выделением тепла:



В химии существует понятие энтальпии. Энтальпией называется количество могущей быть преобразованной в тепло энергии, которой обладает вещество. Проще говоря, энтальпия представляет собой тепловой запас вещества.

Энтальпия обозначается символом  $H$ . При постоянном давлении тепловой эффект химической реакции равен разности между энтальпиями исходного и конечного состояний, разности между энтальпиями реагентов и продуктов:

$$\Delta H = H_{\text{конечная}} - H_{\text{исходная}}$$

(греческая буква  $\Delta$  «дельта»  
обозначает разницу)

Обратите внимание вот на что.

В случае **ПОЛОЖИТЕЛЬНОГО** теплового эффекта  $\Delta H$  будет **ОТРИЦАТЕЛЬНОЙ** величиной.

Почему?

Да потому что в случае, когда тепловой эффект химической реакции положителен (то есть — в результате реакции выделилось тепло), энтальпия конечного состояния реакции (энтальпия продуктов) будет меньше энтальпии начального состояния (энтальпии реагентов). Часть тепла же была отдана в окружающую среду, верно? Когда от меньшей цифры отнимают большую, то получают отрицательную величину.

А вот случае **ОТРИЦАТЕЛЬНОГО** теплового эффекта химической реакции  $\Delta H$  будет **ПОЛОЖИТЕЛЬНОЙ** величиной.

Давайте вспомним основной закон термохимии, называющийся законом Гесса в честь открывшего его русского химика. Этот закон гласит: «Тепловой эффект химической реакции, протекающей при постоянном давлении или постоянном объеме, не зависит от пути реакции, а определяется только состоянием реагентов и продуктов реакции».

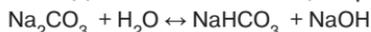
Проще говоря — проходит ли реакция в несколько этапов или в один, идет ли она «прямым» или «кривым» путем, тепловой эффект ее будет одним и тем же.

Образование химической связи происходит с выделением энергии, а ее разрыв — с поглощением энергии. Но из этого правила бывают исключения.

Существуют так называемые макроэргические молекулы или макроэрги, выполняющие роль химических (биологических) аккумуляторов энергии. Эти молекулы запасают энергию в своих связях. При гидролизе<sup>1</sup> такой связи происходит выделение энергии.

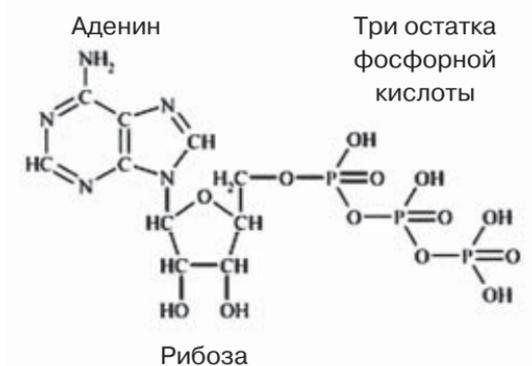
Самым известным макроэргом является аденозинтрифосфат или аденозинтрифосфорная

<sup>1</sup> Гидролизом называется химическая реакция взаимодействия вещества с водой, в ходе которой происходит разложение этого вещества и воды с образованием новых соединений. Пример — гидролиз карбоната натрия ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), известного также под названием «кальцинированная сода»:



Принципиальное отличие гидролиза от растворения заключается в образовании новых соединений. То есть гидролиз — это разновидность химической реакции, а не физико-химический процесс, каковым является растворение.

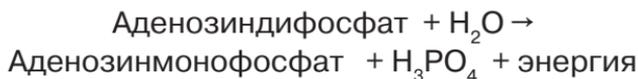
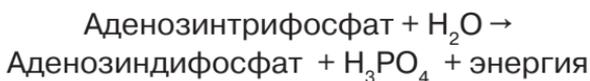
кислота (АТФ), органическое вещество, служащее универсальным источником энергии для живых клеток.



Структурная формула  
аденозинтрифосфорной кислоты ( $C_{10}H_{16}N_5O_{13}P_3$ )

В правой части структурной формулы находятся три остатка фосфорной кислоты ( $H_3PO_4$ ). Гидролиз макроэргических связей молекулы АТФ, сопровождаемый отщеплением одного или двух остатков фосфорной кислоты, приводит к выделению, по различным данным, от 40 до 60 кДж/моль энергии.

Вот упрощенные уравнения реакций гидролиза:



(АденозинТРИфосфат содержит три остатка фосфорной кислоты, аденозинДИфосфат — два остатка, а аденозинМОНОфосфат — один остаток.)

С выделением или поглощением энергии могут происходить не только химические реакции, но и физико-химические процессы, такие как растворение.

Как в старину, не имея под рукой морозильных камер, готовили мороженое? Не только зимой, но и летом?

Клали заготовленную смесь в ледник — погреб или шкаф со льдом?

Попробуйте обложить смесь сливок и сахарной пудры (прочие ингредиенты остаются на ваше усмотрение) льдом и охлаждайте два-три часа. Ваша смесь охладится, но не превратится в настоящее мороженое, то есть — не застынет, как следует. Но если смешать колотый лед с поваренной солью, то есть — с хлоридом натрия ( $\text{NaCl}$ ), то мороженое получится таким, как нужно.

Почему?

Потому что растворение поваренной соли в воде (вода образуется при таянии льда) протекает с поглощением теплоты. Для разрушения кристаллической решетки хлорида натрия требуется больше энергии, чем выделяется при гидратации — взаимодействия ионов натрия и хлора с молекулами воды. Таким образом, добавление поваренной соли ко льду приводит

к более сильному охлаждению смеси сливок с сахарной пудрой.

При желании вы можете заморозить что-нибудь в домашних условиях при помощи смеси колотого льда и поваренной соли. Это простой и очень наглядный опыт. Только учтите, что соль надо добавлять ко льду щедро — горстями, а не щепотками.

Примером экзотермической реакции, которую можно наблюдать в домашних условиях, может служить реакция взаимодействия оксида кальция ( $\text{CaO}$ ) и воды с образованием гидроксида кальция ( $\text{Ca(OH)}_2$ ). Этот процесс имеет название «гашение извести». Вот его **термохимическое уравнение**:



Вода буквально кипит. Опыт очень наглядный. Но при его постановке следует учитывать, что оксид кальция и гидроксид кальция относятся к токсичным едким веществам, опасным для здоровья. Проводить опыты с такими веществами можно только при строгом соблюдении правил безопасности.

### **ПРАВИЛА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ СО ЩЕЛОЧАМИ**

**ВНИМАНИЕ!** При попадании на кожу (в глаза) щелочи вызывают омертвление (некроз) тех участков, на которые они попали и, кроме этого, в дальнейшем возникает общее отравле-

ние организма в результате всасывания в кровь продуктов распада тканей, которые являются токсичными. Действие щелочей, в особенности концентрированных, характеризуется значительной глубиной проникновения, так как они растворяют белок.

Работая со щелочами, соблюдайте следующие правила:

1. Со щелочами следует работать в резиновых перчатках, защитных очках и респираторе (или производить работы в вытяжном шкафу, так как пары растворов щелочей также опасны), в защитной одежде (комбинезоне, халате, фартуке и нарукавниках).

2. Перед началом работы следует приготовить 5%-ный раствор уксуса и поставить его рядом с местом работы. При попадании на кожу раствора — промыть пораженное место обильной струей воды. Промывание должно быть продолжительным (10–15 минут) и тщательным. Для нейтрализации щелочи на пораженное место после промывания накладывают на 10 минут повязку из марли или ватный тампон, пропитанные 5%-ным раствором уксусной кислоты. После снятия повязки, кожу обмывают.

3. Если щелочь попала в глаза, следует немедленно промыть их проточной водой в течение 15–20 мин. После этого глаза ополаскивают 2%-ным раствором борной кислоты и закапыва-

ют под веки альбуцид. После этих процедур нужно сразу же обратиться к врачу-окулисту.

4. Всегда следует всыпать щелочь в воду, а не наоборот. Поступая наоборот, можно вызвать термическую реакцию — тепловой взрыв, поскольку взаимодействие воды со щелочами происходит с интенсивным выделением тепла. Предварительно охладите воду в холодильнике и всыпайте в нее щелочь медленно, небольшими порциями, при постоянном помешивании.

5. Во время приготовления растворов щелочей твердые вещества из емкостей берут только специальной ложечкой и ни в коем случае не насыпают, потому что пыль может попасть в глаза и на кожу. После использования всю посуду, бывшую в контакте со щелочью, следует тщательно вымыть.

Заодно давайте вспомним и правила безопасности при работе с кислотами. В целом эти правила похожи на правила безопасности при работе со щелочами, поэтому перечислять их все нет необходимости. Отметим только отличия.

Первое — при разбавлении или укреплении растворов кислот следует вливать кислоту большей концентрации в кислоту меньшей концентрации. При смешивании кислот, имеющих разную плотность, жидкость большей плотности необходимо вливать в жидкость с меньшей плотностью. При смешивании кислоты с водой

кислоту вливают в воду, а не наоборот! Все вливания производятся медленно, тонкой струйкой.

Второе — если вы пролили кислоту, то засыпьте пролитое сухим кварцевым песком, перемешайте его прямо на месте, а затем соберите в совок и заройте в землю (в мусоропровод это выбрасывать не стоит). После того как убрали песок, залейте место разлива кислоты 10%-ным или 15%-ным раствором пищевой соды, выдержите несколько минут, затем вытрите лужицу тряпкой и протрите это место чистой влажной тряпкой.

Третье — прежде чем приступить к работе с кислотами, приготовьте 2%-ный водный раствор питьевой соды и поставьте рядом. Если кислота попала на кожу, то после промывки холодной водой на обожженное место накладывают пропитанную этим раствором повязку. Им же во вторую очередь промывают глаза (сначала промывают проточной водой) при попадании в них кислоты.



Евгений Степанович Федоров (1851–1909)

В 1897 году русский изобретатель Евгений Степанович Федоров (более известный своими работами в области воздухоплавания и авиации) изобрел саморазогревающуюся консервную

банку для тушенки. У банки было двойное дно, в котором отдельно друг от друга находились порошок оксида кальция и вода. При повороте нижней части банки оксид кальция смешивался с водой и начиналась экзотермическая реакция, разогревавшая содержимое банки. С 1915 года в Российской империи было начато изготовление саморазогревающихся консервов для нужд армии, но в первой половине 1917 года оно было прекращено.

Прошло сто лет, но по существу в производстве саморазогревающихся консервов ничего не изменилось — все они основаны на химических реакциях, проходящих с выделением тепла.

Раз уж речь зашла о гашении извести, то давайте отвлечемся от темы этой главы и рассмотрим еще одну сферу применения этой реакции, несмотря на то, что польза здесь не в выделении тепла, а в значительном увеличении объема извести при гашении. Это свойство используется в производстве так называемых «патронированных невзрывчатых разрушающих веществ (НРВ)», широко применяемых в горном деле, а также для разрушения демонтируемых строительных конструкций.

Использование взрывчатых веществ сопровождается выбросом твердых и газообразных продуктов реакции в атмосферу, звуковыми и прочими колебаниями, представляет большую опасность для людей, и последствия его невозможно рассчитать с высокой точностью. Другое дело — разрушающие вещества, значительно изменяющие свой объем в ходе химических ре-

акций. Большинство порошковых НРВ изготавливается на основе негашеной извести. В горном деле применение НРВ исключает опасность взрыва рудничного газа<sup>1</sup>. Патроны с известью использовались горняками со второй половины XIX века.

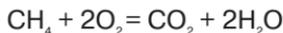
Закачка в нефтяные пласты реагентов, вызывающих экзотермическую реакцию, используется для повышения нефтеотдачи, то есть для извлечения из пласта большего количества нефти. В частности, с этой целью используют экзотермический процесс смешивания (растворения) серной кислоты ( $H_2SO_4$ ) с водой.

А теперь давайте вспомним, какие виды химических реакций относятся к экзотермическим, а какие — к эндотермическим.

К эндотермическим реакциям относятся:

- реакции восстановления металлов из оксидов;
- реакции электролиза при которых поглощается электрическая энергия;
- большинство реакций разложения;
- реакции электролитической диссоциации (например — растворение солей в воде);

<sup>1</sup> Рудничный газ (в основном метан ( $CH_4$ )) выделяется из каменноугольных, каменно-соляных и (иногда) металлических пластов. В смеси с воздухом (6–16 объемов рудничного газа на 94–84 объема воздуха) образует взрывоопасную гремучую смесь. Взрыв рудничного газа представляет собой реакцию метана с кислородом воздуха, в результате которой образуются углекислый газ и вода:



— реакции образования ионов из нейтральных атомов или молекул (ионизации).

— реакции фотосинтеза, для которых нужна световая энергия.

Для эндотермических реакций характерны следующие особенности:

— эндотермические реакции происходят с поглощением теплоты;

— эндотермические реакции останавливаются при прекращении подогрева;

— реакционная смесь в процессе эндотермической реакции охлаждается.

К экзотермическим реакциям относятся:

— реакции окисления (в том числе и реакции горения);

— некоторые реакции взаимодействия оксидов с водой (например — гашение извести);

— реакции с участием химически активных веществ — галогенов, щелочных металлов и др.

Для экзотермических реакций характерны следующие особенности:

— экзотермические реакции не прекращаются до тех пор, пока не будет израсходован один из реагентов;

— реакционная смесь в ходе экзотермических реакций разогревается;

— некоторые экзотермические реакции не начинаются сразу же после смешивания, то есть — сразу же после начала контакта реагентов (так, например, древесина не загорается в воздухе до тех пор, пока ее не поджечь).

**ПОСТСКРИПТУМ.** Горючее вещество, основной составной частью которого является углерод, применяемое с целью получения тепловой энергии при его сжигании, называется топливом.

По агрегатному состоянию топливо подразделяют на твердое (дерево, уголь), жидкое (бензин, керосин, спирт) и газообразное (метан). Твердые и жидкие топлива представляют собой комплекс сложных органических и минеральных соединений и подразделяются на горючую и негорючую части. Газообразное топливо — это топливо в чистом виде, содержание посторонних примесей в нем таково, что его можно не принимать во внимание.



Существуют и так называемые нетипичные виды топлива — ядерное и термоядерное, ко-

торое представляет собой разновидность ядерного топлива. Ядерное топливо представляет собой вещества, которые используются в ядерных реакторах для осуществления управляемой цепной ядерной реакции деления. Это топливо принципиально отличается от всех прочих видов топлива. Оно невероятно энергоемко в сравнении с любой разновидностью органического топлива, но в то же время весьма опасно при использовании.

Основной характеристикой любого топлива является его теплотворность (теплота сгорания или тепловой эффект реакции сгорания), обозначаемая латинской буквой  $Q$ . Теплотворностью топлива называется количество тепла, выделяемое при полном сгорании единицы массы или объема топлива (1 кг жидкого или твердого топлива или 1 м<sup>3</sup> газообразного). Теплотворность измеряется в ккал/кг и ккал/м<sup>3</sup> или в кДж/кг и кДж/м<sup>3</sup>. Свойства топлива как горючего материала зависят от его химического состава.

По происхождению топливо подразделяется на природное (естественное) и искусственное. Искусственное топливо получается в результате переработки естественного топлива. Природное топливо — это уголь, сланцы, торф, нефть, природные газы. Искусственное — кокс, древесный уголь, мазут, бензин, керосин, соляровое масло, дизельное топливо, а также доменный, генераторный и коксовый газы.

# ГЛАВА ПЯТНАДЦАТАЯ.

## ЗАГОВОР ЧЕТЫРЕХ ЭЛЕМЕНТОВ

**О**рганическая химия — раздел химической науки, посвященный изучению соединений углерода, который образует огромное количество веществ благодаря своему уникальному свойству составлять цепочки из атомов. На сегодняшний день известно более десяти миллионов природных и синтетических органических веществ, и их число постоянно растет благодаря синтезу новых веществ. Простейшие соединения углерода, такие как карбиды, угольная кислота, карбонаты, оксиды углерода, цианистая кислота и цианиды, входят в раздел неорганической химии, так как по своим свойствам они близки к соответствующим неорганическим соединениям. А вот довольно простой метан ( $\text{CH}_4$ ) изучает органическая химия, поскольку свойства его схожи со свойствами органических соединений. Но по сути дела деление химии на органическую и неорганическую условно, принципиальных различий между

Глава пятнадцатая.  
(заговор четырех элементов)

органическими и неорганическими веществами нет. Основоположник органической химии Александр Михайлович Бутлеров говорил о делении веществ на неорганические и органические следующее: «Здесь, как и везде, разграничения и рубрики принадлежат не природе, не сущности, а человеческому суждению, которому они нужны для собственного удобства».

Органическая химия «родилась» 17 февраля 1858 года. В этот день на заседании Парижского химического общества Бутлеров сделал доклад, посвященный теоретическим вопросам органической химии, в котором сформулировал основные идеи теории химического строения органических веществ.



Александр Михайлович Бутлеров (1828–86)

Вот эти идеи:

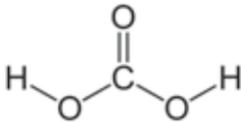
Атомы в молекулах веществ соединены друг с другом согласно их валентностям. Порядок распределения атомов в молекуле и характер их связей называется химическим строением.

Свойства веществ зависят не только от того, какие атомы и в каком количестве содержит молекула вещества, но и от порядка соединения атомов в молекуле. Изменение этого порядка приводит к образованию нового вещества с новыми свойствами.

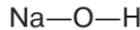
По свойствам вещества можно определить строение его молекулы, а по строению молекулы можно предвидеть свойства вещества.

Атомы и группы атомов в молекуле взаимно влияют друг на друга.

Примером взаимного влияния атомов друг на друга могут служить основания и кислородосодержащие кислоты.



**Угольная кислота**  
 $H_2CO_3$



**Гидроксид натрия**

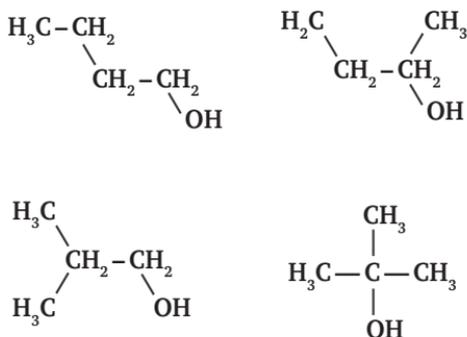
В молекулах **угольной кислоты** и гидроксида натрия содержатся гидроксогруппы (ОН). В случае связи гидроксогруппы с неметаллом вещество представляет собой кислоту, а в случае связи с металлом — основание, вещество с противоположными свойствами.

У органических соединений есть несколько характерных особенностей, отличающих их от неорганических.

В молекулах органических соединений углерод может быть соединен практически с любым химическим элементом.

За малым исключением, все органические вещества горят или легко разлагаются при нагревании с выделением углекислого газа ( $\text{CO}_2$ ). Это определяющее свойство органических веществ. Если при горении (разложении) вещества не образуется углекислый газ, то такое вещество не относится к органическим.

Среди органических соединений распространено явление изомерии — существование различных веществ с одинаковым качественным и количественным составом (как выражаются химики — с одинаковой брутто-формулой). Такие вещества называют «изомерами».



Изомеры бутанола

Рассмотрите структурные формулы на рисунке. В неорганической химии структурные формулы веществ используются редко, поскольку по обычным формулам понятно, как именно связаны атомы в молекулах. В органической же химии без структурных формул обойтись никак нельзя.

Посмотрите на структурные формулы изомеров органического вещества бутанола. Обычная

химическая формула для всех четырех изображенных молекул будет одной и той же —  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{OH}$ , а структурные формулы разные.

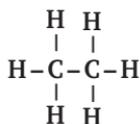
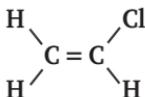
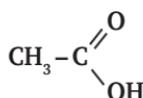
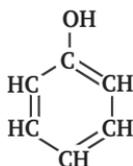
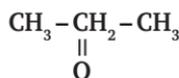
Молекулы органических веществ могут содержать последовательности атомов углерода, соединенные в открытые или замкнутые цепи.

Молекулы большинства органических соединений не способны диссоциировать на устойчивые ионы.

Реакции с участием органических веществ протекают значительно медленнее.

Поскольку среди органических веществ нет немолекулярных, их температуры плавления и кипения существенно ниже.

Кроме углерода, органические соединения практически всегда содержат водород и очень часто — кислород с азотом. Можно сказать, что мы имеем дело с заговором четырех элементов, которые решили создать для себя отдельный раздел химии.

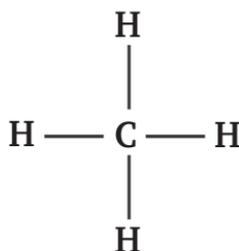
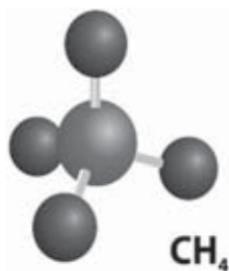
*Этан**Винилхлорид**Уксусная кислота**Этиловый спирт**Фенол**Ацетон*

Структурные формулы органических веществ

Знакомство с органическими веществами мы начнем с предельных углеводородов алканов. То есть — не начнем знакомство, а возобновим его, вспомним забытое.

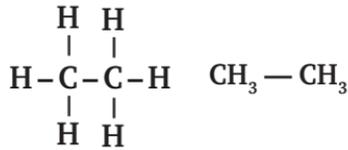
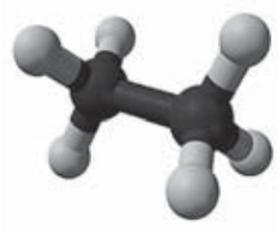
Алканы называют «предельными» или «насыщенными» углеводородами, поскольку все атомы углерода в их молекулах связаны одинарными связями, а оставшиеся валентности атомов углерода (оставшиеся связи) до предела насыщены атомами водорода.

До предела насыщены! Ни один атом углерода в молекулах алканов не располагает возможностью присоединить к себе еще какой-нибудь атом или группу атомов. Образно говоря, алканы — «сытые» углеводороды.

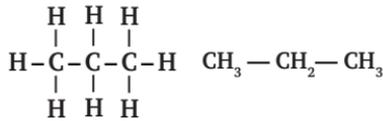
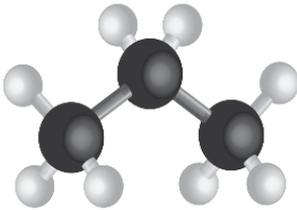


Метан

Рассмотрим строение молекулы метана ( $\text{CH}_4$ ) — самого простого из всех алканов (и вообще из всех углеводородов). В молекуле метана атом углерода связан с четырьмя атомами водорода и больше ни одного атома присоединить не в состоянии.

*Этан*

Более сложным по строению алканом является этан ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ). У него идентичная ситуация — ни одной связи, которую можно высвободить.

*Пропан*

Алкан, содержащий три атома углерода, называется «пропаном» ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ).

Формулы всех алкенов соответствуют общей формуле:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ .

При составлении структурных формул алкенов (полных или упрощенных) не забывайте о том, что конечные в цепочке атомы углерода тратят одну связь, все остальные атомы углерода — две связи для того, чтобы, связавшись друг с другом, образовать углеродную цепочку.

Формулы алканов составляются так:

— выстраиваем атомы углерода в ряд;

- соединяем атомы углерода черточками;
- расставляем вокруг атомов углерода атомы водорода, следя за тем, чтобы от каждого атома углерода отходили бы четыре (четыре!) черточки-связи.

Составив формулу, проверьте ее правильность — количество атомов водорода в изображенной молекуле должно быть равно удвоенному количеству атомов углерода плюс еще два атома водорода.

**Физические свойства алканов зависят от количества атомов углерода в молекуле.**

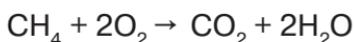
При обычных условиях метан, этан пропан и бутан представляют собой газы. Алканы, молекулы которых содержат от пяти до пятнадцати атомов углерода, представляют собой жидкости с запахом бензина, а те, в молекулах которых больше пятнадцати атомов углерода, — твердые вещества. Таким образом, температуры плавления и кипения алканов, а также их плотность увеличиваются с ростом молекулярной массы. Все алканы практически не растворимы в воде и все они легче воды.

Метан ( $\text{CH}_4$ ) составляет основную часть природного газа (70–98%). Также в состав природного газа могут входить этан, пропан и бутан. Кроме углеводородов, природный газ содержит и другие вещества: водород, сероводород, углекислый газ, азот, гелий. Чистый природный газ не имеет цвета и запаха. Для облегчения возможности определения утечки газа при помощи обоняния в него добавляют так называемые

«одоранты» — вещества, имеющие резкий неприятный запах, например запах тухлых яиц.

Единичные связи С—Н и С—С довольно прочны, поэтому алканы имеют низкую химическую активность.

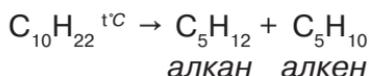
**При нагревании алканы окисляются кислородом (то есть — горят) с образованием углекислого газа и воды:**



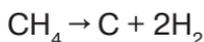
**Алканы** горят светлым, ярким, не коптящим пламенем

При высоких температурах (свыше 700 °С) начинают рваться связи между атомами углерода (С-С связи) и происходит разложение алканов.

Алканы распадаются на алканы, с меньшим количеством атомов углерода в молекуле, и на алкены — непредельные углеводороды, о которых мы поговорим чуть позже.



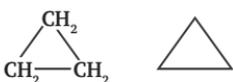
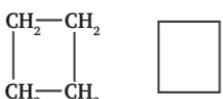
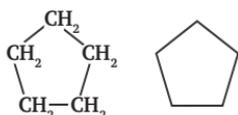
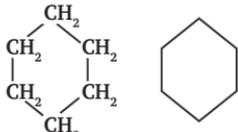
При температуре 1000 °С разрываются ВСЕ связи в молекулах алканов и они распадаются на углерод и водород:



Кроме алканов, молекулы которых образованы открытыми углеродными цепями, существуют предельные углеводороды с замкнутыми цепями. Замкнутые цепи называют «циклами» или

«кольцами», а сами углеводороды — «циклоалканами».

### Циклоалканы:

Структурные формулы	Название
	циклопропан
	циклобутан
	циклопентан
	циклогексан

Общая формула циклоалканов:  $C_nH_{2n}$ , то есть они содержат на два атома водорода меньше, чем алканы с тем же количеством атомов углерода в молекуле. Атомы углерода, находящиеся на концах цепи, связываются друг с другом, замыкая цепь в кольцо. На это каждый из двух конечных атомов углерода «расходует» по одной связи — вот вам и минус два атома водорода.

Названия циклоалканов образуют добавлением приставки «цикло-» к названию соответствующего алкана с идентичным количеством углеродных атомов. Структурные

формулы четырех циклоалканов, которые изображены на рисунке, очень часто изображают без обозначения атомов углерода и водорода, при помощи одних простых геометрических фигур.

Химики шутят: тот, кто откроет циклоэтан, получит Нобелевскую премию. Соль шутки в том, что два атома углерода, входящих в молекулу этана, не способны образовать кольцо.

Химические свойства циклоалканов не являются общими для всей группы, они зависят от числа атомов углерода, составляющих цикл, поскольку размер цикла определяет его устойчивость.

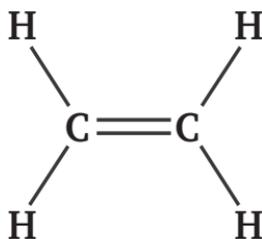
С алканами мы закончили. Переходим к алкенам.

Алкены относятся к непредельным или ненасыщенным углеводородам. Непредельные углеводороды — это углеводороды с открытой цепью, в молекулах которых между атомами углерода имеются двойные или тройные связи. С открытой цепью — обратите внимание. Об углеродных кольцах с двойными связями между атомами углерода разговор пойдет особо, в следующей главе.

Двойная или тройная связь между атомами углерода — это потенциальная возможность присоединить атомы водорода или еще что-нибудь. Непредельные углеводороды можно назвать «голодными», потому что они не прочь что-либо съесть, то есть — присоединить.

Алкенами называются углеводороды, содержащие в молекуле одну двойную связь и имеющие общую формулу  $C_n H_{2n}$ , идентичную формуле циклоалканов. Только алкены, в отличие от циклоалканов, в кольцо не замкнуты.

Первым представителем ряда алкенов является этилен ( $C_2H_4$ ), поэтому алкены также называют «этиленовыми углеводородами».



Этилен

Вообще-то этилен правильнее называть «этен», поскольку в соответствии с правилами при построении названий алкенов наиболее длинная углеродная цепь, содержащая двойную связь, получает название соответствующего алкана, в котором суффикс «-ан» заменен на «-ен».

АЛКАН → АЛКЕН  
 ЭТАН → ЭТЕН  
 ПРОПАН → ПРОПЕН  
 БУТАН → БУТЕН  
 ПЕНТАН → ПЕНТЕН  
 ГЕКСАН → ГЕКСЕН  
 ГЕПТАН → ГЕПТЕН

Но так уж сложилось исторически, что алкены с относительно простым строением называют,

добавляя суффикс «-ен» к названию углеводородного радикала (углеводородного остатка) с тем углеродным скелетом. А в названии радикала суффикс «-ан» меняется на «-ил»:

ЭТАН → ЭТИЛ → ЭТИЛЕН  
 ПРОПАН → ПРОПИЛ → ПРОПИЛЕН  
 БУТАН → БУТИЛ → БУТИЛЕН  
 ПЕНТАН → ПЕНТИЛ → ПЕНТИЛЕН  
 ГЕКСАН → ГЕКСИЛ → ГЕКСИЛЕН  
 ГЕПТАН → ГЕПТИЛ → ГЕПТИЛЕН

Органическая химия — это сложные, длинные, иногда просто громоздкие названия. Нам с вами нет необходимости слишком сильно углубляться в эти дебри, но на кое-что внимание обращать придется. Химиков же громоздкие названия не пугают, поскольку при всей своей сложности они предельно логичны и образуются по строгим правилам. В органической химии, так же как и в неорганической, название вещества представляет собой его «звуковой паспорт».

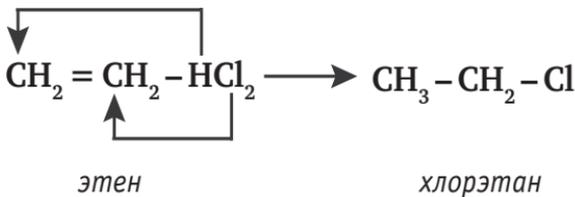
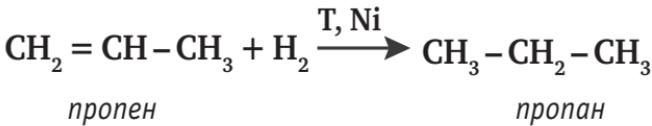
*Физические свойства алкенов* зависят от количества атомов углерода в молекуле, то есть от молекулярной массы. Алкены  $C_2H_4$  и  $C_4H_8$  при обычных условиях представляют собой газы, начиная с  $C_5H_{10}$  и до  $C_{17}H_{34}$  — жидкости, а начиная с  $C_{18}H_{36}$  — твердые вещества.

Этилен (этен) — это бесцветный газ с очень слабым сладковатым запахом. Он немного легче воздуха и плохо растворим в воде. Этилен является ведущим продуктом органического синтеза и применяется для получения множества важных

соединений, таких как полиэтилен, уксусная кислота, этиловый спирт и др.

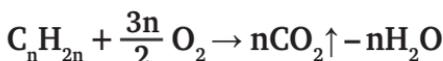
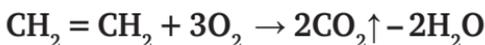
Алкены плохо или совсем не растворяются в воде, но растворимы в органических растворителях, таких, например, как бензол или эфир (вскоре мы вспомним, что это такое). Как и положено углеводородам, жидкие и твердые алкены легче воды. С увеличением молекулярной массы температуры плавления и кипения алкенов возрастают, плотность увеличивается. Это правило также является общим для всех углеводородов.

Благодаря наличию в молекуле двойной связи, алкены вступают в реакции присоединения, протекающие с ее разрывом. Алкены присоединяют галогены, водород (в присутствии катализаторов — платины, палладия или никеля), галогеноводороды, воду, серную кислоту и др.:

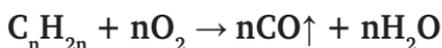
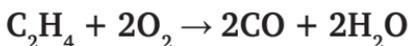


Алкены окисляются (горят).

Сгорая полностью (при избытке кислорода), алкены образуют диоксид углерода и воду:

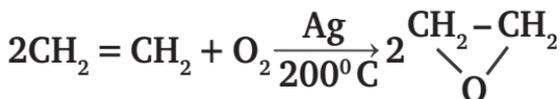


При неполном горении (при недостатке кислорода) вместо диоксида углерода образуется монооксид углерода:



Разница в продуктах логична — при недостатке кислорода образуется соединение с меньшим содержанием атомов кислорода в молекуле.

Если смесь газообразного алкена с кислородом пропустить над нагретым до 2000°C серебряным катализатором, то образуется циклический оксид алкена (эпоксид):

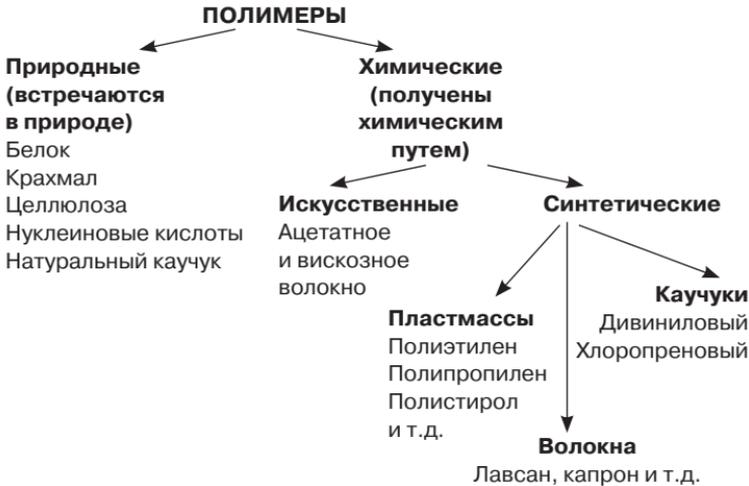


Самой важной и самой нужной реакцией алкенов является реакция их полимериза-



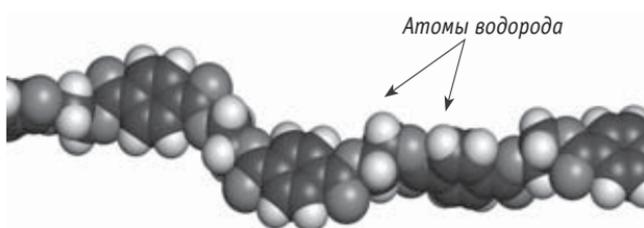
массы, синтетические каучуки и различные волокна.

Химические высокомолекулярные соединения делятся на искусственные, полученные из натурального сырья химическим путем и синтетические, которые полностью созданы (синтезированы) промышленным способом. Примером искусственного высокомолекулярного соединения может служить вискоза (искусственный шелк), которую получают из натурального продукта целлюлозы.



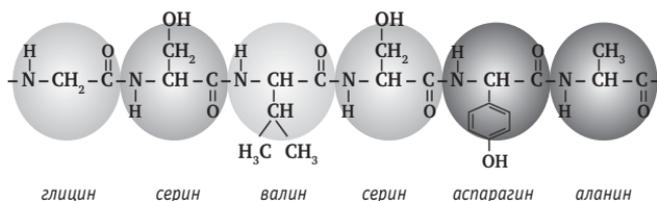
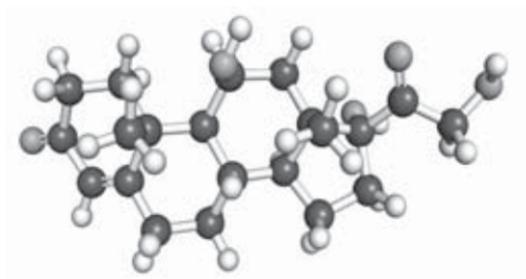
Целлюлоза, из которой состоят деревья, это самый распространенный полимер на нашей планете.

Высокомолекулярные соединения представляют собой продукты химического соединения большого количества низкомолекулярных соединений — мономеров. Можно сказать, что высокомолекулярные соединения похожи на цепь, состоящую из звеньев-мономеров.



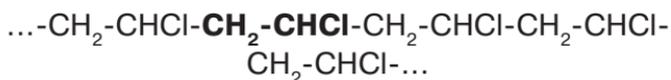
Структура молекулы полиэтилена

Мономеры могут быть как одинаковыми (например, полиэтилен, образован молекулами, точнее — остатками молекул этилена) или различными (например, белки состоят из остатков разных аминокислот).

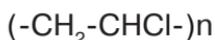


Фрагмент белковой молекулы

Группа атомов, многократно повторяющаяся в макромолекуле, называется структурным или мономерным звеном.



Так, например, группа  $\text{CH}_2-\text{CHCl}$  является структурным звеном молекулы поливинилхлорида. В формуле макромолекулы структурное звено обычно выделяют скобками и записывают формулу таким образом:



Степенью полимеризации вещества называют число, показывающее сколько молекул мономера соединилось в макромолекулу. В формуле макромолекулы степень полимеризации обозначается индексом «n», который стоит за скобками, ограничивающими структурное звено. У синтетических полимеров значение «n» находится в пределах 100, а у природных макромолекул может превышать 1000.

Молекулярная масса макромолекулы равна молекулярной массе структурного звена умноженного на степень полимеризации.

$$M_{(\text{макромолекулы})} = M_{(\text{звена})} \cdot n$$

Молекулярная масса молекулы полимера и степень полимеризации являются средними величинами, поскольку в каждую отдельную макромолекулу полимера входит не строго постоянное число молекул мономера!

Полимеры имеют особые, присущие только им, свойства. Эти свойства определяются не только большой молекулярной массой, но

и тем, что макромолекулы, имеющие цепное строение, обладают гибкостью, а макромолекулы, способные образовывать множественные связи друг с другом, придают веществу прочность.

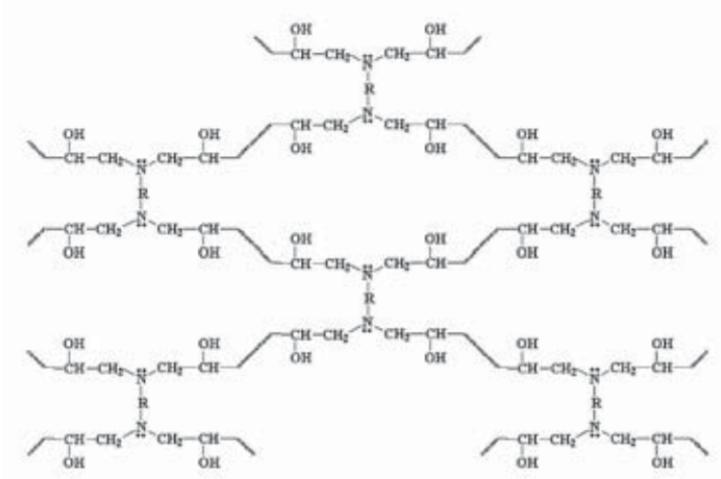
Одни полимеры, например — каучуки, обладают высокой эластичностью. Другие (пластмассы или органическое стекло) — высокой прочностью. Растворы ряда полимеров имеют высокую вязкость при малой концентрации растворенного вещества — хоть молекул в растворе и немного, но они огромны, и потому раствор получается вязким. Полимеры совсем не проводят электрический ток, и потому применяются в качестве электроизоляционных материалов.

Роль полимеров в нашей жизни переоценить невозможно, ее можно только недооценить. Синтетические полимеры благодаря разнообразию своих свойств нашли широкое применение в различных отраслях промышленности и в быту. Большинство вещей, которые нас окружают, в той или иной степени состоят из синтетических полимерных материалов или изготовлены с их применением (к слову заметим, что лаки, краски и клеи — это тоже полимеры). Биологические полимеры (белки, углеводы) составляют основу всех живых организмов и принимают участие в процессах жизнедеятельности.

От полимеров следует отличать олигомеры<sup>1</sup> молекулы которых состоят из небольшого числа (не более 100) мономеров. Эпоксиды, о которых упоминалось в этой главе, входят в состав оли-

<sup>1</sup> Название «олигомер» образовано от греческого слова «олигос» — малый.

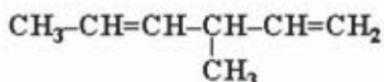
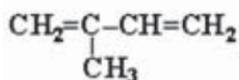
гомеров, называемых эпоксидными смолами. Под действием веществ-отвердителей олигомеры эпоксидных смол соединяются в полимеры, молекулы которых «сшиваются» друг с другом посредством химических связей. Вязкая пластичная смола превращается в твердое высокопрочное вещество.



Фрагмент «сшитых» между собой молекул полимера, образованного эпоксидной смолой. «Швы» — это группы  $N - R - N$

Непредельные углеводороды, с двумя двойными связями в цепи называются алкадиенами или диенами. Общая формула диенов  $C_n H_{2n-2}$ .

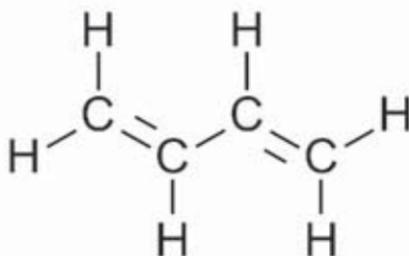
Названия диенов определяются положением двойных связей в молекулах. Атомы углерода нумеруют так, чтобы положения двойных связей обозначались наименьшими номерами. Если углеродная цепочка разветвляется, то обе двойные связи должны входить в главную цепь диена.



Физические свойства диенов определяются общей для всех углеводородов закономерностью — с увеличением молекулярной массы возрастают температуры плавления и кипения и увеличивается плотность.

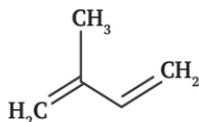
Для диенов, как для ненасыщенных углеводородов, характерны реакции присоединения. Аналогично алкенам они присоединяют галогены, бескислородные кислоты, водород и воду.

В практическом смысле важнейшей особенностью диеновых углеводородов является их способность легко вступать в реакции полимеризации с образованием высокомолекулярных продуктов.



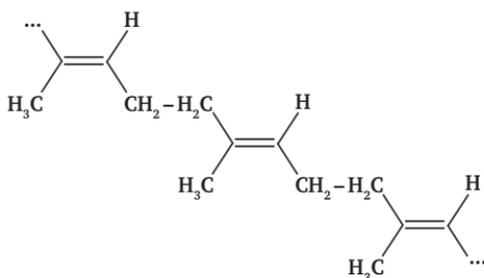
Структурная формула молекулы бутадиена ( $\text{C}_4\text{H}_6$ )

Полимеризацией бутадиена в химической промышленности получают синтетические каучуки.



Структурная формула молекулы изопрена ( $C_5H_8$ )

А диен изопрен (бесцветная летучая жидкость с характерным запахом), является мономером натурального каучука.

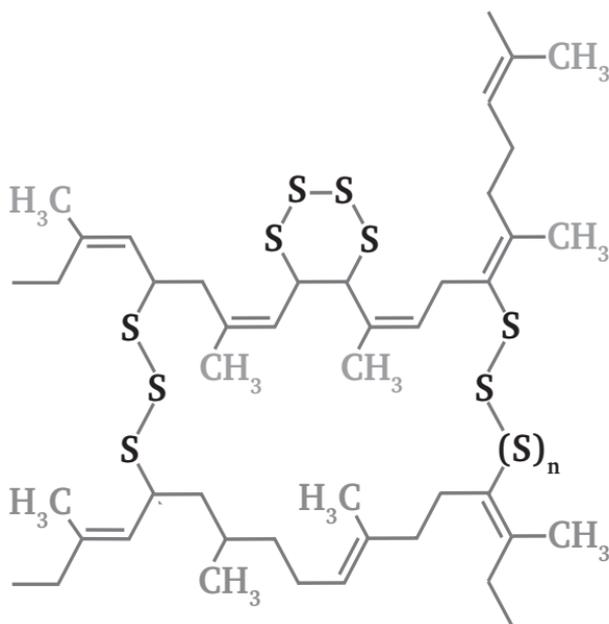


Фрагмент молекулы натурального каучука

Слова «каучук» и «вулканизация» знают все. Давайте вспомним, что они обозначают.

Каучуками называются натуральные или синтетические полимеры, обладающие высокоэластичными свойствами и вязкостью. Натуральный каучук получают из млечного сока гевеи, кок-сагыза и других каучуконосных растений. Каучуки растворимы в органических растворителях (бензоле, эфире, сероуглероде), в воде они не растворяются. При температурах выше  $200\text{ }^\circ\text{C}$  натуральный каучук разлагается с образованием низкомолекулярных углеводов.

Каучуки используются в производстве резин. Для того, чтобы придать каучуку прочность и повысить его эластичность, проводят вулканизацию — добавляют к каучуку вулканизирующий агент (серу, оксиды металлов и др.), который сшивает молекулы каучука в единую трехмерную пространственную сетку. Этот процесс был назван в честь Вулкана, древнеримского бога огня и покровителя кузнечного ремесла.



Вулканизация каучука серой (S)

В былые времена вело- и автолюбители ремонтировали свои шины-камеры в домашних (точнее — в гаражных) условиях с использованием горячей вулканизации. Накладывали на поврежденный участок латку из так называемой

«сырой резины» (нечто среднее между каучуком и резиной), прижимали и прогревали в течение 8–10 минут. За это время сырая резина превращалась в резину настоящую, прочную и эластичную.

Между атомами углерода, составляющими скелет молекулы, могут быть и тройные связи. Такие углеводороды называются алкинами. Общая формула алкинов  $C_n H_{2n-2}$



*этин (ацетилен)*



*бутин-2*

### Алкины

Самый простой алкин — ацетилен (или, официально — этин) ( $C_2H_2$ ) — широко известен благодаря своей замечательной горючести. Этот бесцветный газ используется для сварки и резки металлов, потому что его горение сопровождается выделением большого количества тепла (до 2800–3000 °С). Также ацетилен применяется в химической промышленности и в качестве компонента ракетного топлива.

Чтобы не путаться в алканах, алкенах и алкинах, можно прибегнуть к простому приему, который раз и навсегда поможет запомнить, как что называется.

У алкАна в молекуле связи одинарные, а в суффиксе есть буква «а». Один соответствует «а».

У алкЕна в молекуле есть двойная связь, а в суффиксе есть буква «е». Два соответствует бук-

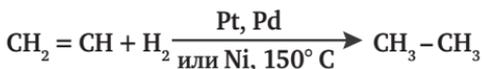
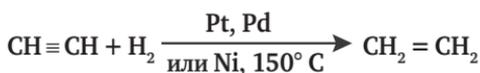
ве «е». Двойка идет за единицей, а буква «е» в алфавите стоит после буквы «а». Не сразу, но после.

У алкина в молекуле есть тройная связь, а в суффиксе есть буква «и». Три соответствует букве «и». Тройка идет за двойкой, а буква «и» в алфавите стоит после буквы «е».

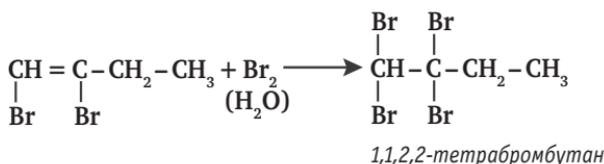
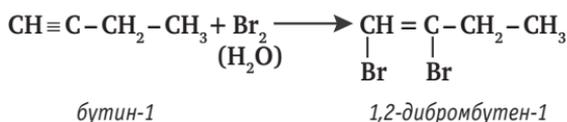
Раз — два — три! А, е, и! По порядку идут как цифры, так и буквы. АлкАн, алкЕн, алкИн.

Физические свойства алкинов похожи на свойства алканов и алкенов. При обычных условиях алкины ( $C_2 - C_4$ ) представляют собой газы, алкины ( $C_5 - C_{16}$ ) — жидкости, а начиная с  $C_{17}$  — твердые вещества. Температуры кипения и плавления алкинов выше, чем у соответствующих им алкенов. Так, например, этилен кипит при  $-103^\circ C$ , а ацетилен — при  $-83,6^\circ C$ . Растворимость низших алкинов в воде несколько выше, чем алкенов и алканов, но все же она крайне низка. В органических растворителях алкины растворяются хорошо.

Подобно алкенам, алкины довольно активно вступают в реакции присоединения. Реакции присоединения у алкинов протекают в два этапа. На первом этапе происходит присоединение реагента к атомам углерода, имеющим тройную связь с образованием двойной связи, а на второй стадии реагент присоединяется к атомам, связанным двойной связью.



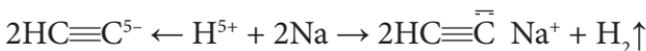
Или:



Алкины горят, окисляясь при этом полностью — до углекислого газа и воды. Вот реакция горения ацетилена:



Особенностью алкинов, имеющих тройную связь на конце углеродной цепочки, является их способность проявлять слабые кислотные свойства, вследствие оттягивания концевым атомом углерода единственного электрона у атома водорода. В результате этого атомы водорода могут замещаться атомами металлов. Так образуются соли, которые называются «ацетиленидами»:



## ГЛАВА ШЕСТНАДЦАТАЯ. АРОМАТ НА АРЕНЕ, ИЛИ ЧЕМ БЕНЗИН ОТЛИЧАЕТСЯ ОТ БЕНЗОЛА?

«Аромат на арене» — это секретный код, мнемоническая<sup>1</sup> фраза, которая поможет вам запомнить то, о чем будет сказано в этой главе.

Настоящая арена пахнет опилками, а наша — фруктами.

А если говорить серьезно, то никакой арены в химии нет. Есть группа соединений, которые называются ароматическими соединениями, или аренами.

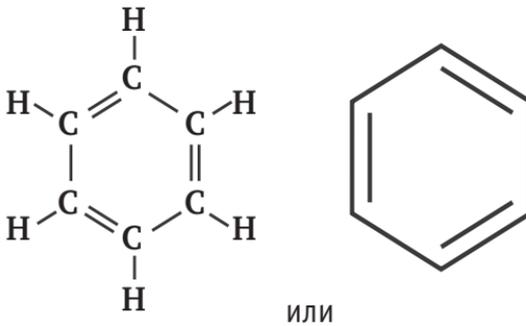
Ароматические соединения (арены) представляют собой циклические органические соединения,<sup>2</sup> имеющие в своем составе так называемую ароматическую систему. Общая формула аренов  $C_n H_{2n-6}$

<sup>1</sup> Мнемоника (от греческого «мнемоникос» — искусство запоминания) — это совокупность приемов и способов, облегчающих запоминание информации.

<sup>2</sup> То есть такие, в молекулах которых углеводородная цепочка замкнута в кольцо.

Ароматическая система или бензольное ядро имеет молекулярную формулу  $C_6H_6$  и представляет собой замкнутую в кольцо цепочку из шести атомов углерода, каждый из которых соединен с одним атомом водорода.

Традиционная структурная формула бензола, предложенная еще в позапрошлом веке, выглядела в виде цикла с чередующимися двойными и одинарными связями между углеродными атомами:

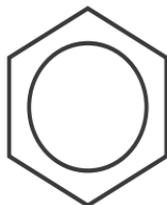


Однако впоследствии было установлено, что между атомами углерода в молекуле бензола нет двойных и одинарных связей в обычном понимании. Все связи между атомами углерода равноценны, можно сказать, что они являются усредненными, «полуторными» связями — шесть электронов (по одному от каждого атома углерода) объединяются в общее электронное облако. Такие связи характерны только для бензольного ароматического ядра (бензольного кольца). Чтобы показать равномерность связей между атомами углерода, структурную формулу

(аромат на орбене, или чем бензин отличается от бензола?)

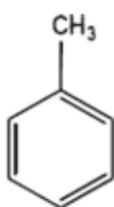
**Глава шестнадцатая.**

молекулы бензола, изображают в виде шестиугольника с окружностью внутри.

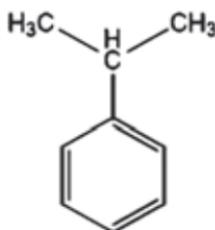


Термин «ароматичность» был предложен потому, что первые известные представители этой группы (например — бензол) обладали приятным сладковатым запахом, отдаленно напоминавшим фруктовый аромат.

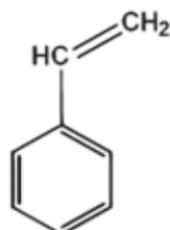
Некоторые арены имеют свои исторические названия, например:



*Метилбензол (толуол)*



*изопропилбензол (кумол)*



*винилбензол (стирол)*

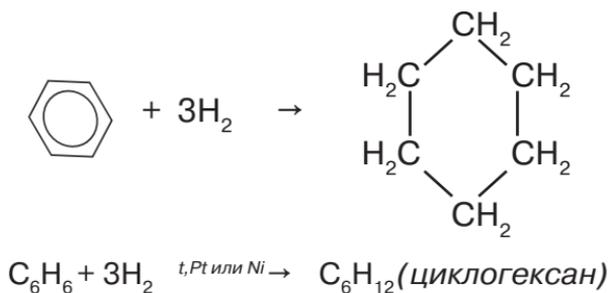
А по принятым правилам название аренов образуется от названий радикалов с добавлением окончания «бензол», чтобы было понятно что речь идет об ароматическом углеводороде.

По физическим свойствам арены схожи с другими углеводородами — все они нерастворимы

в воде и легче ее. Бензол при обычных условиях представляет собой бесцветную прозрачную жидкость со своеобразным сладковатым запахом. Подобно большинству ароматических углеводородов, бензол токсичен. В больших дозах он может привести к летальному исходу.

Бензольное ядро обладает высокой прочностью, поэтому реакции присоединения проходят у ароматических углеводородов гораздо тяжелее, чем у алкенов. При нормальных условиях и в отсутствие катализаторов реакции присоединения для ароматических углеводородов нехарактерны.

Так, например, реакция бензола с водородом проходит при температурах от 150 °С до 360 °С, давлении от 5,0 МПа до 30,0 МПа и в присутствии катализаторов — никеля, платины, вольфрама:

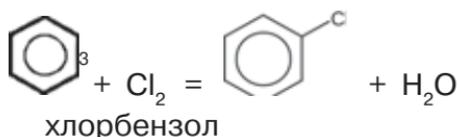


Продукт этой реакции циклогексан служит сырьем для получения ряда веществ, а также является сильным органическим растворителем.

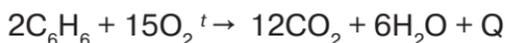
А вот реакции замещения (атомов водорода на другие атомы или радикалы) проходят у ароматических углеводородов легче, чем у алканов, алкенов и алкинов, потому что ароматические углеводороды характеризуются бóльшей под-

вижностью атомов водорода в ядре. Разрывать связи между атомами углерода в бензольном кольце сложно, а обменять атом водорода на что-то другое — просто.

Примером реакции замещения может служить реакция бензола с хлором, которая протекает при обычных условиях в присутствии катализатора — хлорида алюминия или хлорида железа:



Все арены горючи. Они горят с образованием коптящего пламени:



Будучи «родоначальником» ароматических углеводородов, бензол широко используется в химической промышленности в качестве сырья. Ароматические углеводороды входят в состав пластмасс, синтетических каучуков и волокон, красителей, растворителей, лекарственных препаратов, инсектицидов и др.

В первой половине XX века бензол добавляли в бензин для повышения октанового числа, но впоследствии отказались от этого по двум причинам. Во-первых, изменилась технология, а во-вторых, сыграла роль высокая токсичность бензола. В наше время по существующим стандартам количество бензола в бензине не должно превышать 1 %.

Химики называют бензол «органической водой» из-за его свойства растворять большинство органических соединений. Бензол — универсальный растворитель, правда, из-за высокой токсичности применение его сильно ограничено.

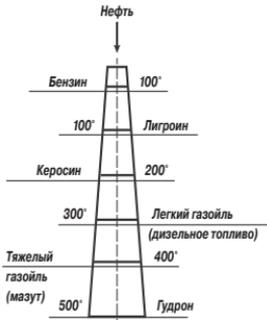
А теперь, дорогие читатели, ответьте, пожалуйста, на вопрос, который вынесен в название этой главы — чем бензин отличается от бензола?

Просьба написать химическую формулу бензина — одна из любимых каверз экзаменаторов. Дело в том, что химического вещества под названием «бензин» не существует. Бензин представляет собой смесь легких углеводородов с температурой кипения от +33 до +205 °С. Смесь, а не вещество! Так что правильный ответ будет таким: бензол — это химическое вещество, а бензин — это смесь разных веществ.

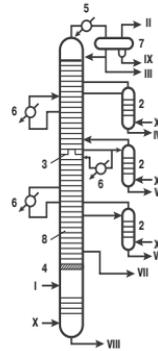
Легкими называются углеводороды с небольшими молекулами (содержащими не более 5 атомов углерода). Термины «легкие углеводороды» и «тяжелые углеводороды» появились в результате очистки нефти путем перегонки.

Нефть — это природная жидкая смесь разнообразных углеводородов с небольшим включением других органических соединений. В основном в нефти представлены соединения алканов (20–50 % от общего объема) и циклоалкановые соединения (25–75 %). Наряду с углеводородами нефти содержат органические соединения серы, кислорода и азота, а также небольшое количество неорганических соединений — кремнезем, алюминий, известь, оксиды железа и марганца.

Сырую нефть очищают от механических примесей и обезвоживают, а затем подвергают перегонке (ректификации) при повышенном атмосферном давлении в так называемых «ректификационных колоннах».



*Схема разделения нефти на фракции*



*Схематическое изображение ректификационной колонны*

Суть процесса ректификации состоит в том, что жидкая нефть испаряется, а пары различных веществ, входящих в ее состав, конденсируются (оседают) на разных уровнях ректификационной колонны в зависимости от своей температуры кипения. Таким образом происходит разделение нефти на фракции. Так называемые «легкие» фракции (продукты, имеющие меньшую молекулярную массу и, соответственно, более низкую температуру кипения) конденсируются в верхней части колонны, а «тяжелые» фракции, имеющие более высокую молекулярную массу и более высокую температуру кипения — в нижней части. Наиболее легкой частью нефти является

бензин, а самой тяжелой — гудрон, используемый для производства битумов, смазочных масел, мазута и ряда других продуктов.

**ПОСТСКРИПТУМ.** Сейчас в это невозможно поверить, но когда-то, а именно — в конце XIX и начале XX веков бензин продавался в аптеках как дезинфицирующее и чистящее средство. В 1902 году в журнале «Автомобиль», издаваемом известным русским автомобилистом и большим энтузиастом автомобильного дела Андреем Нагелем, была опубликована следующая заметка: «Киевские автомобилисты в критическом положении. Не так давно вышло запрещение аптекарским магазинам торговать бензином, что было вызвано несколькими взрывами бензина во время пожаров в городе. Бензин можно получать только в количестве не менее 5 пудов в складах Нобеля». Можно было только посочувствовать киевским автомобилистам, вынужденным покупать бензин партиями по 80 килограмм. В пересчете на объем это составляло около 100 литров, а резервуары тогдашних автомобилей вмещали не более 20 литров топлива.

## ГЛАВА СЕМНАДЦАТАЯ. ТОПЛИВО XXI ВЕКА

**Е**сли вы подумали, что в этой главе речь пойдет об электричестве или ядерном топливе, то ошиблись. Электромобили — дело хорошее, в смысле — экологичное, только вот не очень удобное. Заряжаются подолгу, а одной зарядки хватает на пару сотен километров. А еще они стоят дорого. Разница в цене с обычными автомобилями настолько велика, что не окупает экономию на топливе.

Кстати говоря, первый электрический двигатель появился раньше двигателя внутреннего сгорания, так что не стоит считать электромобили новинкой. Они представляют собой то самое новое, которое есть хорошо забытое старое.

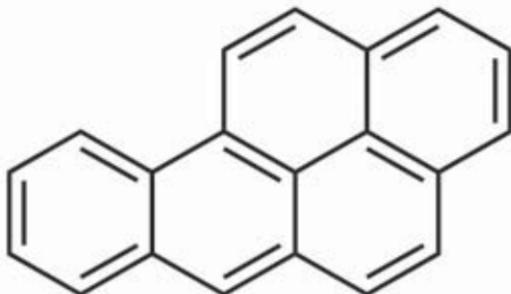
Об использовании ядерного топлива в автомобильных двигателях пока что всерьез задумываются только фантасты. Наука еще не подошла вплотную к созданию компактных и безопасных в эксплуатации ядерных двигателей, которые можно было бы устанавливать на автомобили и прочий

транспорт. Когда-нибудь это произойдет, но мы с вами ведем речь не о будущем, а о настоящем...

На сегодняшний день топливом XXI века с полным основанием можно считать этиловый спирт. Да — тот самый этиловый спирт, соединению которого с водой была посвящена докторская диссертация Дмитрия Ивановича Менделеева. В далекой Бразилии это топливо весьма популярно. Не настолько, чтобы стоять на первом месте (первое место пока еще удерживает газ), но настолько, чтобы можно было заправиться спиртом на любой уважающей себя бензоколонке. А еще в Бразилии спирт щедро добавляют к бензину. И в США тоже... Добавляют официально, а не «бодяжат», не разбавляют бензин спиртом подпольно. Добавление в бензин 10%–15% этилового спирта примерно на 30% понижает содержание вредных веществ в выхлопных газах. Этиловый спирт повышает октановое число топлива, ввиду чего оно сжигается более эффективно, иначе говоря — при горении образуется меньше промежуточных продуктов горения (они и есть наиболее вредные) и больше конечных — углекислого газа и воды.

Чистый выхлоп — главное преимущество спиртового топлива, давайте будем употреблять этот термин, поскольку в качестве топлива используется не только этиловый, но и другие спирты. Обратите внимание на то, что слово «чистый» не взято в кавычки. Кавычки не нужны, потому что выхлоп действительно получается

чистым, без угарного газа<sup>1</sup>, оксида серы, сажи и кучи вредных для здоровья углеводородов, среди которых лидирует бензпирен ( $C_{20}H_{12}$ ) — ароматическое соединение, состоящее из пяти бензольных колец.



Структурная формула бензпирена ( $C_{20}H_{12}$ )

Бензпирен обладает канцерогенным и мутагенным действием. Иначе говоря, он способствует появлению злокачественных опухолей и изменению генетической информации, содержащейся в клетках. Коварство бензпирена в том, что он обладает большой устойчивостью и способен накапливаться в живых организмах. Получить опасную дозу бензпирена можно не только при вдыхании загазованного воздуха, но и при употреблении в пищу ягод или иных даров природы, собранных вблизи от автомобильных дорог.

Второе преимущество спиртового топлива как ресурса — в его восполнимости. Ежегодно получаем урожай (сахарного тростника, сахарной

<sup>1</sup> Оксид углерода (CO).

свеклы или чего-то еще) и перерабатываем его в спирт. И делаем так сколь угодно долго, до тех пор, пока не будет внедрен в производство компактный ядерный двигатель... Вдобавок спирты можно получать биохимическим методом из отходов пищевой, деревообрабатывающей и целлюлозно-бумажной промышленности, что, образно говоря, позволяет одним выстрелом убивать двух зайцев — получать топливо и решать животнаущную проблему утилизации отходов. А вот природный газ и нефть, из которой мы получаем бензин, относятся к невозполнимым ресурсам. Нет, теоретически нефть можно считать возобновимым ресурсом, но только теоретически, потому что с практической точки зрения ресурс, образование которого растягивается на сотни миллионов лет, возобновимым считаться не может.

Различные эксперты и те, кто считает себя таковыми, любят пугать неэкспертов страшными прогнозами. Запасов нефти и газа хватит еще на пятьдесят лет! Нет — на двадцать! Нет — не на двадцать, а на десять! Но если прислушаться к наиболее обоснованному мнению, то все равно картина будет удручающей. К концу нынешнего века разведанные на сегодняшний день запасы нефти и природного газа будут исчерпаны... Так-то вот.

Третье преимущество спиртового топлива — в его общедоступности и простоте производства. Практически любая страна, за малым исключением, способна обеспечить себя спиртовым топливом.

Недостатки у спиртового топлива тоже имеются, куда же без них. У любой медали, как из-

вестно, есть две стороны. Но в отличие от достоинств, которые неоспоримы и безусловны, недостатки являются условными. Пока еще себестоимость бензина или дизельного топлива ниже себестоимости топлива спиртового. И автомобили, способные ездить на спиртовом топливе (или же использовать два вида топлива), стоят дороже. Но это — временные, преодолимые сложности...

А теперь давайте вспоминать, что такое спирты.

Правильно ли будет сказать, что спирты представляют собой производные воды?

Да, правильно. Спирты можно рассматривать как производные воды ( $H_2O$ ), в которых один атом водорода замещен на органическую функциональную группу (R).

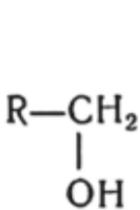
Вот вам структурная формула воды:  $H-O-H$ .

А вот вам структурная формула спирта:  $R-O-H$ .

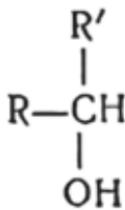
Спиртами называют производные углеводов, содержащие одну или несколько гидроксильных групп (-OH). В зависимости от количества гидроксильных групп в молекуле спирты подразделяют на одноатомные, содержащие одну гидроксильную группу, и многоатомные, содержащие несколько групп.

По типу атома углерода, с которым связана гидроксильная группа, спирты делят на первичные, у которых гидроксильная группа связана с первичным атомом углерода, вторичные, у которых гидроксильная группа связана с вторичным атомом углерода, и третичные, у которых гидроксильная группа связана с третичным

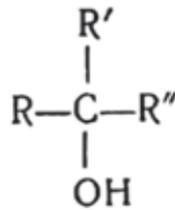
атомом углерода. Первичным называют атом углерода, связанный всего с одним атомом углерода, то есть — конечный в цепи. Атом углерода, связанный одновременно с двумя атомами углерода, называют «вторичным». Вторичными являются все атомы углерода в простой линейной цепочке, за исключением концевых. А в разветвленных цепочках есть атомы углерода, связанные одновременно с тремя другими атомами углерода, такие атомы называют третичными.



первичный  
спирт



вторичный  
спирт

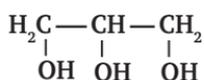


третичный  
спирт

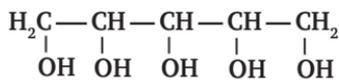


В соответствии с типом углеродного атома присоединенную к нему гидроксильную группу также называют первичной, вторичной или третичной. У многоатомных спиртов, содержащих две или более гидроксильные группы, могут од-

новременно наличествовать как первичные, так и вторичные группы:



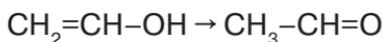
глицерин



ксилит

По строению радикалов, которые связаны с гидроксильной группой, спирты подразделяют на предельные, или алканола (пример — метанол или метиловый спирт  $\text{CH}_3\text{OH}$ ), непредельные, или алкенола (пример — аллиловый спирт  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{OH}$ ) и ароматические, содержащие в составе группы R ароматическую группу (пример — бензиловый спирт  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH}$ , или ).

Непредельные спирты, у которых гидроксильная группа связана с атомом углерода, одновременно участвующим в образовании двойной связи (виниловый спирт  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{OH}$ ), крайне нестабильны и сразу же превращаются в альдегиды или кетоны:



Об альдегидах и кетонах будет сказано в двенадцатой главе, а пока что давайте вспомним о таком процессе, как «изомеризация». Изомеризацией называют превращение химического вещества в его изомер.

Что происходит с молекулой спирта (левая часть уравнения)?

От гидроксильной группы отщепляется атом водорода, который переходит к концевому атому углерода. Соответственно изменяется рас-

положение химических связей — атомы углерода теперь соединены одинарной связью, а атом кислорода соединен с атомом углерода двойной связью. В правой части уравнения мы видим не спирт, а альдегид (спирт, лишенный водорода).

Реакцию, которую мы только что рассмотрели, можно с полным на то основанием назвать «волшебной». В самом деле — мы ничего не добавляли и ничего не убавляли, а одно вещество превратилось в другое!

Спирты, в которых к одному атому углерода присоединены две гидроксильные группы, также нестабильны. Они также превращаются в альдегиды, отщепляя при этом воду:



Вот вам «запоминательное» стихотворение о спиртах:

«Запомните для простоты,  
 Чем отличаются спирты.  
 Во-первых, спирт легко горит,  
 а во-вторых там — гидроксид.  
 Спирт — производное воды,  
 Но это только полбеда.  
 Спирты имеют радикал,  
 что может быть велик и мал.  
 Предельный или непредельный —  
 Неважно, лишь бы неподдельный...»

Рифмованный материал усваивается лучше нерифмованного, верно?

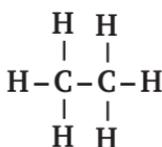
Все спиртовое многообразие мы рассмотрим не в состоянии, поэтому ограничимся только одноатомными предельными спиртами как наиболее характерными представителями этого класса органических соединений.

Одноатомные предельные спирты имеют общую формулу  $C_nH_{2n+1}OH$  и представляют собой алкены, в которых один атом водорода заменен на гидроксильную группу.

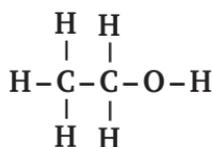
Для распространенных спиртов, имеющих простое строение, используют упрощенные названия — название радикала преобразуют в прилагательное с помощью окончания «-овый» и добавляют слово «спирт».

$CH_3OH$	метилловый спирт
$C_2H_5OH$	этиловый спирт
$(H_3C)_2CHOH$	изопропиловый спирт
$C_4H_9OH$	бутиловый спирт

В соответствии с принятой научной номенклатурой при построении названия одноатомного спирта к названию соответствующего алкена добавляется суффикс «-ол».



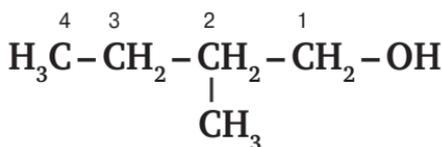
Этан



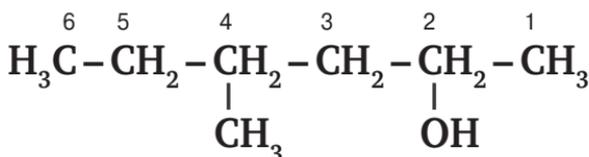
Этанол

При нумерации атомов углерода в цепи гидроксильная группа имеет преимущество перед

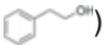
галогеном, двойной связью и алкилом, следовательно, нумерацию атомов углерода в молекуле спирта начинают с того конца цепи, ближе к которому расположена гидроксильная группа, и используют эту нумерацию для того, чтобы указать положение различных заместителей вдоль основной цепи. В конце названия добавляют суффикс «-ол» и цифру, указывающую положение гидроксильной группы:



*2-метилбутанол-1*



*4-метилгексанол-2*

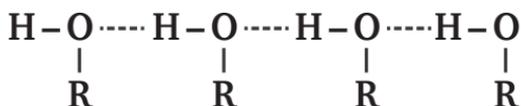
Для некоторых спиртов сохранились исторически сложившиеся тривиальные названия. Так, например: 2-фенилэтанол ( $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ , или ) , используемый в парфюмерной промышленности в качестве заменителя натурального розового масла, называют фенетиловым спиртом.

Спирты растворимы в большинстве органических растворителей. Метанол, этанол, пропа-

нол и бутанол  $(\text{H}_3\text{C})_3\text{COH}$  — хорошо растворимы в воде, они смешиваются с водой в любых соотношениях. Метанол, этанол и бутанол используются в качестве спиртового топлива.

С увеличением количества атомов углерода в молекуле растворимость спиртов снижается. Спирты с девятью и более атомами углерода в молекуле практически нерастворимы в воде.

Благодаря наличию гидроксильных групп между молекулами спиртов возникают водородные связи — ассоциации между электроотрицательным атомом и атомом водорода H, связанным с другим электроотрицательным атомом.



Водородные связи (показаны пунктиром)  
между молекулами спиртов

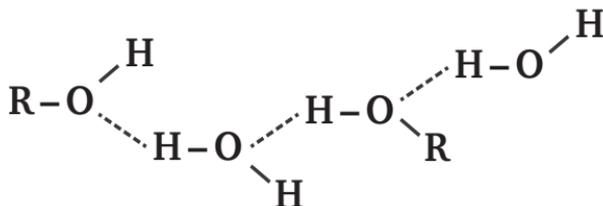
Из-за наличия водородных связей между молекулами спирты имеют более высокие температуры кипения и плавления, нежели соответствующие им углеводороды. Если этан кипит при температуре  $-88,63^\circ\text{C}$ , то этанол — при  $+78^\circ\text{C}$ .

По той же причине среди спиртов нет газов. При нормальных условиях низшие спирты (до  $\text{C}_{11}\text{H}_{23}\text{OH}$ ) представляют собой жидкости, а высшие — твердые вещества.

Растворимость спиртов в воде тоже обусловлена водородными связями, которые их молекулы образуют с молекулами воды.

Спирты с большим размером углеводородного радикала (большой молекулярной массой) не

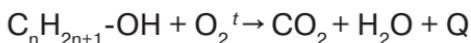
растворимы в воде, потому что молекулы воды не могут «растаскивать» их огромные молекулы. Силенок не хватает.



Водородные связи (показаны пунктиром) между молекулами спирта и воды

Низшие спирты — хорошие растворители, способные растворять как органические, так и неорганические вещества. Большинство спиртов ядовито, они оказывают на живые организмы нервно-паралитическое действие разной степени выраженности.

Спирты горючи, самые низшие спирты горят без копоти, но с увеличением молекулярной массы пламя становится все более и более коптящим. При горении спирты разлагаются с образованием углекислого газа и воды:

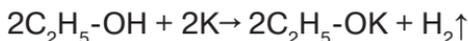


Химические свойства предельных одноатомных спиртов определяются присутствием в их молекулах гидроксильной группы. Связи С-О и О-Н довольно легко разрываются.

Спирты проявляют как основные, так и кислотные свойства.

Кислотные свойства спиртов выражены слабо. Низшие спирты не взаимодействуют с ще-

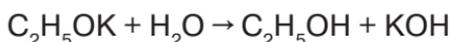
лочами, но активно взаимодействуют со щелочными металлами с образованием солей спиртов (алкоголятов) и выделением водорода:



$\text{C}_2\text{H}_5\text{-OK}$  — *этилат калия*

С увеличением длины углеводородного радикала скорость взаимодействия спиртов со щелочными металлами замедляется.

В присутствии воды алкоголяты разлагаются до исходных спиртов, поскольку спирты являются более слабыми кислотами, чем вода:



Проявляя слабые основные свойства, спирты обратимо реагируют с галогеноводородными кислотами, например — с соляной кислотой (HCl). Схематично эту реакцию можно изобразить так:



Третичные спирты вступают в подобные реакции быстро, вторичные медленнее, а первичные — медленнее всего.

Спирты нашли широкое применение как в быту, так и в промышленности. В промышленности спирты используются в качестве растворителей, компонентов синтетических моющих средств и смазочных материалов, в качестве исходных мономеров для синтеза полимерных материалов и пестицидов. Этиловый спирт используется в пищевой промышленности и в медицине как асептическое средство и раствори-

тель для жидких лекарственных форм. Многие спирты служат компонентами ароматических композиций в парфюмерно-косметической промышленности. Пожалуй, невозможно найти промышленную отрасль, в которой в том или ином качестве не использовались бы спирты.

**ПОСТСКРИПТУМ.** Бытует мнение, будто Дмитрий Иванович Менделеев является создателем сорокаградусной русской водки, а также — технологии ее производства. Целую докторскую диссертацию о водке написал!

А еще бытует мнение, будто сорок градусов Менделеев не с потолка взял, а предложил с большим смыслом. Будто бы сорокаградусный раствор спирта в воде обладает некими необычайными, едва ли не чудесными свойствами, которых нет ни у тридцатипятиградусного, ни у сорокапятиградусного растворов. Почему? А вот так! И не спорьте — гениям виднее.

Кстати говоря, градус спиртного напитка не следует отождествлять с процентом содержания в нем этилового спирта. По сложившейся традиции, применительно к спиртным напиткам, процент — это объемный показатель, а градус — весовой. Если смешать равные количества 96% этилового спирта, который условно считают чистым, поскольку полностью освободить спирт от примесей невозможно, и воды, то получится смесь крепостью не в 50°, а примерно в 41°. Почему? Да потому что вода и спирт имеют разный вес. 1 литр воды весит 1000 грамм, а 1 литр 96%-ного этилового спирта — примерно 790 грамм. Вот и считайте...

И еще учтите, что спирт, смешиваясь с водой, ведет себя очень странно. Если смешать 100 мл воды со 100 мл этилового спирта, то полученная смесь будет иметь объем...

...200 мл?

Нет — объем будет меньше!

Парадокс?

Никакого парадокса! Сугубая химия.

Дело в том, что при смешивании этилового спирта с водой получается не простая смесь спирта и воды. Образуются гидраты этилового спирта (связанные молекулы спирта и воды), причем количество этих гидратов и их разновидности, а следовательно — и их свойства, зависят от количества смешанного с водой спирта. Объем гидратного комплекса меньше суммы объемов составляющих его молекул спирта и воды в свободном состоянии. Можно сказать, что при образовании гидратов молекулы «встраиваются» друг в друга. Потому и объем водно-спиртовой смеси получается меньше суммы исходных объемов воды и спирта.

Гидраты спиртов бывают разные и свойства у них разные. опыты по смешиванию спирта с водой поражали ученых и сворачивали их с проторенной естественно-материалистической дороги в мистические дебри. А как же можно обойтись без мистики, если водно-спиртовые смеси вели себя самым необъяснимым образом? Вроде бы установишь опытным путем, что смешивание спирта с водой дает такое-то уменьшение объема, а при добавлении к смеси дополнительного количества спирта получишь

совершенно иной результат... Черт голову сломит!

Черт-то, может, и сломит, а настоящий ученый попробует объяснить необъяснимое.

Докторская диссертация Дмитрия Ивановича Менделеева, которую он защитил в 1865 году, называлась «О соединении спирта с водой». И посвящена она была не оптимальной крепости водки, а объяснению «парадоксов», возникающих при смешивании этилового спирта с водой. Текст диссертации легко находится в Интернете. Можете убедиться сами.

Да, вот еще что. К введению в Российской империи водочной монополии, четвертой по счету, Менделеев также никакого отношения не имел. Никакого! Несмотря на то, что ему приписывают и авторство соответствующего законопроекта, и его разработку, и чуть ли не лоббирование. Четвертая водочная монополия была введена в 1894 году по инициативе тогдашнего министра финансов Сергея Витте. Менделеев же входил в технический отдел Комитета для пересмотра Положения о питейном сборе, учрежденного в 1863 году при Министерстве финансов. В этом комитете Менделеев занимался корректированием спиртометрических таблиц, которые применялись при пересчете содержания этилового спирта в алкогольных напитках на стандартную, «казенную» крепость. Такие таблицы существенно облегчали работу чиновников, избавляя их от необходимости всякий раз проводить сложные расчеты.

**ПОСТПОСТСКРИПТУМ.** Так откуда же взялись эти самые 40° крепости?

Каких только объяснений не существует! И вкус у сорокоградусной водки наилучший... И разные примеси при такой крепости невозможно скрыть... И пищевод такая водка не обжигает... И целебное действие оказывает... Ну и Менделеева вспомнить не грех — ему, гению нашему, виднее было...

Но, как мы уже знаем, Менделеев тут ни при чем. Совсем.

Дело в том, что в середине XIX века в Российской империи существовало несколько сортов водки различной крепости. Про трехпробное вино вам слышать доводилось? А про пенник?

При такой широте ассортимента нужен был какой-то стандарт для учета произведенной продукции и расчета питейного налога. Таким стандартом был тридцативосьмиградусный полугар, получивший такое название потому что при сгорании его объем уменьшался на половину. В 1868 году на Общем собрании Государственного совета Российской империи (на высшем уровне!) «эталонную» полугарную крепость в 38° удобства ради округлили до 40° и сделали обязательной. Статья об обязательной крепости спиртных напитков устанавливала, что «вино и спирт, при хранении в заводских подвалах, оптовых складах и местах раздробительной торговли, а также при продаже из означенных мест, должны иметь крепость не ниже сорока градусов». Так и пошло... А ведь могли бы округлить и в обратную сторону — до 35°.

## ГЛАВА ВОСЕМНАДЦАТАЯ.

МУРАВЕЙ, УКСУС, ЩАВЕЛЬ,  
МАСЛО, КАПРОН, ЯНТАРЬ...

**Ч**то общего между объектами, перечисленными в заголовке?

Казалось бы — ничего общего быть не может. Уж больно далеки муравьи от капрона, а уксус от янтаря...

Но на самом деле нечто общее есть — в честь каждого из перечисленных объектов названы кислоты. Карбоновые.

К классу карбоновых кислот относятся соединения, содержащие карбоксильную группу или карбоксил , в которой атом углерода связан двойной связью с атомом кислорода и одинарной — с гидроксильной группой (-OH).

Соединения, содержащие одну карбоксильную группу, называются одноосновными карбоновыми кислотами (монокарбоновыми), две — двухосновными, и так далее. Химики используют как укоренившиеся тривиальные названия карбоновых кислот (например — уксусная или капроновая), так и образованные по принятым

(муравей, уксус, щавель, масло, капрон, янтарь...)

Глава восемнадцатая.

правилам, согласно которым название кислоты образуют от названия соответствующих им предельных углеводородов (алканов) с добавлением окончания «-овая» и слова «кислота».

Так, например, по номенклатурным правилам муравьиная кислота ( $\text{H-COOH}$ ) называется метановой кислотой, а уксусная ( $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ) — этановой кислотой.

Низшие представители одноосновных карбоновых кислот известны с давних пор и их названия, чаще всего, указывают на природный источник, из которого они впервые были выделены. Например, уксусная кислота, которая получалась при скисании виноградного вина, в античные времена получила название от греческого слова «оксис», что означает «кислый». Муравьиную кислоту в XVII веке обнаружили в едких выделениях рыжих муравьев. Масляная кислота присутствует в сливочном масле не в свободном состоянии, а в виде сложного эфира с глицерином (см. двадцать первую главу). Свободная масляная кислота, обладающая резким запахом, выделяется в свободном состоянии, когда масло портится, и придает ему неприятные запах и вкус. Валериановая кислота содержится в валериановом корне, арахидовая кислота встречается в масле земляного ореха арахиса, щавелевая кислота содержится в щавеле и в ревене, а янтарная кислота была получена при прокаливании янтаря.

У вдумчивых читателей может возникнуть вопрос — а как появилось название «капроновая кислота»? Неужели ее выделили из капрона,

синтетического полиамидного<sup>1</sup> волокна? Нет, с капроновой кислотой дело обстоит иначе — это капрон был назван в ее честь, поскольку мономером для гигантских капроновых молекул служит вещество капролактam — «дальний родственник» капроновой кислоты.

Названия и формулы  
некоторых карбоновых кислот

Муравьиная	$\text{HCOOH}$
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$
Пропионовая	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$
Масляная	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$
Изомасляная	$(\text{CH}_3)_2\text{COOH}$
Валериановая	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{COOH}$
Капроновая	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$
Щавелевая	$\text{HOOC} - \text{COOH}$
Малоновая	$\text{HOOC} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
Янтарная	$\text{HOOC} - (\text{CH}_2)_2 - \text{COOH}$
Глутаровая	$\text{HOOC} - (\text{CH}_2)_3 - \text{COOH}$
Адипиновая	$\text{HOOC} - (\text{CH}_2)_4 - \text{COOH}$
Акриловая	$\text{CH}_2 = \text{CHCOOH}$

Низшие карбоновые кислоты (содержащие в молекуле не более четырех атомов углерода) хорошо растворимы в воде и спиртах. Высшие карбоновые кислоты плохо растворяются в воде, но хорошо растворяются в спиртах и эфире.

<sup>1</sup> Полиамиды — пластмассы на основе синтетических высокомолекулярных соединений, содержащих в основной цепи амидные группы ( $-\text{CONH}-$ ).

Низшие карбоновые кислоты представляют собой бесцветные жидкости с резким запахом, начиная с пентановой (валериановой) кислоты ( $C_4H_9COOH$ ) они становятся маслянистыми и тоже с резким запахом, а высшие кислоты (начиная с девяти атомов углерода в молекуле) представляют собой твердые вещества. Поскольку высшие карбоновые кислоты входят в состав животных и растительных жиров, они называются «высшими жирными кислотами».

Карбоновые кислоты — весьма активные химические соединения. Они вступают в реакции с различными веществами. Высокая активность объясняется поляризованностью карбоксильной группы. Карбоксильная группа сочетает в себе две функциональные группы — карбонил ( $=C=O$ ) и гидроксил ( $-OH$ ), оказывающие взаимное влияние друг на друга. Положительно заряженный атом углерода карбонильной группы оттягивает на себя электронную пару, общую с атомом кислорода гидроксильной группы. Атом кислорода гидроксильной группы, в свою очередь, притягивает ближе к себе электронную пару, общую с атомом водорода. Связь атома кислорода с атомом водорода в гидроксильной группе поляризуется, в результате чего атом водорода легко отщепляется.

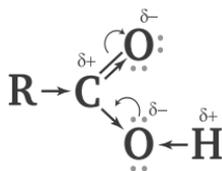


Схема взаимовлияния атомов карбоксильной группы

Среди продуктов реакции карбоновых кислот важное значение имеют их **функциональные производные**, то есть соединения, полученные в результате реакций с участием карбоксильной группы.

$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{O}^- \text{Me}^+ \\ (\text{Me} - \text{металл}) \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{O}-\text{R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Соли	Сложные эфиры	Амиды
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{Hal} \\ (\text{Hal} - \text{галоген}) \end{array}$	$\text{R}-\text{C}\equiv\text{N}$
Ангидриды	Галогенангидриды	Нитрилы

Согласно правилам, названия солей карбоновых кислот составляют из названий кислотного остатка и металла. Например,  $\text{CH}_3\text{COONa}$  — ацетат натрия.

Все органические кислоты намного слабее неорганических кислот. Из неорганических уступают органическим в силе только угольная ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) и кремниевая ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) кислоты.

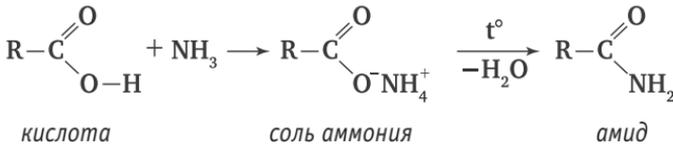
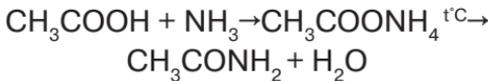
Вот вам «запоминательное» стихотворение:

В кислотах — группы карбоксильные,  
и потому они несильные.



Сложными эфирами называются производные кислот (карбоновых или неорганических), в которых гидроксильная группа (-ОН) кислоты заменена на спиртовой остаток. Сложные эфиры используются в качестве растворителей и ароматизаторов.

Карбоновые кислоты **взаимодействуют с аммиаком (NH<sub>3</sub>) с образованием солей аммония и амидов, продуктов замещения гидроксильных групп (-ОН) на аминогруппы (NH<sub>4</sub>) и (NH<sub>2</sub>):**



Амиды широко применяются как пластификаторы<sup>1</sup> и сырье для производства полимерных материалов.

Карбоновые кислоты широко применяются в химической промышленности в процессах синтеза различных веществ, кроме того уксусную кислоту используют в пищевой промышленности, а щавелевую — в металлургии для удаления окалина с металлов. Высшие карбоновые кислоты (например — стеариновая и пальми-

<sup>1</sup> Пластификаторы — вещества, добавляемые к материалам для придания или повышения их эластичности и пластичности.

тиновая) входят в составы смазочных веществ, кремов и мазей.

Раз уж мы заговорили о карбоновых кислотах, то давайте попутно развенчаем один популярнейший миф, касающийся молочной кислоты ( $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-COOH}$ ).

Все или почти все люди, занимающиеся физкультурой и спортом, знают, что при работе мышц в них образуется молочная кислота.

Это верно — молочная кислота образуется в мышцах при распаде глюкозы (виноградного сахара). Глюкоза — источник энергии, которая выделяется при ее распаде. Интенсивно работающая мышца нуждается в большом количестве энергии. Чем выше потребность в энергии, тем больше распадается глюкозы и тем больше образуется молочной кислоты.

Все знают, что молочная кислота вызывает неприятные ощущения в мышцах, как во время тренировки, так и на следующий день после нее.

Да, действительно, молочная кислота обладает способностью раздражать нервные окончания, что вызывает чувство жжения или болезненности в мышцах.

Все знают, что для того, чтобы на следующий день после тренировки мышцы бы не болели, надо как можно скорее удалить из них молочную кислоту. Лучше всего — посетить сразу же после тренировки сауну или же принять горячую ванну. Тепло расширяет кровеносные сосуды и ускоряет кровоток, то есть способствует скорейшему вымыванию молочной кислоты из мышц.

Правда, и после сауны мышцы на следующий день побаливают, если тренировка была полноценной. Но люди все равно верят в чудодейственную силу сауны и горячих ванн. Думают: «А если бы не прогрелась, было бы еще хуже — болело бы сильнее».

Давайте рассмотрим вот эту коротенькую логическую цепочку:

— первое — молочная кислота вызывает неприятные ощущения в мышцах во время тренировки;

— второе — молочная кислота вызывает появление неприятных ощущений в мышцах спустя 8 — 16 часов после тренировки.

Ничего странного не находите?

Молочная кислота вызывает неприятные ощущения в мышцах во время тренировки и на следующий день... Но спустя полчаса-час после тренировки мышцы не болят. Только усталость отмечается, но это дело другое, мы сейчас говорим не об усталости, а о болезненно-неприятных ощущениях. И спустя три-четыре часа после тренировки мышцы не болят... Странное какое-то действие у молочной кислоты, особенно если учесть, что она вымывается из мышц кровью. Через 10 часов ее в мышцах вообще остаться не должно — кровоснабжение мышц хорошее, интенсивное — а мышцы болят. Странно как-то получается...

И вот еще что странно — у тренированных людей, организмы которых привыкли (адаптировались) к интенсивной физической нагрузке, мышцы после тренировок почти не болят. А вот

унетренированных — болят сильно. Почему? Мышечные нервы «привыкают» к действию молочной кислоты и не так сильно реагируют на раздражение? Или что-то еще?

Что-то еще. В нерве может развиваться торможение как ответ на чрезмерно интенсивное и длительное возбуждение, но, во-первых, раздражение нервных окончаний молочной кислотой к интенсивным не относится, а во-вторых, оно носит кратковременный характер. Спустя час после тренировки в мышцах молочной кислоты практически не остается.

Спустя час после тренировки!

Спустя час после тренировки в мышцах молочной кислоты практически не остается! А уменьшаться ее количество начинает сразу же после прекращения работы мышцы. То, что есть, вымывается кровью, а новых порций уже не образуется — мышца-то прекратила работу. Так что молочная кислота может вызывать неприятные ощущения только ВО ВРЕМЯ тренировки, но не на следующий день. И эти неприятные ощущения воспринимаются как жжение или небольшая болезненность, а не как довольно выраженная боль, дающая знать о себе буквально при каждом движении и даже в покое.

Отсроченные (или, как еще говорят — запоздалые) мышечные боли вызываются микротравмами, возникающими в мышцах во время тренировок. Молочная кислота здесь ни при чем. Ее к моменту появления отсроченных болей в мышцах и в помине не остается. В тренированных,

развитых мышцах микротравм при интенсивной работе возникает гораздо меньше, чем в нетренированных, потому те, кто тренируется давно и регулярно, испытывают после интенсивной мышечной работы гораздо меньший дискомфорт, чем те, кто только-только начал тренироваться.

Так стоит ли посещать сауну или принимать горячую ванну после тренировки?

Однозначно стоит, если это доставляет вам удовольствие и у вас нет каких-либо медицинских противопоказаний.

Вот так.

**ПОСТСКРИПТУМ.** А вот вам вопрос на засыпку — назовите три растения, богатых лимонной кислотой ( $\text{HOOC-CH}_2\text{-C(OH)COOH-CH}_2\text{-COOH}$ ).

Сразу же на ум приходит лимон. Логично, раз кислота лимонная.

Со вторым растением не так все просто. Логика подсказывает, что это должно быть цитрусовое растение — апельсин, грейпфрут... Но, скорее всего, это будет лайм — «кузен» лимона.

Да, в соке лайма может содержаться до 10% лимонной кислоты. Это хороший показатель.

Но вряд ли вы сможете угадать растение, которое окажется на третьем месте, а, если точнее — разделит второе место с лаймом. Это махорка, близкая родственница табака обыкновенного. В листьях и стеблях махорки содержится много лимонной кислоты в виде комплекса с никотином. Именно махорка и лимон

в прежние, «дохимические», времена использовались в качестве сырья для получения лимонной кислоты. В наше время основным промышленным способом получения лимонной кислоты является биосинтез из сахарозы с помощью плесневых грибов.

## ГЛАВА ДЕВЯТНАДЦАТАЯ. ФЕНОЛЫ, АЛЬДЕГИДЫ, КЕТОНЫ

**В**се знают безжалостных убийц, чьи имена начинаются на «ф»?

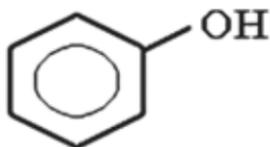
На ум сразу же приходят Фантомас и Капитан Фазма из «Звездных войн». Но этим вымышленным персонажам далеко до реальных убийц, преследующих нас буквально на каждом шагу.

Их имена — Фенол и Формальдегид. Это сильные яды, опасные для всего живого даже в незначительном количестве. Основными источниками фенола и формальдегида в быту являются смолы, используемые при изготовлении таких материалов, как фанера, ламинат, древесностружечные и древесноволокнистые плиты (ДСП и ДВП).

Врагов надо знать в лицо, так что будем знакомиться. Или же вспоминать то, что забыли.

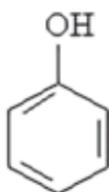
Начнем с фенола. Фенол ( $C_6H_6OH$ ) является простейшим представителем фенолов, органических соединений ароматического ряда, в мо-

лекулах которых гидроксильные группы связаны с атомами углерода бензольного ядра.

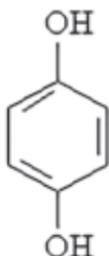


Фенол

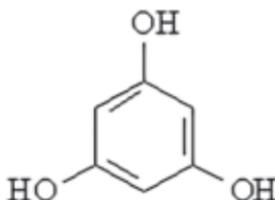
В зависимости от количества гидроксильных групп в молекуле различают одноатомные и многоатомные фенолы.



фенол



гидрохинон



флороглицин

Общая формула фенолов похожа на общую формулу спиртов — радикал плюс гидроксильная группа. Но фенолы отличаются от спиртов тем, что у них сильнее выражены кислотные свойства. Это объясняется тем, что свободная электронная пара атома кислорода в феноле оттянута к бензольному ядру, что приводит к увеличению положительного заряда на атоме кислорода, а следовательно, он легче отдает протон. Чем легче отдается протон, тем сильнее

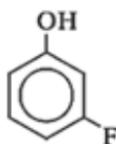
кислотные свойства. Недаром же раньше фенол называли «карболовой кислотой», в просторечии — «карболкой».

Общая формула одноатомных фенолов  $C_n H_{2n-7} OH$ .

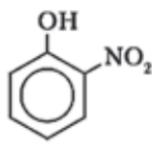
При построении названий фенолов, нумерацию атомов углерода бензольного ядра начинают от атома, непосредственно связанного с гидроксильной группой и продолжают в такой последовательности, чтобы имеющиеся заместители получили наименьшие номера.



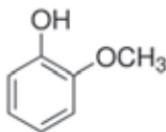
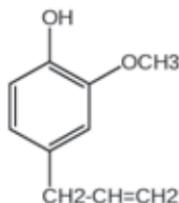
4-этилфенол



3-фторфенол



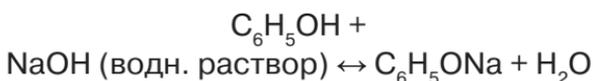
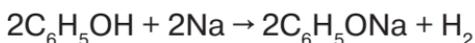
2-нитрофенол

2-метоксифенол,  
(гваякол)4-аллил-2-метоксифе-  
нол (эвгенол)

Большинство фенолов при обычных условиях представляют собой кристаллические вещества, обладающие характерным запахом, довольно плохо растворимые в холодной воде, но хорошо растворимые в горячей. Фенолы образуют

прочные водородные связи между молекулами и потому имеют довольно высокие температуры кипения и плавления. Многие из фенолов, в том числе и сам фенол, ядовиты, в этом отношении молва не лжет. Благодаря своей ядовитости фенол широко применяется в медицине как антисептик (в виде 5% водного раствора).

Химические свойства фенолов схожи со свойствами кислот. Так, например, **подобно кислотам, фенолы взаимодействуют с активными металлами и с водными растворами щелочей с образованием солей:**



$\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$  - фенолят натрия

Подробно разбирать химические свойства фенолов мы не будем, перейдем к самому интересному — к сговору двух убийц, то есть к реакции фенола с формальдегидом ( $\text{CH}_2\text{O}$ , или  $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$ ). Только сначала надо будет вспомнить, что такое альдегиды (а заодно и что такое кетоны).

Альдегиды и кетоны, имеющие общее название оксосоединения, содержат альдегидную (карбонильную) группу  $\text{>C=O}$ , которую также называют «карбонилем», или «оксогруппой». Разница заключается в том, что у альдегидов атом углерода карбонильной группы связан с атомом углерода и атомом водорода, то есть карбонил

расположен в начале углеводородной цепи, а у кетонов — с двумя атомами углерода, то есть карбонил расположен внутри углеводородной цепи.



По сути дела, у альдегидов есть группа СНО, а у кетонов — СО.

Вот вам два запоминательных стишка.

Первый:

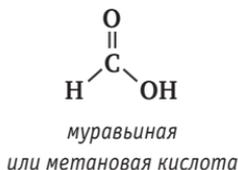
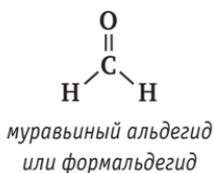
«Пусть вкусно пахнут альдегиды,  
но группа «цэ-аш-о» их выдаст!»

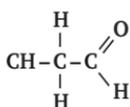
Второй:

«В кетонах группа есть «цэ-о»,  
но это, право, ничего».

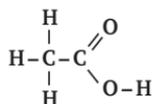
Название «альдегид» является сокращением от латинского «алкоголь дегидрогенатус» — спирт, лишенный водорода.

Весьма распространены тривиальные названия альдегидов, связанные с тривиальными наименованиями кислот с тем же углеродным скелетом.





уксусный альдегид  
или ацетальдегид

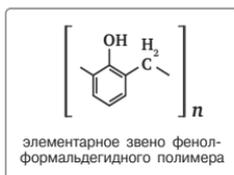
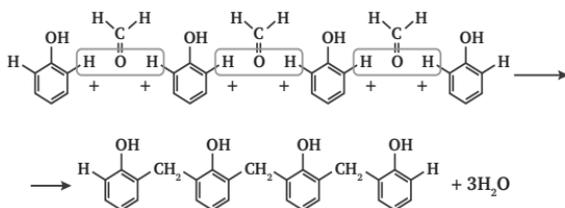


уксусная  
или этановая кислота

Формальдегид — первый член гомологического ряда альдегидов, альдегид метанола и муравьиной кислоты. Название «альдегид» является сокращением от латинского «алкоголь дегидрогенатус» — спирт, лишенный водорода. Формальдегид — единственный из альдегидов, у которого атом углерода связан с двумя атомами водорода.

Формальдегид — высокотоксичное вещество. Если сравнивать токсичность фенола и формальдегида, то формальдегид окажется на первом месте.

Взаимодействуя с формальдегидом, фенол образует полимер — фенолформальдегидную смолу, которая является основой различных пластмасс, клеев, лаков и герметиков:



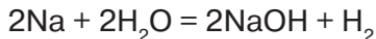
Спектр применения фенолформальдегидных смол невероятно широк. В частности, они используются в качестве связующего материала при изготовлении фанеры, ДСП и ДВП.

Давайте проясним два обстоятельства.

Первое — фенолформальдегидные смолы представляют собой не смесь фенола и формальдегида, а продукт их взаимодействия, совершенно другое вещество с совершенно другими свойствами. Нельзя уподоблять свойства продукта реакции свойствам исходных веществ.

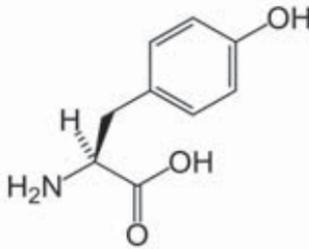
Наглядным примером к сказанному может служить хлорид натрия, представляющий собой поваренную соль — безопасную добавку к пище.

Но ведь свободный хлор ядовит, когда-то он даже применялся в качестве химического оружия. А натрий взаимодействует с водой с образованием сильного основания — гидроксида натрия (NaOH), едкого токсического вещества:



Но мы спокойно солим суп и так же спокойно едим его, не опасаясь ни ядовитого хлора, ни едкого гидроксида натрия. Потому что хлор и натрий — это одни вещества, а продукт их взаимодействия — совершенно другое.

А знаете ли вы, что феноловый остаток входит в состав аминокислоты тирозина?



Структурная формула тирозина

Тирозин относится к «героической двадцатке», то есть — к двадцати образующим белки аминокислотам. Другими словами, практически в каждой белковой молекуле присутствует фенол, ужасный и коварный! Фенол образуется в нашем организме в процессе ряда биохимических реакций. И формальдегид тоже образуется, в качестве побочного продукта клеточного обмена при окислении многих веществ, содержащих метильную группу ( $-\text{CH}_3$ ). Кстати, в 1 литре нашей крови содержится примерно 2 миллиграмма формальдегида!

Второе — фенолформальдегидные смолы являются стойкими веществами с прочными связями в молекулах. Именно это свойство и обусловило сферу их использования, в том числе и в качестве компонента синтетических клеевых веществ. Фенолформальдегидные смолы не распадаются сами собой на фенол и формальдегид. Для того, чтобы это случилось, ту же древесностружечную плиту надо поджечь.

То же самое можно сказать и о пластмассах.

Фенол может выделяться из фенолформальдегидных смол в процессе их застывания, то

есть — в ходе производственного процесса. Но это же совсем другое дело.

А знаете ли вы, что натуральная, ничем не обработанная древесина постоянно выделяет формальдегид, который образуется в ходе окислительных реакций с участием содержащегося в воздухе кислорода?

Давайте рассмотрим еще и третье обстоятельство, касающееся не только фенола и формальдегида, но и всех токсичных веществ вообще — опасную для здоровья концентрацию. Концентрации имеют значение. Даже нетоксичная поваренная соль может привести к расстройствам здоровья, если есть ее ложками. В воздухе, которым мы дышим, содержится некоторое количество фенола и формальдегида. Предельно допустимой среднесуточной концентрацией в воздухе (это такой санитарно-гигиенический показатель, сокращенно обозначаемый как ПДКс.с) для фенола является  $0,006 \text{ мг/м}^3$ , а для формальдегида —  $0,01 \text{ мг/м}^3$ . Говоря о том, что фенол и формальдегид «находятся повсюду и везде» надо понимать, в каких количествах они там находятся.

На это некоторые читатели могут возразить — не в концентрациях, мол, дело, а в способности этих ужасных ядов накапливаться в организме. Чуть да по чуть-чуть — так и смертельная доза наберется.

Спите спокойно, дорогие читатели. Формальдегид, образующийся в клетках нашего организма, а также поступающий извне, не накапливается где-то там в недрах, а постоянно обезвреживается — связывается с последующим выведени-

ем из организма или же окисляется. Фенол тоже обезвреживается в организме и тоже выводится наружу. Вдаваться в детали обезвреживающих процессов мы не станем, поскольку они относятся к биологической химии, но желающие углубить познания, а также все недоверчивые могут набрать в поисковике «Формальдегид: обезвреживание в организме», а также «Фенол: обезвреживание в организме» и узнать все-все-все. А мы вернемся к альдегидам с кетонами.

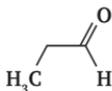
По принятым правилам наличие альдегидной группы обозначается суффиксом «-аль», добавляемому к названию соответствующего алкана. Формальдегид — это метаналь.



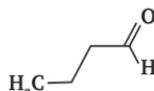
метаналь (формальдегид,  
муравьиный альдегид)



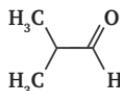
этаналь (ацетальдегид,  
уксусный альдегид)



пропаналь (пропионовый альдегид)



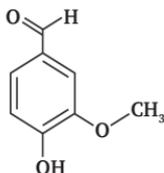
бутаналь (масляный альдегид)



метилпропаналь (изомасляный альдегид)

Простейший альдегид — муравьиный, представляет собой газ с резким запахом. Прочие низшие альдегиды — это жидкости, хорошо растворимые в воде и обладающие довольно резким «фруктовым» запахом. У высших альдегидов запах приятный, ввиду чего они используются в парфюмерной промышленности.

Известный всем запах ванили — это запах 4-гидрокси-3-метоксибензальдегида, который также называют ванилином.



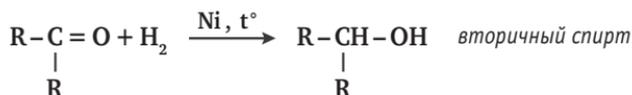
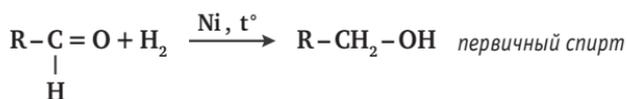
Ванилин (4-гидрокси-3-метоксибензальдегид)

Главным же промышленным альдегидом является формальдегид, который используется в производстве смол, для дубления кож и протравливания зерна, а также в фармацевтической промышленности.

Простейший кетон — это ацетон  $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$  или  $\text{CH}_3-\text{C}(\text{O})-\text{CH}_3$ . Ацетон получил свое название от латинского слова «ацетум» — уксус, потому что в старину его получали из ацетатов, солей уксусной кислоты.

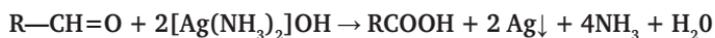
Все низшие кетоны представляют собой хорошо растворимые в воде жидкости. Большинство их обладает запахом, который не так резок, как запах альдегидов. Высшие кетоны представляют собой легкоплавкие твердые вещества. Кетоны токсичны.

Альдегиды при восстановлении образуют первичные спирты (спирты, у которых OH-группа связана с первичным или концевым атомом углерода), а кетоны — вторичные спирты (спирты, у которых OH-группа связана с вторичным атомом углерода). Схематично реакции выглядят так:



Альдегиды окисляются до карбоновых кислот, при этом альдегидная группа (-CHO) превращается в карбоксильную группу (-COOH). **Рассмотрим в качестве примера одну такую реакцию с поэтическим названием «реакция серебряного зеркала»** — реакцию восстановления серебра из аммиачного раствора оксида серебра при помощи альдегида.

В водном растворе аммиака оксид серебра растворяется с образованием комплексного соединения — гидроксида диаминсеребра(I) ( $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ ). При добавлении альдегида к гидроксиду диаминсеребра (I), происходит окислительно-восстановительная реакция с образованием металлического серебра, которое выпадает в виде тонкой пленки, образующей в прозрачных сосудах зеркальную поверхность — серебряное зеркало.

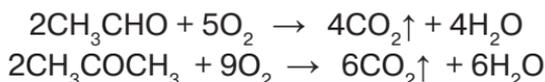


Кетоны, в отличие от альдегидов, окисляются с разрывом связей между атомами углерода по обе стороны карбонильной группы, в результате чего получается смесь четырех карбоновых кислот.

Реакция окисления кетонов происходит при нагревании. Схематично ее можно представить так:



Горение альдегидов и кетонов приводит к образованию углекислого газа и воды:



В промышленности кетоны широко применяются в качестве растворителей, а также служат сырьем для изготовления различных полимеров и некоторых лекарственных препаратов.

## ГЛАВА ДВАДЦАТАЯ. ЧТО ОБЩЕГО МЕЖДУ КРАХМАЛОМ И ПОРОХОМ?

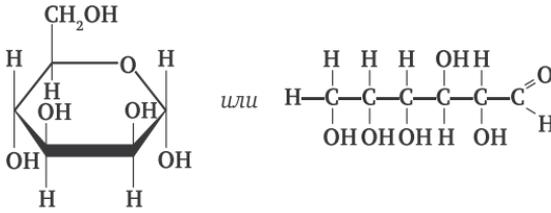
**В** этой главе мы будем вспоминать, что такое углеводы и с чем их, образно говоря, едят. Углеводами называются органические соединения, содержащие карбонильную ( $=C=O$ ) и несколько гидроксильных ( $-OH$ ) групп атомов.

Общая формула углеводов —  $C_n(H_2O)_m$ , где  $n$  и  $m$  имеют значения больше 3.

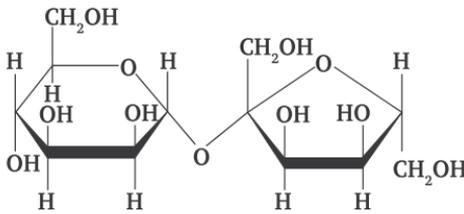
Присмотритесь к формуле. Слева стоит уголь, а справа — вода. Первоначально углеводы рассматривали как гидраты углерода, оттого и пошло такое название — уголь плюс вода. Но почему-то даже среди тех, кто изучал химию в вузе, бытует иное, ошибочное, мнение о том, что углеводы получили свое название из-за того, что в процессе обмена веществ в животных организмах они распадаются на воду и углекислый газ.

Углеводы делятся на простые сахара или моносахариды (например — глюкоза, фруктоза, рибоза) и полимеры этих простых сахаров — по-

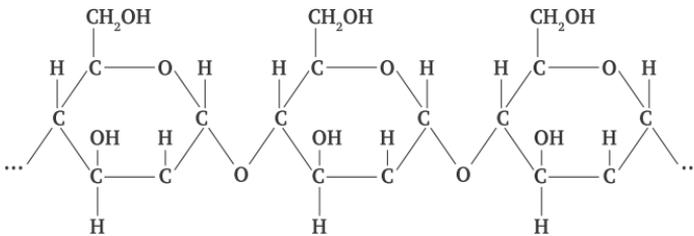
лисахариды (например — крахмал или целлюлоза). Среди полисахаридов выделяют группу олигосахаридов, содержащих в молекуле от 2 до 10 моносахаридных остатков (сахароза).



Глюкоза  $C_6H_{12}O_6$



Сахароза  $C_{12}H_{22}O_{11}$



Фрагмент молекулы крахмала или целлюлозы ( $C_6H_{10}O_5$ )<sub>n</sub>

Молекула крахмала имеет разветвленное строение, похожее на сетку, а молекула целлюлозы имеет строение цепочки, но их мономером является глюкоза.

(Что общего между крахмалом и порошком?)  
 Гавва АвваЦотгя.

Так что же общего между крахмалом и порохом?

Для того чтобы ответить на этот вопрос, надо вспомнить о том, что такое порох.

Первый вид пороха, изобретенный не то в Китае, не то в Европе в Средние века, представлял собой смесь трех основных компонентов — индийской селитры<sup>1</sup>, древесного угля и серы, к которым, в малых количествах, могли добавляться еще какие-то вещества. Всем хорош был этот порох, только дымил нещадно. Сделаешь выстрел из ружья — и жди некоторое время, пока дым вокруг рассеется. Ну а когда пушка выстрелит — так вообще хоть караул кричи, потому что заряд у пушки куда мощнее ружейного и, соответственно, дыма от него гораздо больше. После первого обмена выстрелами во время сражения все поле битвы затягивалось дымовой завесой... Хорошо, если ветер ее быстро развеет, а что делать, если ветра нет?

В 1884 году французский химик Поль Вьель изобрел бездымный порох, главным компонентом которого являлась нитроцеллюлоза — целлюлоза, в молекуле которой некоторое количество гидроксильных групп замещены на нитрогруппы ( $-\text{NO}_2$ ). Нитроцеллюлоза стала одним из первых искусственных полимеров в истории человечества.

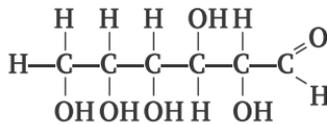
<sup>1</sup> Селитра — это устаревшее общее название для минералов, содержащих нитраты щелочных и щелочноземельных металлов, а также аммония. Индийской селитрой называли нитрат калия ( $\text{KNO}_3$ ).

Таким образом, можно считать, что крахмал и бездымный порох — родственники, двоюродные братья.

Одним из наиболее распространенных в природе моносахаридов (если не самым распространенным) является глюкоза, также называемая «виноградным сахаром». Глюкоза содержится не только в винограде, но и во многих других фруктах, ягодах и овощах, а также почти во всех органах растений, а также и в животных организмах. Глюкоза вездесуща.

**С химической точки зрения,** глюкоза, содержащая одну карбонильную (если точнее — то альдегидную) группу и пять гидроксильных, представляет собой альдегидоспирты. Содержала бы вместо альдегидной кетонную группу — была бы кетонспиртом.

Формула глюкозы  $C_6H_{12}O_6$  или

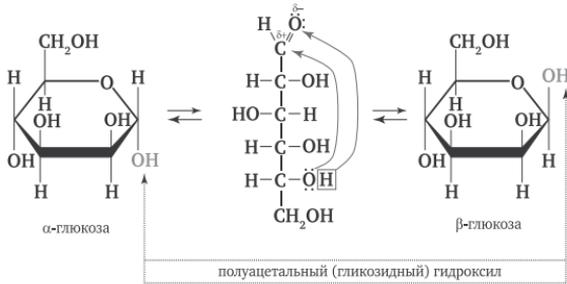


В результате взаимодействия карбонильной группы с одной из гидроксильных групп молекула глюкозы может замыкаться в кольцо, то есть глюкоза может существовать в двух формах: *открытой* и *циклической*. В растворе глюкозы эти формы находятся в равновесии друг с другом. В твердом состоянии глюкоза имеет циклическое строение. Кристаллическая глюкоза — это  $\alpha$ -форма глюкозы.

Циклические  $\alpha$ - и  $\beta$ -формы глюкозы представляют собой пространственные изомеры,

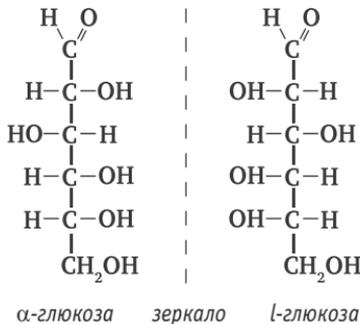
(Что общего между крахмалом и порохом?)  
**Глава Двадцатая.**

отличающиеся положением полуацетального гидроксила относительно плоскости кольца. Полуацетальным гидроксидом называется шестая гидроксильная группа, возникающая при замыкании линейной молекулы моносахарида в кольцо.



Из рисунка видно, какие атомы куда при этом перемещаются. Полуацетальный гидроксил благодаря высокой подвижности своего атома водорода активно взаимодействует с другими молекулами.

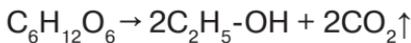
Для глюкозы также характерны межвидовая изомерия с кетонами (и альдегидокетонами) и оптическая изомерия, при которой образуются D и L формы, похожие друг на друга как зеркальные отражения (как правая и левая ладони):



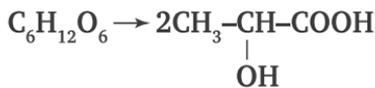
Глюкоза представляет собой бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде и сладкое на вкус. Температура плавления для  $\alpha$ -глюкозы  $146^\circ\text{C}$ , а для  $\beta$ -глюкозы —  $150^\circ\text{C}$ . Казалось бы — ну какая разница, где находится этот полуацетальный гидроксил — условно сверху или условно снизу? А вот же — положение его влияет на свойства вещества. Разница температур плавления на 4 градуса — это весьма существенно. Молекулы для  $\alpha$ -глюкозы при соединении друг с другом образуют полимер крахмал, а молекулы  $\beta$ -глюкозы — полимер целлюлозу.

**Специфическим свойством глюкозы, как моносахарида является ее ферментативное брожение** — распад под действием различных ферментов. Брожение происходит в присутствии ферментов, выделяемых дрожжевыми или плесневыми грибами, а также бактериями. В зависимости от природы действующего фермента различают следующие реакции брожения:

**А — спиртовое брожение с образованием этилового спирта (вызывается дрожжевыми грибами):**



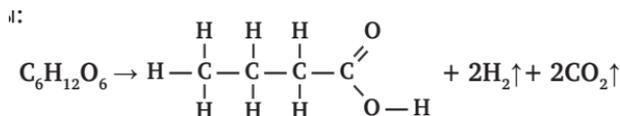
**Б — молочнокислое брожение с образованием молочной кислоты (вызывается молочнокислыми бактериями):**



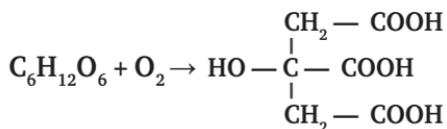
молочная кислота

(Что общего между крахмалом и порошком?)  
 Глава Двадцатая.

**В — маслянокислое брожение (вызывается некоторыми анаэробными<sup>1</sup> бактериями) с образованием масляной кислоты:**

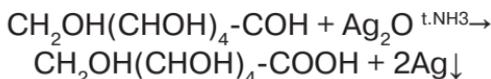


**Г — лимоннокислое брожение с образованием лимонной кислоты (вызывается плесневыми грибами):**



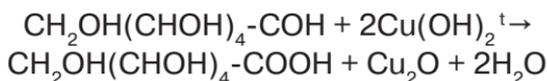
Будучи альдегидом, глюкоза проявляет свойства альдегидов.

Глюкоза участвует в реакции «серебряного зеркала» (мы недавно вспомнили, что так называется качественная реакция на альдегидную группу, выражающаяся в осаждении металлического серебра на стенках колбы при взаимодействии альдегида с аммиачным раствором оксида серебра):

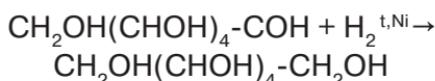


Глюкоза, подобно другим альдегидам, **окисляется гидроксидом меди(II)**, превращаясь в глюконовую кислоту:

<sup>1</sup> Анаэробными называются организмы, которым для жизнедеятельности не нужен кислород.



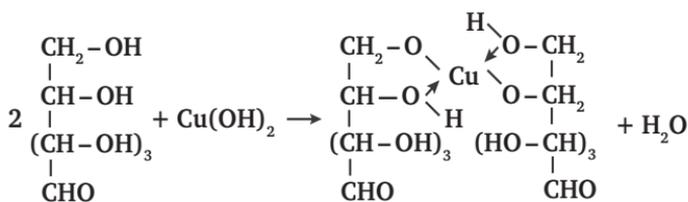
**Глюкоза восстанавливается водородом при нагревании в присутствии катализатора — никеля**, превращаясь в шестиатомный спирт сорбит:



Возможно вам знакомо название этого спирта. Сорбит используется в качестве заменителя сахара (пищевого подсластителя).

Обратите внимание на то, что альдегидом является только открытая (линейная) глюкоза. Замыкаясь в кольцо, глюкоза утрачивает альдегидную группу — расходует ее для связи концов молекулы.

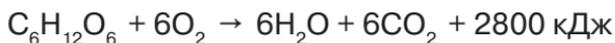
**Кроме альдегидных свойств, глюкоза** благодаря наличию гидроксильных групп **обладает свойствами многоатомных спиртов**. Так, например, она образует с гидроксидом меди(II) комплексное соединение ярко-синего цвета. Эта реакция является **качественной реакцией для многоатомных спиртов**:



(что общего между крахмалом и порошком?)

Гавва Аввацотья.

Глюкоза является ценным пищевым продуктом. В организме под действием ферментов она подвергается сложным биохимическим превращениям, которые упрощенно можно выразить так:

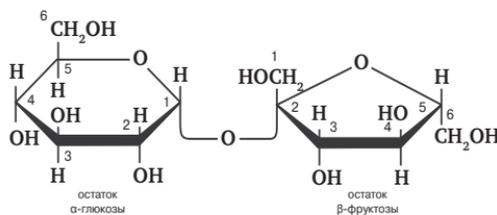


Конечными продуктами окисления глюкозы являются углекислый газ (диоксид углерода) и вода. При этом выделяется энергия. Глюкоза служит источником энергии для живых организмов.

Глюкозу широко используют в пищевой, фармацевтической и химической промышленности. Но сахар, белый свекловичный или коричневый тростниковый, который мы используем в быту, это не глюкоза, а сахароза.

Сахароза является одним из наиболее распространенных в природе олигосахаридов. Ее также называют «дисахаридом»<sup>1</sup>, поскольку молекула сахарозы состоит из остатков двух молекул моносахаридов — α-глюкозы и β-фруктозы, соединенных друг с другом за счет взаимодействия полуацетальных гидроксильных групп.

Молекулярная формула сахарозы —  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .



молекула сахарозы

<sup>1</sup> Приставка «ди-» означает «два», «двойной».

Фруктоза — изомер глюкозы, который присутствует в свободном виде практически во всех сладких ягодах и плодах.

Сахароза представляет собой бесцветное кристаллическое, хорошо растворимое в воде вещество, обладающее выраженным сладким вкусом.

Температура плавления сахарозы — 160 °С. При застывании расплавленной сахарозы образуется аморфная (не имеющая правильного кристаллического строения) прозрачная масса — знакомая всем карамель.

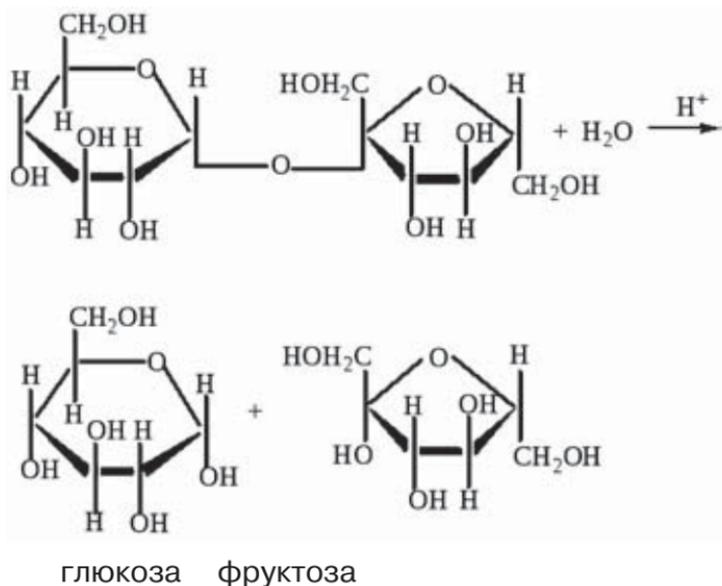
В отличие от глюкозы, сахароза не является альдегидом, так как она не способна «размыкать цепи», то есть превращаться в открытую форму, содержащую альдегидную группу. Вследствие этого сахароза не дает «реакции серебряного зеркала» и вообще она не способна окисляться, то есть не способна быть восстановителем и относится к группе так называемых «невосстанавливающих сахаров».

Сахароза подвергается гидролизу при нагревании в присутствии ионов водорода (серной кислоты) с образованием глюкозы и фруктозы:



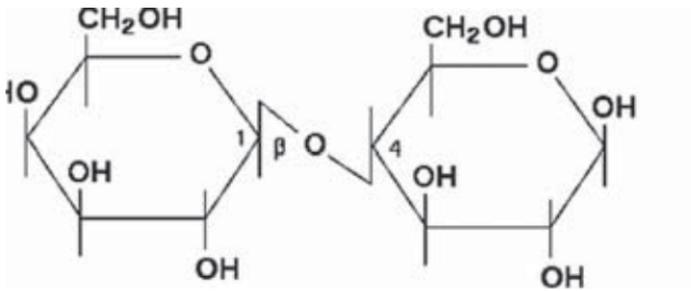
Уравнение этой реакции намеренно записано в обычном виде, чтобы наглядно проиллюстрировать важность структурных формул в органической химии. Ну-ка, ответьте, где в правой части уравнения глюкоза, а где фруктоза?

А вот если использовать структурные формулы, то сразу видно, где какое вещество:

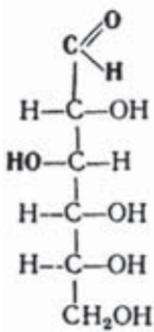


В высоких концентрациях сахара способна угнетать жизнедеятельность микроорганизмов и потому ее используют в качестве консерванта. Варка варенья представляет собой консервацию продукта с использованием сахарозы.

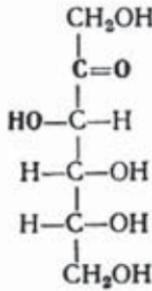
Существует также молочный сахар, или лактоза, — дисахарид, содержащийся в молоке и молочных продуктах. Молекула лактозы ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) состоит из остатков молекул глюкозы и другого моносахарида — галактозы, изомера глюкозы, отличающегося от нее пространственным расположением водородной и гидроксильной групп у 4-го углеродного атома.



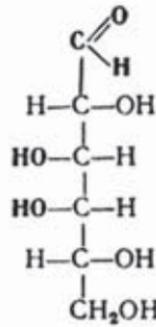
Структурная формула лактозы



Глюкоза



Фруктоза



Галактоза

Сравнение молекул глюкозы, фруктозы и галактозы

Нам осталось вспомнить о том, что такое крахмал и целлюлоза, после чего тема углеводов может считаться закрытой.

Крахмал и целлюлоза — это полимеры, полисахариды. Они очень похожи друг на друга, потому что оба «сделаны» из одного и того же мономера — глюкозы. Но, в то же время, они очень разные по своим свойствам и главное различие заключается в том, что крахмалом мы с вами можем питаться, а целлюлозой — нет. Только у некоторых видов животных, которые способны питаться древесиной

Глава Двадцатая.  
(что общего между крахмалом и порошком?)

(термиты) или травой (жвачные животные) в организме есть ферменты, способные разлагать целлюлозу на молекулы глюкозы. У нас в организме таких ферментов нет и у большинства животных они тоже отсутствуют.

Сравнительные характеристики крахмала и целлюлозы для наглядности представлены в виде таблицы.

Характеристики крахмала и целлюлозы

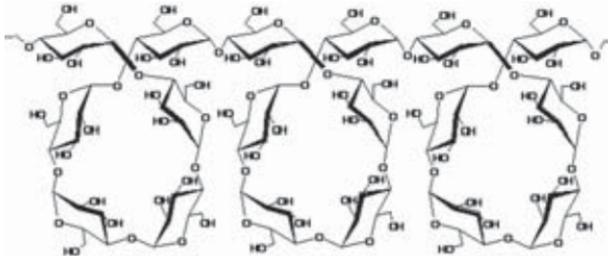
Характеристика	Название полисахарида	
	Крахмал	Целлюлоза
Молекулярная формула	$(C_6H_{10}O_5)_n$	$(C_6H_{10}O_5)_n$
Особенности строения	Структурное звено — остаток циклической молекулы $\alpha$ -глюкозы. Степень полимеризации — от нескольких сотен до нескольких тысяч. Структура макромолекул может быть линейной (амилоза) или разветвленной (амилопектин).	Структурное звено — остаток циклической молекулы $\beta$ -глюкозы. Степень полимеризации — от нескольких тысяч до нескольких десятков тысяч. Структура макромолекул линейная.
	В крахмале содержится 10–20 % амилозы и 80–90 % амилопектина.	

Характеристика	Название полисахарида	
	Крахмал	Целлюлоза
Нахождение в природе и биологические функции	В цитоплазме растительных клеток как запас питательного вещества в виде зерен.	Обязательный компонент клеточной оболочки любых растений, выполняющий строительную функцию.
Физические свойства	Белый аморфный порошок, не растворяющийся в холодной воде. В горячей воде амилоза растворяется, а амилопектин только набухает, вследствие чего образуется коллоидный раствор <sup>1</sup> — крахмальный клейстер.	Твердое волокнистое вещество, нерастворимое в воде.

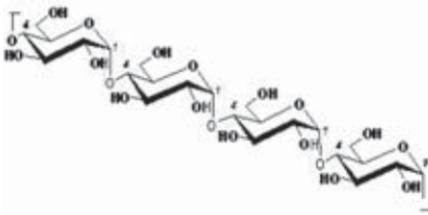
<sup>1</sup> Коллоидные растворы занимают промежуточное положение между истинными растворами и суспензиями (эмульсиями). Они представляют собой суспензии или эмульсии, в которых частицы «растворенного» вещества имеют размер в пределах 1-100 нм. 1 нанометр (нм) равен одной миллиардной части метра.

Характеристика	Название полисахарида	
	Крахмал	Целлюлоза
Химические свойства	<p>1) Образование глюкозы в результате полного гидролиза:  <math>(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6</math>.</p>	<p>1) Образование глюкозы в результате полного гидролиза:  <math>(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6</math>.</p>
	<p>2) Образование сложных эфиров за счет гидроксигрупп. Сложные эфиры крахмала практического применения не имеют.</p> <p>3) Качественная реакция с йодом — образующийся комплекс имеет синюю окраску:  <math>(C_6H_{10}O_6)_n + nI_2 = [(C_6H_{10}O_6)_n]^*nI_2</math></p>	<p>2) Образование сложных эфиров за счет гидроксигрупп. Сложные эфиры применяются в качестве загустителей и пластификаторов, компонентов клеевых композиций и различных полимерных материалов.</p> <p>3) С йодом не взаимодействует.</p>

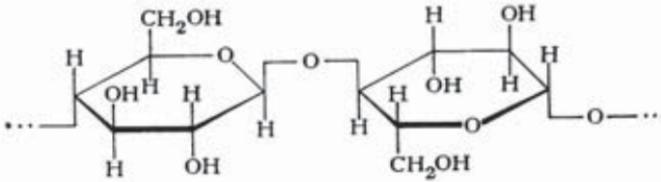
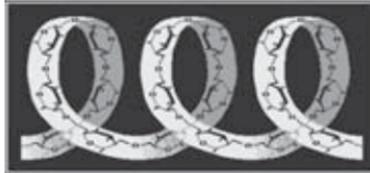
**Шляхов Андрей**  
(ХИМИЯ ДЛЯ ТЕХ, КТО ВСЕ ЗАБЫЛ)



Фрагмент макромолекулы амилопектина



Фрагмент макромолекулы амилозы



Фрагмент молекулы целлюлозы

Как вы думаете, почему амилоза растворяется в горячей воде, а амилопектин только набухает? В чем секрет?

«Секрет» в том, что линейная, не имеющая боковых разветвлений, молекула амилозы, закручена в спираль. Спиралевидная форма уменьшает вероятность образования водородных связей между молекулами амилозы — двум огромным спиральям трудно расположиться в пространстве таким образом, чтобы образовать много водородных связей. А вот маленьким молеку-

(что общего между крахмалом и порошком?)  
Гайда АвдАцотья.

лам воды форма молекул полисахарида, мягко говоря, «по барабану» — они подплывают к нужным участкам спиралей, устанавливают связи и растаскивают спирали в разные стороны, то есть — растворяют их.

В молекуле амилопектина цепочки разветвленные, но в спираль не закручены и потому легко образуют между собой водородные связи, «накладываясь» друг на друга. Амилопектиновые «конгломераты» молекулам воды не по зубам. Молекулы воды занимают пустоты между молекулами амилопектина, но растащить их в разные стороны не могут, поэтому амилопектин только лишь набухает, но не растворяется.

**Крахмал — основной углевод** нашей пищи и основной резервный углевод растений, являющийся одним из продуктов фотосинтеза. Растения накапливают крахмал в плодах, семенах, клубнях, корневищах, луковицах. Содержание крахмала в зернах риса достигает до 86%, в зернах пшеницы — до 75%, в зернах кукурузы — до 72%, в клубнях картофеля — до 25%.

В том, что молекула крахмала состоит из глюкозы, можно убедиться путем простого химического опыта, для которого не нужно никакого оборудования. Если долгое время (несколько минут!) жевать какой-либо крахмалосодержащий продукт, например — кусочек хлеба или картофеля, то во рту появится сладкий вкус, обусловленный тем, что пищеварительный фермент амилаза, содержащийся в слюне, расщепил «несладкую» молекулу крахмала на составные части — «сладкие» молекулы глюкозы.

С углеводами мы закончили. Вот вам «запоминательное» стихотворение:

«Виноградную глюкозу,  
Сахарозу и фруктозу,  
И молочную лактозу  
Любим мы за сладкий вкус.  
А крахмал совсем несладкий,  
И не сладкая клетчатка,  
Это тоже углеводы,  
Но совсем другой породы».

Глава Двадцатая.  
(Что общего между крахмалом и порошком? )

# ГЛАВА ДВАДЦАТЬ ПЕРВАЯ.

## ЭФИРЫ И ЖИРЫ

**У** слова «эфир» столько значений, что с кондачка в них не разобраться.

«Эфиром» в древнегреческой мифологии называли самый верхний слой неба, где живут боги и тот прозрачный легкий воздух, которым они дышат. Эфир — нечто легчайшее, воздушное, невесомое, поэтому легко испаряющиеся жидкости в старину называли «эфирами». Простые эфиры и простейшие сложные эфиры, о которых пойдет речь в этой главе, действительно летучи.

Но, кроме них, «эфиром» называют и гипотетическую всепроникающую среду, и мифическую пятую стихию...

Да и в химии под этим названием объединены совершенно разные вещества.

Опечатка?

Не ищите опечатку там, где ее нет!

По своей химической природе простые и сложные эфиры несхожи.

Простыми эфирами называются органические соединения, в которых две органические группы (два углеводородных радикала) соединены атомом кислорода:  $R-O-R'$ . Сложные эфиры — производные карбоновых кислот, в которых атом водорода замещен на углеводородный радикал — . Почувствуйте разницу. Общее название у столь несхожих веществ появилось благодаря их летучести. Чтобы не путаться, к названию «эфир» пришлось добавить слова «простой» или «сложный».

Простые эфиры подразделяются на симметричные и несимметричные. Если обе углеводородные группы в простом эфире одинаковы, то эфир называют «симметричным», а если разные, то — «несимметричным».

Названия эфиров образуются по разным правилам, но мы рассмотрим только один, самый простой вариант, согласно которому простые эфиры называют по радикалам, связанным с атомом кислорода, добавляя к названию радикала окончание «-овый» и слово «эфир».

Например:

$CH_3OC_6H_5$   метилфениловый эфир (*анизол*)

Для симметричных эфиров перед названием радикала ставят приставку «ди-». Например:  $C_2H_5-O-C_2H_5$  — диэтиловый эфир. Некоторые эфиры имеют исторически сложившиеся тривиальные названия. Так, например, метилфениловый эфир ( $CH_3OC_6H_5$ ) называют анизолом. Анизол широко используется в качестве растворителя.

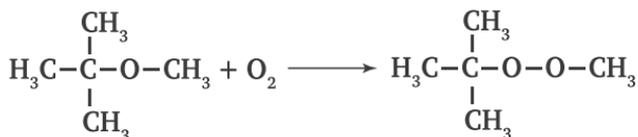
Простые эфиры представляют собой бесцветные летучие жидкости, которые легко переходят в газообразное состояние, с характерным, приятно-сладковатым запахом, который называют «эфирным». Температуры кипения простых эфиров низки, так, например, диэтиловый эфир кипит при 34,6 °С. Они практически нерастворимы в воде, но хорошо растворимы в большинстве органических растворителей и сами являются хорошими растворителями. **Применение простых эфиров** связано с тем, что они очень хорошо растворяют многие органические вещества — жиры, смолы, красители, лаки. Кроме того, их используют и для извлечения (экстрагирования) органических веществ, например — спиртов, из водных растворов.

Важнейшим из простых эфиров и типичным представителем этой группы является диэтиловый эфир (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O), который служит не только растворителем, но и лекарственным средством общеанестезирующего действия. А еще диэтиловый эфир помогает запускать бензиновые двигатели в сильные холода, поскольку его смесь с воздухом воспламеняется при небольшой степени сжатия (порядка 5).

По химической активности простые эфиры уступают спиртам и альдегидам. Так, например, они не взаимодействуют со щелочами и щелочными металлами и вообще довольно трудно вступают в реакции. Гидролизу (разложению водой) простые эфиры также не подвергаются.

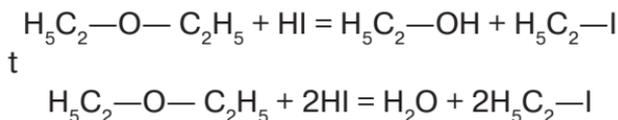
Простые эфиры при обычных условиях медленно окисляются кислородом (например — при

хранении в открытой посуде) с образованием так называемых гидроперекисей:

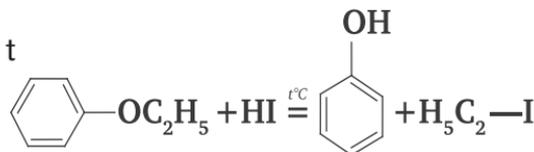


Гидроперекиси эфиров очень легко взрываются.

Иодоводородная и бромоводородная кислоты способны разлагать простые эфиры. При комнатной температуре образуются спирт и алкил (в нашем примере — йодистый), а при нагревании — алкил и вода, то есть реакция протекает глубже:



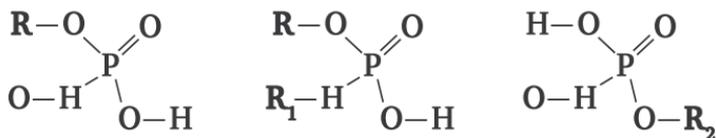
Простые эфиры, содержащие ароматические циклы, более устойчивы к расщеплению. Они не разлагаются до воды и не присоединяют галогены к ароматическому ядру.



Фенилэтиловый эфир (фенетол)

Диэтиловый эфир иногда называют «серным эфиром», несмотря на то, что серы в его составе нет. Название было дано «по происхождению».





Эфиры ортофосфорной кислоты

Названия сложных эфиров строятся разным образом, так что мы снова рассмотрим тот вариант, что попроще — к названию радикала добавляется окончание «-овый», затем пишется слово «эфир», а дальше идет название кислоты в родительном падеже. Пример:

$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$  — этиловый эфир этановой (уксусной) кислоты.

Сложные эфиры низших карбоновых кислот и простейших одноатомных спиртов, иначе говоря — сложные эфиры, имеющие не более 8 атомов углерода в молекуле, представляют собой бесцветные летучие жидкости с характерным приятным запахом, фруктовым или цветочным. Они содержатся в цветах, фруктах и ягодах, определяя их аромат.

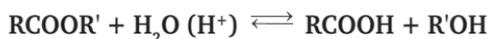
Интересная деталь — если в образовании сложного эфира участвует ароматический спирт, то есть спирт, содержащий бензольное ядро, то такие эфиры обладают не фруктовым, а цветочным запахом.

Сложные эфиры высших карбоновых кислот — бесцветные твердые вещества. Они, как правило, запаха не имеют.

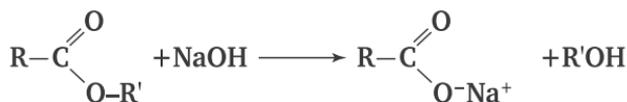
При наличии в молекуле от 15 до 30 атомов углерода, сложные эфиры приобретают консистенцию пластичных, легко размягчающихся веществ и называются «восками».

Обратите внимание на то, что воск в химии и воск в быту — это совершенно разные понятия. Пчелиный воск не одно вещество, а смесь различных веществ — сложных эфиров, а также свободных карбоновых кислоты и спиртов.

Главным химическим свойством сложных эфиров карбоновых кислот является их гидролиз — расщепление сложноэфирной связи, проходящее под действием воды:

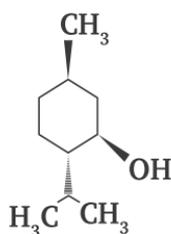


В нейтральной среде эта реакция обратима и протекает медленно, но она заметно ускоряется в присутствии кислот или оснований, т.к. ионы водорода ( $\text{H}^+$ ) и гидроксид-ионы ( $\text{OH}^-$ ) являются катализаторами этого процесса, причем гидроксид-ионы ускоряют процесс сильнее:

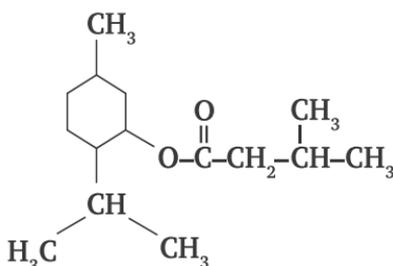


Гидролиз в присутствии щелочей называют омылением. Если взять количество щелочи, достаточное для нейтрализации всей образующейся кислоты, то происходит полное омыление, то есть — полный распад сложного эфира.

Сложные эфиры используются в качестве растворителей, пластификаторов (веществ, вводимых в состав полимеров для большей эластичности и пластичности), ароматизаторов, а также в фармацевтической промышленности в качестве компонентов некоторых лекарственных средств. Так, например, препарат «валидол» представляет собой раствор одноатомного спирта ментола в ментиловом эфире изовалериановой кислоты.



*Ментол*

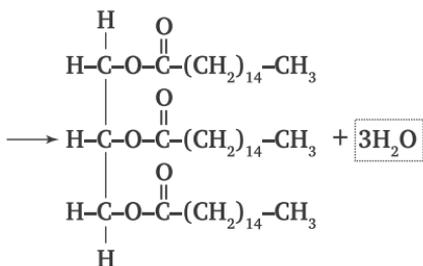
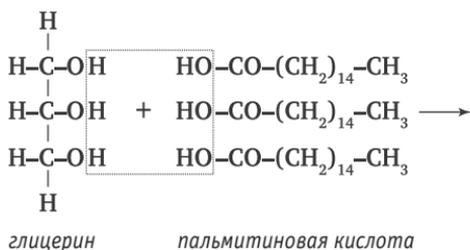


*Ментиловый эфир  
изовалериановой кислоты*

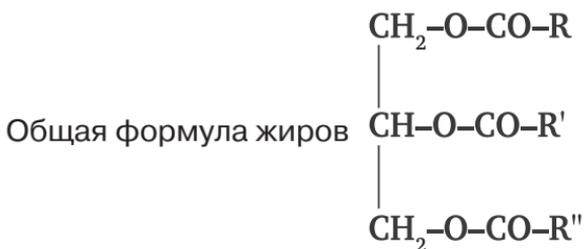
Сложные эфиры простейшего представителя трехатомных спиртов<sup>1</sup> глицерина и высших одноосновных карбоновых кислот называются жирами. Другое название этих соединений — триглицериды.

<sup>1</sup> По числу содержащихся в молекуле гидроксильных групп, спирты делятся на одноатомные, двухатомные, трехатомные и многоатомные.

(358)



*глицерилпальмитат, или трипальмитин (жир)*



Источниками жиров являются живые организмы. В неживой природе жиров нет. По происхождению жиры делятся на растительные и животные. В организмах животных и человека жиры выполняют несколько функций: энергетическую, строительную, защитную, запасную, регулирующую обмен веществ.

**Функции жиров**

- Строительная (входят в состав клеточных мембран)
- Энергетическая (1 г жира при окислении дает 9 ккал энергии)
- Защитная (теплорегуляция, механическая защита органов)
- Запасная (запас энергии и воды)
- Регулирующая (обмен веществ в организме)

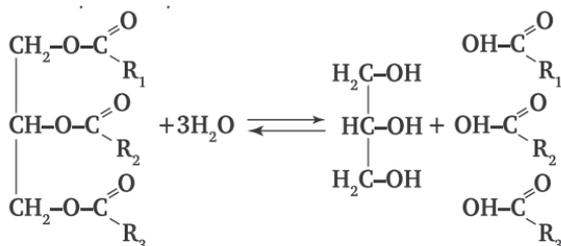
Животные жиры — твердые легкоплавкие вещества, они легче воды (плотность 0,91–0,94 г/см<sup>3</sup>). Большинство растительных жиров, называемых «маслами», — жидкости, застывающие при температурах ниже 0 °С (например, подсолнечное масло застывает при температуре от –16 до –19 °С), оливковое — от –2 до –6 °С и потому оно легко замерзает), однако среди них встречаются и твердые, такие как кокосовое масло, пальмовое масло или масло какао. Кипят масла при температурах порядка 300° С, причем они при этом разлагаются. «Кипение» масла на сковороде, которое мы видим при жарке продуктов, есть не кипение, а разбрызгивание воды, попадающей из продуктов в масло, нагретое выше 100 °С.

Твердые жиры образованы преимущественно высшими предельными карбоновыми кислотами — стеариновой (C<sub>17</sub>H<sub>35</sub>COOH), пальмитиновой (C<sub>16</sub>H<sub>31</sub>COOH) и др. Жидкие жиры образованы преимущественно высшими непредельными карбоновыми кислотами — олеиновой (CH<sub>37</sub>CH=CH<sub>7</sub>COOH), линолевой ((CH<sub>2</sub>CH=CH)<sub>2</sub>(CH<sub>2</sub>)<sub>7</sub>COOH) и линоленовой (CH<sub>3</sub>(CH<sub>2</sub>CH=CH)<sub>3</sub>(CH<sub>2</sub>)<sub>7</sub>COOH).

В воде жиры не растворяются.

Порча (прогоркание) пищевых жиров под действием кислорода воздуха, света или каких-либо микроорганизмов представляет собой распад жиров с высвобождением свободных жирных кислот и продуктов их превращения — альдегидов, кетонов и др. Именно свободные жирные кислоты и их продукты вызывают появление у продуктов неприятного запаха и вкуса.

**Подобно всем сложным эфирам, жиры подвержены гидролизу или омылению. Гидролиз жиров происходит с участием белковых (ферменты) или кислотных катализаторов.** При гидролизе жиров образуются глицерин и карбоновые кислоты (реакция эта **обратима**):

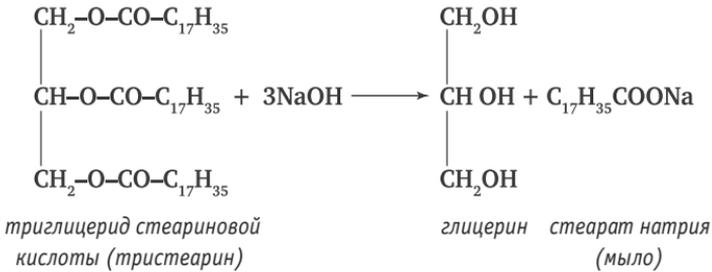


Жир (триглицерид)

Глицерин Карбоновые кислоты

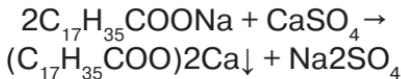
**При щелочном гидролизе**, который, в отличие от обычного гидролиза, **необратим, образуются калиевые и натриевые соли высших карбоновых кислот (главным образом — стеариновой), называемые «мылами».** Натриевые соли представляют собой твердые мыла, а калиевые — жидкие.

**Пример щелочного гидролиза гидроксидом натрия:**



Мыла имеют способность к пенообразованию. В жесткой воде мыло мылится плохо (и ткани, постиранные в жесткой воде с использованием мыла, получают жесткими на ощупь), потому что соли кальция, обуславливающие жесткость воды, взаимодействуют со стеаратами с образованием нерастворимых солей.

Вот уравнение реакции взаимодействия стеарата натрия ( $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ ) с сульфатом кальция ( $\text{CaSO}_4$ ), в результате которого образуются нерастворимый стеарат кальция ( $(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_2\text{Ca}$ ) и сульфат натрия ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ):

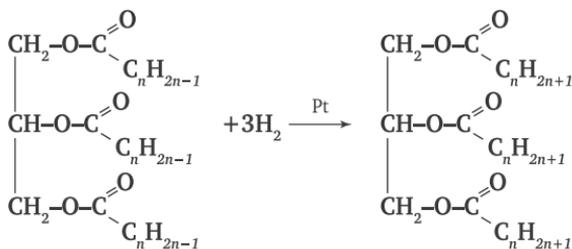


Обратите внимание на следующий нюанс. Если в триглицеридах преобладают **насыщенные жирные кислоты**<sup>1</sup>, то в обиходе (но не

<sup>1</sup> Насыщенные, или предельные, жирные кислоты — это одноосновные жирные кислоты, в структуре молекул которых отсутствуют двойные связи между соседними атомами углерода. В молекулах ненасыщенных жирных кислот есть двойные связи между соседними атомами углерода.

в химии) их называют **жирами**. Жиры характерны для животных клеток. Если в триглицеридах преобладают **ненасыщенные жирные кислоты**, то их называют **маслами**. Масла характерны для растительных клеток. Одним из выраженных отличий между маслами и жирами является их разное агрегатное состояние при нормальных условиях (температуре в 20°C) — жиры твердые, а масла жидкие.

**В пищевой промышленности широко применяется гидрирование жиров**, в результате которого **жидкие растительные масла превращаются в твердые жиры**. При гидрировании **непредельные остатки карбоновых кислот в молекулах жиров становятся предельными** — на «пустые» места «запикиваются» атомы водорода:



**Известный всем пищевой жир маргарин состоит из смеси гидрогенизированных (насыщенных водородом) масел — подсолнечного, кукурузного и др., животных жиров, молока и ряда добавок — соли, сахара, витаминов и красителей.**

Жиры применяются в пищевой, косметической, фармацевтической промышленности,

а также в производстве смазочных материалов. Но главное (для нас с вами) свойство жиров заключается в том, что именно в виде жира наш организм способен запасать энергию.

Вот «запоминательное» стихотворение о жирах:

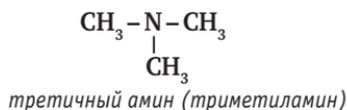
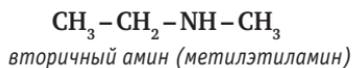
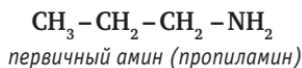
«Вы говорите — «жир» да «жир».  
А, между прочим, жир — эфир,  
И знает каждый гражданин —  
Кислоты в нем и глицерин.  
Неверно жир считать гибридом,  
Зовут его триглицеридом».

## ГЛАВА ДВАДЦАТЬ ВТОРАЯ. АМИНЫ, АМИНОКИСЛОТЫ, БЕЛКИ

**В**от мы с вами, дорогие читатели, и дошли до последней главы. Осталось вспомнить совсем немного, совсем чуть-чуть — что такое амины, аминокислоты и белки.

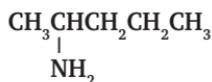
*Аминами* называют производные аммиака ( $\text{NH}_3$ ), в которых атомы водорода замещены углеводородными группами.

В зависимости от степени замещенности, то есть — от количества углеводородных групп, амины подразделяют на *первичные* ( $\text{R-NH}_2$ ), *вторичные* ( $\text{R-NH-R}$ ) и *третичные* ( $\text{R}_3\text{N}$ ).

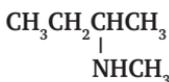


Названия аминов образуют от названий соответствующих углеводов прибавлением

окончания «-амин». Если к атому азота присоединены различные углеводородные заместители, то за основу названия принимают название самой длинной углеродной цепи, непосредственно связанной с атомом азота. Более короткие углеводородные группы перечисляются перед названием в алфавитном порядке совместно с обозначением N- (как N-замещенные производные первичных аминов).



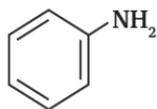
*пентан-2-амин*  
(первичный амин)



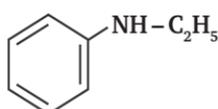
*N-метилбутан-2-амин*  
(вторичный амин)



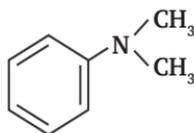
*N,N-диметил-пропан-1-амин*  
(третичный амин)



*анилин*  
(первичный амин)



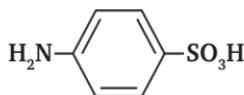
*N-этиланилин*  
(вторичный амин)



*N,N-диметиланилин*  
(третичный амин)



*2-аминоэтанол*



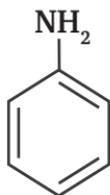
*4-аминобензолсульфоно-  
вая кислота*



*пропан-1,3-диамин*

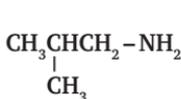
А вот для ароматического первичного амина официально принято его тривиальное название «анилин», которое многим из читателей может быть знакомо, поскольку анилин применяется в производстве красителей (которые так и называются — анилиновыми), взрывчатых ве-

ществ, ряда лекарственных средств, а также для производства полиуретанов, используемых в качестве заменителей резины.



Анилин (фениламин)

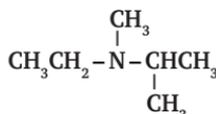
Также названия аминов могут быть образованы *по радикалам*.



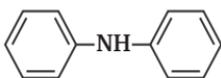
изобутиламин



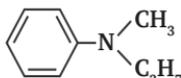
метилпропиламин



изопропилметилэтиламин



дифениламин



метилпропилфениламин



гексаметилендиамин

Тем, кто не занимается химией профессионально, нет смысла глубоко вникать в тонкости названий органических соединений. Достаточно будет общего представления.

Первые из ряда аминов — низшие амины (метиламин  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , диметиламин  $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ , триметиламин  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$  и этиламин  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ ) — при обычных условиях представляют собой газы. Далее с увеличением числа атомов углерода в мо-

лекуле амины становятся жидкостями, а начиная с 10 атомов углерода — твердыми кристаллическими веществами.

Растворимость аминов в воде убывает по мере увеличения числа атомов углерода в молекуле, а также с возрастанием числа радикалов связанных с азотом. Низшие амины имеют запах, напоминающий запах аммиака, а высшие амины запаха не имеют.

Амины химически активны. Их химические свойства напоминают свойства аммиака, с одной только разницей — в отличие от аммиака, амины горят (они легко окисляются кислородом воздуха):



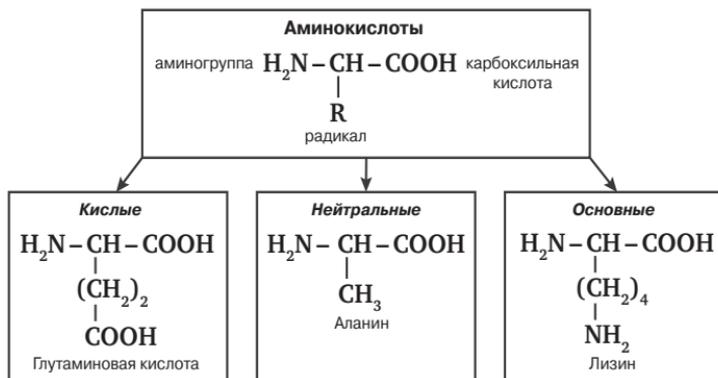
В химической промышленности амины используются в синтезе различных органических веществ.

Не надо путать амины с аминокислотами, что нередко происходит из-за схожести названий.

**Аминокислотами называются органические** соединения, в молекулах которых одновременно присутствуют аминогруппы и карбоксильные группы. Общая формула имеет аминокислот  $\text{R}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ . **Аминокислоты** можно рассматривать как карбоновые кислоты, в молекулах которых атом водорода в радикале замещен аминогруппой.

В зависимости от количества функциональных групп различают кислые (например — аспарагиновая и глутаминовая кислоты), нейтральные (например — аланин, глицин, валин)

и основные (например — лизин, аргинин, гистидин) аминокислоты.

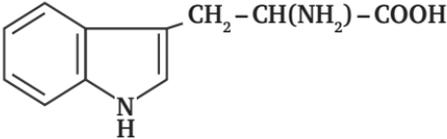
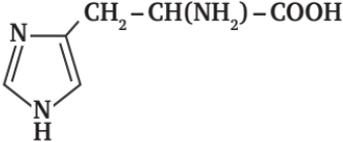
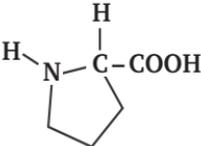


В зависимости от способности синтезироваться в живых организмах аминокислоты подразделяют на «заменяемые», которые способны синтезироваться и «незаменяемые» которые синтезироваться не способны.

Для природных аминокислот широко используются тривиальные названия.

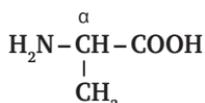
Тривиальные названия некоторых аминокислот (звездочкой отмечены незаменимые аминокислоты):

<b>Название</b>	<b>Формула</b>
Глицин	$\text{CH}_2(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Аланин	$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Валин*	$(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Лейцин*	$(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Изолейцин*	$\text{CH}_3\text{CH}_2(\text{CH}_3)\text{CH}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$

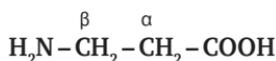
Аспарагиновая кислота	$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Глутаминовая кислота	$\text{HOOC}-\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Аспарагин	$\text{NH}_2\text{OC}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Глутамин	$\text{NH}_2\text{OC}-\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Лизин*	$\text{NH}_2-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Аргинин*	$\text{NH}_2-\underset{\text{NH}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{NH}-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Цистеин*	$\text{SH}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Метионин*	$\text{H}_3\text{CS}-\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Серин	$\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Треонин*	$\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Фенилаланин*	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Тирозин	$\text{HO}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$
Триптофан*	
Гистидин	
Пролин	

По принятым правилам названия аминокислот образуются из названий соответствующих

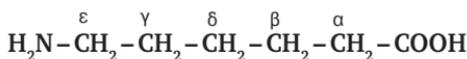
кислот прибавлением приставки «амино-» и указанием места расположения аминогруппы по отношению к карбоксильной группе. Нумерация углеродной цепи начинается с атома углерода карбоксильной группы.



2-аминопропановая кислота  
( $\alpha$ -аминопропионовая, аланин)

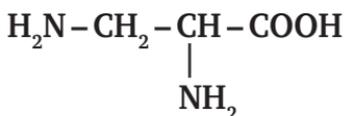


3-аминопропановая кислота  
( $\beta$ -аминопропионовая)



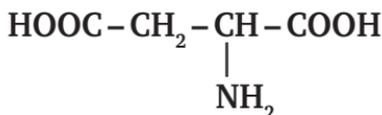
6-аминогексановая кислота  
( $\epsilon$ -аминокапроновая)

Если в молекуле аминокислоты содержится две аминогруппы, то в ее названии используется приставка «**диамино-**», если три, то «**триамино-**» и т.д.



2,3-диаминопропановая кислота

Наличие двух или трех карбоксильных групп отражается в названии окончанием «-дионая» или «-триовая» кислота:



2-аминобутадионая кислота

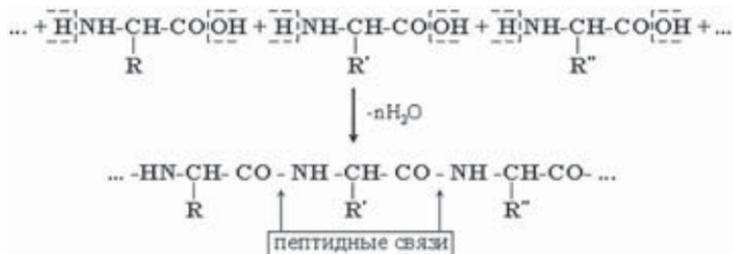


в результате которой образуются полипептиды — белки.

Поликонденсацией называют процесс образования высокомолекулярных веществ из низкомолекулярных, ПРОХОДЯЩИЙ С ОБРАЗОВАНИЕМ ПОБОЧНЫХ ПРОДУКТОВ (воды, спиртов, хлороводорода, аммиака и др.). Образование побочных продуктов отличает поликонденсацию от полимеризации, при которой продуктом реакции бывают только полимеры. Итог у двух видов реакции один и тот же — образование полимера, только вот методы разные.

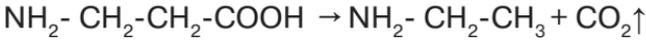
Аминокислоты «сшиваются» в белковые цепочки посредством своих разных функциональных групп — аминогрупп и карбоксильных групп. Для реакций поликонденсации наличие в молекулах исходных веществ не менее двух функциональных групп атомов является необходимым. Наличие (как минимум) двух функциональных групп дает молекулам исходного вещества возможность реагировать с двумя другими молекулами.

При соединении аминокислот в полипептидные цепи выделяется побочный продукт реакции — вода:

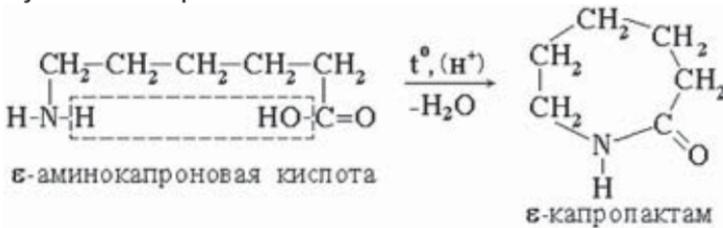


Связи CO—NH называются пептидными или амидными связями.

Аминокислоты не горят. При нагревании они разлагаются с образованием аминов и углекислого газа:



Функциональные группы некоторых аминокислот могут взаимодействовать друг с другом внутри одной молекулы, замыкая углеродную цепь в кольцо. Внутримолекулярное взаимодействие  $\epsilon$ -аминокапроновой кислоты приводит к образованию  $\epsilon$ -капролактама — сырья для получения капрона:



Все растительные и животные белки состоят из аминокислот.

В настоящее время известно около 500 аминокислот. Примерно половина от этого количества встречается в природе в свободном виде, а другая половина является промежуточными продуктами обмена веществ у разных организмов.

И всего лишь 20 аминокислот участвует в образовании большинства известных науке белков. А вот счет белкам идет на тысячи. Такое многообразие белков обусловлено большим количеством аминокислот (точнее — аминокислотных остат-

ков) в их молекулах. В состав большинства белков в среднем входит от 300 до 500 аминокислотных остатков. В среднем. В природе существуют короткие белки, молекулы которых включают менее 10 аминокислотных остатков, и очень длинные, состоящие более чем из 1500 остатков.

Белки представляют собой биологические полимеры, построенные из остатков  $\alpha$ -аминокислот, соединенных между собой пептидными связями.

Пептидная связь — это вид химической связи, возникающей в результате взаимодействия  $\alpha$ -аминогруппы ( $-\text{NH}_2$ ) одной аминокислоты с  $\alpha$ -карбоксильной группой ( $-\text{COOH}$ ) другой аминокислоты.

Вещества, молекулы которых состоят из остатков аминокислот, соединенных в цепь пептидными связями, называются пептидами.

Пептиды, образованные не более чем 20 аминокислотными остатками, называются олигопептидами, а при большем количестве остатков — полипептидами. Белками, за редким исключением, называют полипептиды, содержащие более 50 аминокислотных остатков.

Белки имеют большую молекулярную массу. Так, например, молекулярная масса яичного альбумина (который в быту называют белком) составляет 36 000, молекулярная масса гемоглобина — 152 000, а молекулярная масса мышечного белка миозина — 500 000. Для сравнения, молекулярная масса уксусной кислоты — всего 60.

Белки — основа жизни. Белки универсальны, они входят в состав всех живых организмов

на планете. Белки участвуют во всех процессах жизнедеятельности клетки. По содержанию в клетке белки стоят на втором месте после воды. Они составляют примерно 50% от сухого остатка клеточных веществ.



Функции белков

Функции белков:

Строительная — белки участвуют в образовании клеточных и внеклеточных структур, они входят в состав клеточных мембран, сухожилий (коллаген), волос (кератин) и т.д.

Транспортная — например, гемоглобин присоединяет кислород и транспортирует его от легких ко всем тканям и органам, а от них в легкие переносит углекислый газ; в состав клеточных мембран входят белки, обеспечивающие избирательный перенос веществ и ионов (белковые каналы).

Каталитическая — белки, называемые ферментами, катализируют (ускоряют) происходящие в клетках биохимические реакции.

Двигательная — сократительные белки актин и миозин обеспечивают сокращение мышц у многоклеточных животных.

Регуляторная — гормоны белковой природы принимают участие в регуляции процессов обмена веществ. Например — инсулин регулирует содержание глюкозы в крови и углеводный обмен в целом.

Защитная — в ответ на проникновение в организм чужеродных белков или микроорганизмов (антигенов) образуются особые белки (антитела), способные их связывать (обезвреживать). Кроме того, фибрин, образующийся из белка фибриногена, способствует прекращению кровотечений.

Сигнальная — в поверхностную мембрану клетки встроены молекулы белков (рецепторы), способных изменять свою третичную структуру в ответ на действие факторов внешней среды.

Запасающая — чаще всего белки служат в качестве запаса питательных веществ в структурах, связанных с размножением (в семенах многих растений, в яйцах животных). Кроме этого, белки способны связываться с некоторыми веществами, удерживая их в организме. Например, при распаде гемоглобина железо не выводится, а сохраняется, образуя комплекс с белком ферритином.

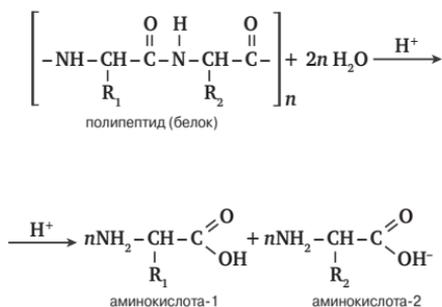
Энергетическая — при распаде 1 г белка до конечных продуктов выделяется 17,6 кДж. Сна-

чала белки распадаются до аминокислот, а затем до конечных продуктов — воды, углекислого газа и аммиака. Надо отметить, что в качестве источника энергии белки в организмах животных используются только после того, как будут израсходованы другие источники — углеводы и жиры.

Белки, состоящие только из аминокислот, называют простыми. Если белки помимо аминокислот содержат еще и какой-то не аминокислотный компонент (металл, углевод, липид, нуклеиновую кислоту), то их называют сложными. Пример сложных белков — металлопротеины, в состав молекул которых входят также ионы одного или нескольких металлов. К металлопротеинам относятся трансферрины — белки плазмы крови, которые осуществляют транспорт ионов железа, и ферритин, белковый комплекс, выполняющий роль основного внутриклеточного хранилища железа у человека и теплокровных животных.

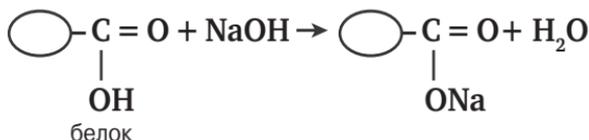
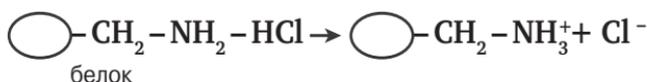
Под занавес давайте ознакомимся с двумя важнейшими химическими свойствами белков.

В кислом или щелочном растворе белки подвергаются гидролизу (распаду с участием воды) с образованием аминокислот:



Для чего нужна вода — понятно. Если при соединении аминокислот в пептидную цепь выделяется вода, то разрыв цепи на отдельные аминокислоты будет происходить с поглощением воды.

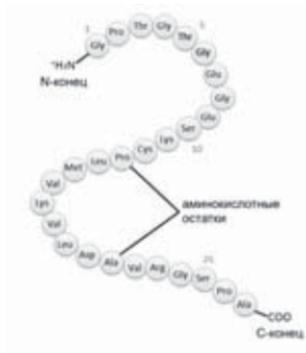
Для жизнедеятельности живых организмов крайне важным является буферное свойство белков — способность белков связывать как кислоты, так и основания с целью поддержания кислотно-щелочного баланса:



Клетке, образно говоря, «неудобно» держать белки в развернутой форме, в виде полипептидной цепочки. Вдобавок, выполнение белками ряда специфических функций зависит от пространственной конфигурации их молекул. Поэтому полипептидные цепи подвергаются пространственной организации — укладке с приобретением определенной трехмерной структуры.

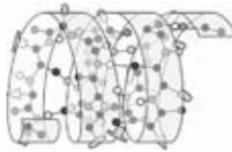
Различают четыре уровня пространственной организации белков.

Первичная структура белка — полипептидная цепь.

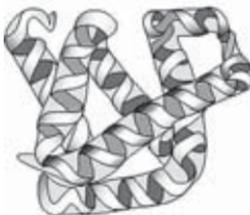


Первичная структура белка

Вторичная структура белка — упорядоченное свертывание полипептидной цепи в спираль, которая имеет вид растянутой пружины. Витки спирали укрепляются водородными связями, возникающими между карбоксильными группами CO- и аминогруппами NH-. Водородные связи слабее пептидных, но, многократно повторяясь, они придают спирали устойчивость и жесткость.



Вторичная структура белка

Третичная структура  
белкаЧетвертичная структура  
белка

Третичная структура белка представляет собой укладку полипептидных цепей в «клубки» — глобулы, возникающую в результате образования различных химических связей.

Четвертичная структура характерна для сложных белков, молекулы которых образованы двумя и более глобулами. Наиболее известным белком, имеющим четвертичную структуру, является белок крови гемоглобин, молекула которого образована четырьмя глобулами.

Процесс утраты трехмерной конформации, присущей данной молекуле белка, называют денатурацией. Причиной денатурации является разрыв связей, стабилизирующих структуру белка. Сначала разрываются наиболее слабые связи, а при усилении дестабилизирующего фактора (например, при нагревании) — более сильные. Сначала утрачивается четвертичная, затем третичная, а затем вторичная структуры. Изменение пространственной конфигурации приводит к изменению свойств белка и делает невозможным выполнение присущих ему биологических функций.

Процесс восстановления структуры белка после денатурации называется ренатурацией.

Денатурация может быть обратимой. Например, рецепторные белки клеточных мембран в ходе выполнения своих функций (приема сигналов из внешней среды и передачи команд в клетку) изменяют свою структуру, а затем восстанавливают ее.

Если же восстановление изначальной структуры белка невозможно, то денатурация назы-

вается необратимой. При варке куриного яйца в кипящей воде происходит необратимая денатурация белков, в результате чего они из жидкого состояния переходят в твердое.

## ПОСЛЕСЛОВИЕ

**В**се, кто дочитал эту книгу до конца, — молодцы!  
Однозначно!

Те, кто после прочтения этой книги захотят углубить свои знания по химии, — молодцы вдвойне!

Преобразования веществ — увлекательнейшая тема.

И вообще очень приятно знать, как и почему все происходит. А нередко это знание облегчает жизнь.

Здесь пора ставить точку.  
Точка.

# СОДЕРЖАНИЕ

От автора .....	5
Глава 1. Следствие ведут Знаатоки, или Тайна двух убийств.....	8
Глава 2. Эти «железные» яблоки .....	31
Глава 3. Безжизненный газ и соль бога Солнца .....	48
Глава 4. Как совершить идеальное преступление, или Во всем виноваты связи.....	59
Глава 5. Ужасный монооксид дигидрогена .....	80
Глава 6. Вещий сон, которого не было .....	95
Глава 7. Ночной зефир струит эфир ... ..	117
Глава 8. Теория электролитической диссоциации .....	129
Глава 9. Тайна собаки Баскервилей и удушливый воздух .....	152
Глава 10. Модный огненный воздух, порождающий кислоту, и ошибка фантаста Беляева .....	172
Глава 11. Может ли гореть вода? Да! .....	185
Глава 12. Что такое флогистон и что может быть общего между компьютером и обыкновенной губкой? .....	197
Глава 13. В чем вся соль? .....	215
Глава 14. Тепло... горячо... холодно... ..	239
Глава 15. Заговор четырех элементов .....	255
Глава 16. Аромат на арене, или чем бензин отличается от бензола? .....	282
Глава 17. Топливо XXI века.....	290
Глава 18. Муравей, уксус, щавель, масло, капрон, янтарь... ..	307
Глава 19. Фенолы, альдегиды, кетоны .....	319
Глава 20. Что общего между крахмалом и порохом? ...	332
Глава 21. Эфиры и жиры.....	350
Глава 22. Амины, аминокислоты, белки .....	364
Послесловие .....	382

Научно-популярное издание

# ХИМИЯ ДЛЯ ТЕХ, КТО ВСЕ ЗАБЫЛ

**Андрей Шляхов**

НАУКА НА ПАЛЬЦАХ

12+

Ведущий редактор *Мария Николаева*  
Корректор *Наталья Арацкая*  
Технический редактор *Татьяна Тимошина*  
Компьютерная верстка *Вера Брызгалова*

Подписано в печать 20.12.2019. Формат 84x108/32 Усл. печ. л. 25  
Тираж экз. Заказ №

Общероссийский классификатор продукции ОК-034-2014 (КПЕС 2008);  
58.11.1 – книги, брошюры печатные

Произведено в Российской Федерации. Изготовлено в 2019 г.

Оригинал-макет подготовлен редакцией «Времена»

Изготовитель: ООО «Издательство АСТ»

129085, Российская Федерация, г. Москва,

Звездный бульвар, д. 21, стр. 1, комн. 705, пом. I, этаж 7

Наш электронный адрес: WWW.AST.RU

Интернет-магазин: book24.

Өндіруші: ЖШҚ «АСТ баспасы»

129085, Мәскеу қ., Звездный бульвары, 21-үй, 1-құрылыс, 705-бөлме, I жай, 7-қабат

Біздің электрондық мекенжайымыз: www.ast.ru • E-mail: mainstream@ast.ru

Интернет-магазин: www.book24.kz • Интернет-дүкен: www.book24.kz

Импортер в Республику Казахстан ТОО «РДЦ-Алматы».

Қазақстан Республикасындағы импорттаушы «РДЦ-Алматы» ЖШС.

Дистрибьютор и представитель по приему претензий на продукцию

в республике Казахстан: ТОО «РДЦ-Алматы»

Қазақстан Республикасында дистрибьютор

және өнім бойынша арыз-талаптарды қабылдаушының

өкілі «РДЦ-Алматы» ЖШС, Алматы қ., Домбровский көш., 3«а», литер Б, офис 1.

Тел.: 8 (727) 2 51 59 89,90,91,92. Факс: 8 (727) 251 58 12, вн. 107;

E-mail: RDC-Almaty@eksmo.kz

Тауар белгісі: «АСТ» Өндірілген жылы: 2019

Өнімнің жарамдылық мерзімі шектелмеген.

Өндірген мемлекет: Ресей

Эта книга предназначена для тех, кто не привык киснуть перед телевизором или зависать над смартфоном. Она для любознательных людей, которые готовы дать пищу уму, вспомнить давно забытое или узнать что-то новое.

Эта книга — не учебник, не руководство и не задачник, а сборник бесед на химические темы. Форма подачи материала легкая и ни к чему не обязывающая. Каждая глава начинается с чего-то «отвлеченного», что на первый взгляд может вообще не иметь никакого отношения к химии, а затем разговор от отвлеченного переходит к конкретному.

Премудрость химическая излагается не в установленном учебниками порядке, а вразброс, применительно к теме главы. Так легче, проще и интереснее.



книги для любого настроения здесь

**аст**

ИЗДАТЕЛЬСКАЯ ГРУППА АСТ

[www.ast.ru](http://www.ast.ru) | [www.book24.ru](http://www.book24.ru)

 [vk.com/izdatelstvoast](https://vk.com/izdatelstvoast)  
 [instagram.com/izdatelstvoast](https://www.instagram.com/izdatelstvoast)  
 [facebook.com/izdatelstvoast](https://facebook.com/izdatelstvoast)  
 [ok.ru/izdatelstvoast](https://ok.ru/izdatelstvoast)

ISBN 978-5-17-109991-6



9 785171 099916