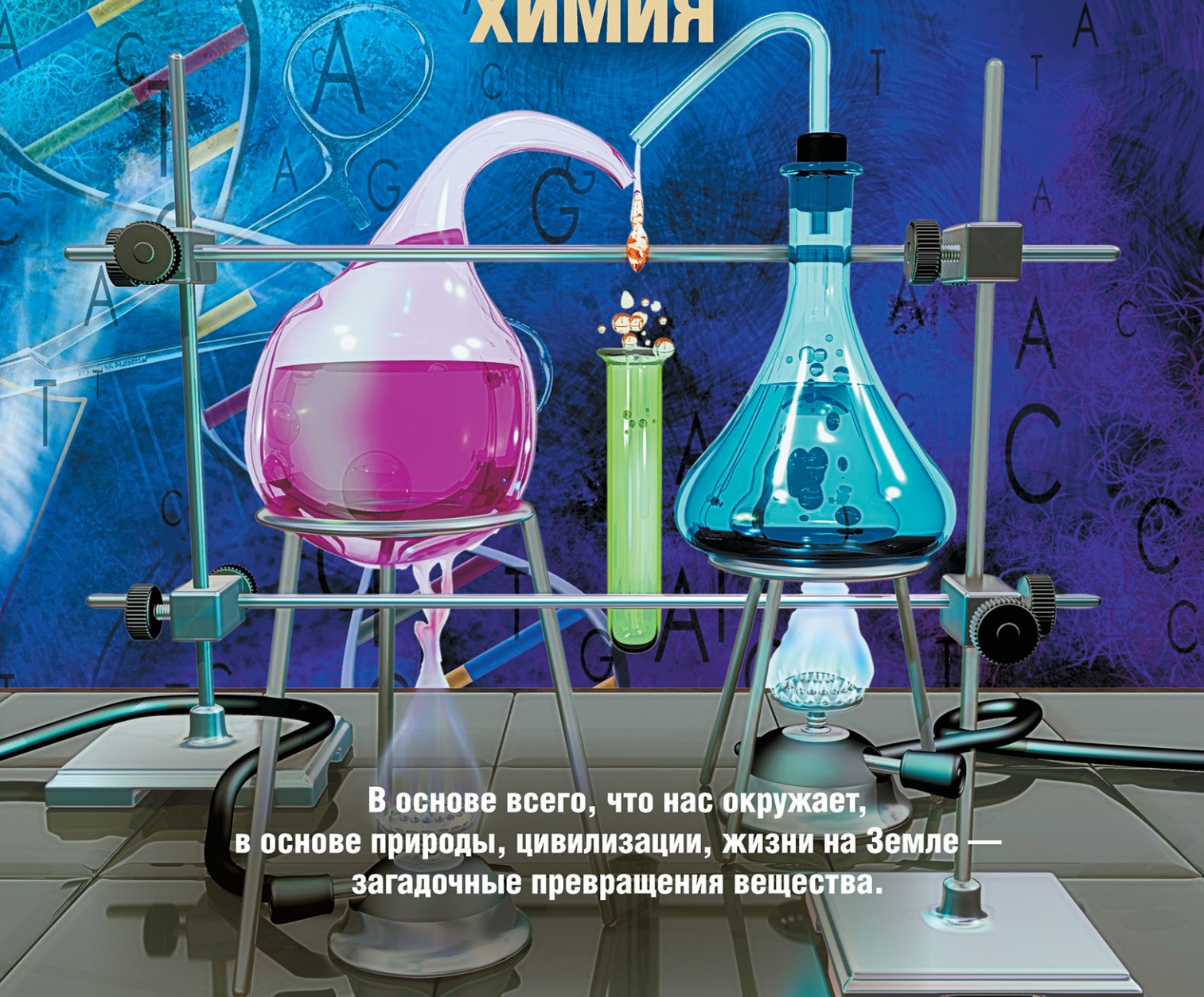


ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВА

ХИМИЯ



В основе всего, что нас окружает,
в основе природы, цивилизации, жизни на Земле —
загадочные превращения вещества.

ОЛМА  ЭНЦИКЛОПЕДИЯ

ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВА ХИМИЯ



МОСКВА
ОЛМА Медиа Групп
2013

УДК 087.5:54(031)
ББК 24я2
Л39

Л39 **Леенсон, И. А.**
Превращения вещества. Химия: Энциклопедия ОЛМА. — М. :
ОЛМА Медиа Групп, 2013. — 303 [1] с. : ил.

ISBN 978-5-373-05243-6

Энциклопедия ОЛМА «Химия. Превращения вещества» открывает перед читателем волшебный мир химии. Эта книга совсем не похожа на сухой и скучный учебник. Увлекательные рассказы об истории химии, об удивительных свойствах веществ и об учёных-химиках разных времён позволяют по-новому взглянуть на знакомый школьный предмет, узнать и полюбить химию, без достижений которой уже невозможно представить современный мир.

УДК 087.5:54(031)
ББК 24я2

ISBN 978-5-373-05243-6

© ЗАО «ОЛМА Медиа Групп»,
оригинал-макет, издание, 2013

К читателю

Химия — одна из основ современной цивилизации. Ведь химия — это и топливо для транспорта, причём разное для автомобилей, пароходов или самолётов. И новые конструкционные материалы для строительства. И материалы для изготовления одежды, обуви или мебели. И маленькие, но мощные аккумуляторы для мобильных телефонов, медицинских аппаратов и портативных компьютеров. И всё новые и новые лекарства, благодаря которым люди избавились от многих страшных заболеваний и продолжают избавляться от других. Список можно продолжать бесконечно.

Почему же нередко те, кто в школе изучал химию, считают её скучной, трудной, а главное — совершенно неинтересной наукой? Не потому ли, что школьные дисциплины иногда кажутся набором сведений, необходимых только будущим профессионалам? Названия и символы химических элементов, типы химических реакций, закон постоянства состава, закон Авогадро, закономерности заполнения электронных оболочек атомов, подбор коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, решение множества расчётных задач... Большинство школьников не очень понимают, зачем им всё это нужно знать. После окончания школы многое из того, что было «пройдено» на уроках, испарится почти без следа...

Наша книга — попытка рассказать о химии с других позиций. Это не учебное пособие, не справочник, а просто книга для чтения. И, как надеется автор, чтения интересного и занимательного, заставляющего задуматься, например, над вопросом: «А я смог бы на месте Демокрита или Лукреция догадаться о существовании атомов, если бы никто в мире о них не знал?»

В химии, как и в любой науке, ещё очень много неизвестного. Ведь чем больше исследователи узнают, тем больше перед ними встаёт новых вопросов. Но именно стремление найти истину приводит к выдающимся открытиям. И одна из задач этой книги — показать, как много вокруг нас интересного, надо только захотеть увидеть.

Содержание

К читателю	5
------------------	---

О ХИМИИ И ХИМИКАХ

«Наука начинается с удивления...»	10
О зависти и честности в науке	13
Как важно увидеть проблему	15
Как академик соли поел	17
Превращения веществ	22
Физическое или химическое?	31

ОТКРЫТИЕ АТОМА

Из чего всё сделано? Великий спор философов	38
«О природе вещей»	44
Миром управляет... геометрия!	47
Судьба античного атомизма	49
Алхимики за работой	52
Развенчание ртути	59
«Губительный свинец»	62
Что такое элемент	66
Элементы и вещества — простые и сложные	69

ОХОТА ЗА ЭЛЕМЕНТАМИ

«Золотой век» открытия элементов	74
Суд над флогистоном	79
Судьба Лавуазье	88
От Дальтона до Менделеева	93
«Взвешивание» атомов и молекул. Закон Авогадро	100
Что такое моль	105
Закон постоянства состава вещества	110

ВЫСТРАИВАНИЕ ЭЛЕМЕНТОВ ПО РАНЖИРУ

Охота за элементами продолжается	114
Названия элементов	123
Первые попытки классификации элементов	130
Открытие Менделеева	134

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЫЙ КОНСТРУКТОР

Валентность элементов	144
Как устроены вещества?	161
Химические анаграммы	167

ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ КАК ПЕРЕСТАНОВКА АТОМОВ

Признаки химических реакций.....	184
Кислоты, основания, оксиды, соли	190
Какие бывают реакции.....	210
Уравниваем атомы.....	216

ПОЧЕМУ И КАК ИДЁТ РЕАКЦИЯ

Умеют ли химики предсказывать	226
Что такое механизм реакции.....	236
Как происходит горение.....	248
Взрывные реакции и взрывчатые вещества	250
Катализ.....	253
Создание новых веществ.....	260

ХИМИЯ ЖИВОГО

Почему живое — живое?	270
Химики в борьбе с «жизненной силой».....	281
Сколько «первоначал» у живого?.....	284
Как химики соревнуются с природой.....	291

ВМЕСТО ЗАКЛЮЧЕНИЯ: ХЕМОФОБИЯ

Алфавитный указатель	303
----------------------------	-----

Цветовой рубрикатор темы Дополнительный очерк

Название главы Название статьи

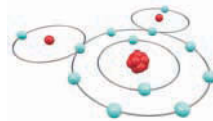
Атомно-молекулярный конструктор
Валентность элементов

В настоящее время известно около 120 химических элементов, причем несколько самых тяжелых еще не получили даже своего названия. Реально же окружающий человека мир включает его самого, построен примерно из 85 элементов. Как же эти несколько десятков разнообразнейших атомов создают всё многообразие растительного и животного мира, а также все материи и моря, горы и пустыни, песок и глина, нефть и уголь? Дело в том, что элементы могут соединяться, связываясь друг с другом в самых разнообразных сочетаниях. И эти процессы управляют строение жизни. Один из самых важных сведений о строении веществ — валентность элементов.

Когда Дальтон формулировал свой закон сохранения атомов, он опирался на данные химического анализа разных веществ, построенных из одного и того же элемента. Полученно таких примеров становилось всё больше, и химик стремились понять, существуют ли какие-то закономерности в числе атомов, соединяющихся друг с другом.

Когда в середине XIX века были правильно определены формулы большинства

Схема атомного строения молекулы воды.



3 Франклин, английский химик.

Модель молекулы сероводорода H₂S.

Модель молекулы аммиака NH₃.

Сила валентности
Описывая в «Египетии Онегизе» разнообразные «таланты» своего герцога, А. С. Пушкин отмечает, среди прочего, его способность «полюбоваться» Ювеналем, в конце письма поспать ювеналем. В подстрочном примечании обычно дается перевод этого латинского слова: «Привет!» (дословно «Будь здоров!»). Именно от него произошла распространённый химический термин «валентность». Однако используют его не только химии, но и, например, лингвисты. Хотя, если посчитать все случаи, когда в рус-

окозничных текстах употреблено слово «валентность», то окажется, что в 99,9% из них (в может быть, и больше этот термин встречается в химическом тексте).

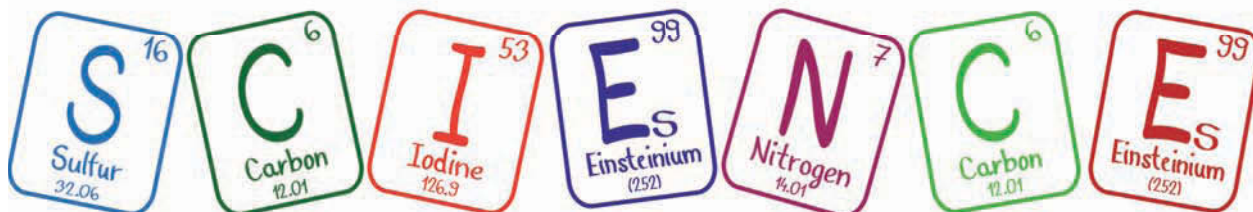
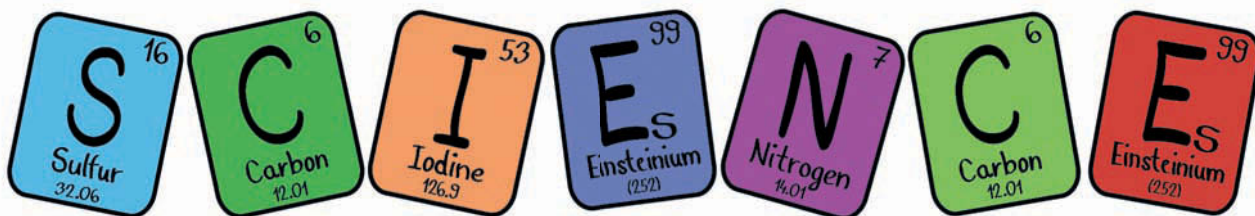
Заглянем в латинско-русский словарь: «валес, см. валес»; «валес, иметь силы, быть сильным, здоровым» (отсюда, кстати, и распространённое по всему миру по случаю значений «здоровый, сильный», «крепкий, прочный»; «мощностенный, впечатлительный; убедительный, осязательный». Есть и прилагательное «валес», «сильно». Теперь очевидно, что слово «валентность» так или иначе связано с силой, недаром раньше использовался термин «сила связности». Но только в 1852 году английский химик Эдуард Франклинц (1825–1899) впервые использовал термин «валентность». Кстати, в современном итальянском языке от этого древнего корня образовано слово «валенте» — «мужественный», «храбрый». Попало оно и в другие европейские языки: По-английски valent — «крестительный», «имеющий силу»; по-французски valent — «крепкий», «здоровый»; по-немецки Valente — «царьня Буагери и т. д. Отсюда недалеко и до «валюлы» (сильной денежной единицы), слова того же корня. Так от валентности мы добрались до валюлы.

Модель молекулы метана CH₄.





О ХИМИИ И ХИМИКАХ



О химии и химиках

«Наука начинается с удивления...»

Способность удивляться — свойство, редко присущее взрослому человеку, занятому повседневными проблемами. Но из этой способности, из желания узнать, как и из чего всё «сделано», как всё устроено, могут родиться важные открытия.

В лаборатории американского химика (венгра по происхождению) Джорджа Олы отмечали наступающее Рождество. В конце вечера стажёр из Германии Иоахим Лукас из озорства бросил огарок парафиновой свечи в смесь кислот, с которой работал. И вдруг все увидели, что свечка растворилась! «Да ведь это магическая кислота!» — воскликнул Лукас. Ола был очень удивлён: по всем канонам химии парафин, который состоит из углеводородов, — очень инертное вещество и в кислотах не растворяется. Тщательное исследование получившегося раствора показало, что кислота не просто растворила парафин, а буквально разрежала его мельчайшие частички — молекулы на кусочки. Более того, оказалось,



Дж. Ола, лауреат Нобелевской премии по химии 1994 г.



Аверс и реверс нобелевской медали по химии.

что эти «кусочки молекул» положительно заряжены, то есть являются катионами; раньше считалось, что катионы органических молекул вообще не могут существовать! Работы в этом направлении были продолжены, они привели к дальнейшим открытиям. Химики стали лучше понимать, какие реакции происходят при переработке нефти, как получить бензин лучшего качества. В результате Дж. Ола в 1994 году был удостоен высшей для учёного награды — Нобелевской премии. А «чудесная» кислота с тех пор во всех справочниках и учебниках так и называется — магическая, без всяких кавычек.

А вот ещё один пример, тоже из области химии. Алан Макдиармид родился в Новой Зеландии, в бедной семье. Уже в семь лет он должен был подрабатывать, чтобы помочь семье свести концы с концами. В то же время он очень тянулся к знаниям. Ему также нравились яркие цвета, и свою первую книжку по химии для детей он выбрал в библиотеке за ярко-синий цвет обложки. В колледже, на занятиях химией, Алан весьма удивился, узнав, что простые по составу кристаллы, состоящие из неметаллов серы и азота, блестят и окрашены в красно-оран-

жевый цвет. Ещё неожиданнее было, что эти кристаллы проводят электрический ток. Ведь электропроводность — отличительное свойство именно металлов. Недаром провода делают из меди или алюминия. Через много лет, когда Макдиармид уже был профессором американского университета, его пригласили для чтения лекций в Японию, и там он всем показывал свои блестящие красно-оранжевые кристаллы, проводящие электричество. После одной лекции к нему подошёл японский химик Хидеки Сиракава и показал свои блестящие кристаллы — серебристого цвета. Они состояли из углерода и тоже проводили ток. Макдиармид пригласил Сиракаву в США, и там вдвоём они продолжили исследования необычных кристаллов. Чтобы увеличить электропроводность, вещества старались получить как можно более чистыми. Но чем чище они становились, тем хуже проводили ток. Это тоже было непонятно и удивительно. В конце концов выяснилось, что для повышения электропроводности следует не очищать вещество, а, наоборот, вводить примеси. Так, «загрязнив» кристаллы ещё одним неметаллом — иодом или бромом, можно увеличить их электропроводность в миллионы раз! Это было поразительно: неметалл, «загрязнённый» другим неметаллом, становится хорошим проводником электричества. Как рассказал один из авторов открытия, во время этого опыта у них сгорел дорогой прибор для измерения электропроводности — настолько неожиданным оказалось «короткое замыкание» из-за резкого снижения сопротивления образца. Зато в результате удалось получить полимер, который проводит ток почти так же хорошо, как и металлы. Из таких полимеров можно делать тонкие гибкие плёнки, светящиеся под действием электричества. Их можно использовать при изготовлении дисплеев мобильных телефонов или плоских телевизионных экранов. И наоборот — использовать свет для получения электричества: это будут пластиковые солнечные элементы, рулоны которых, если их раскатать на больших площадях, позволят получать



Х. Сиракава, лауреат Нобелевской премии по химии 2000 г.

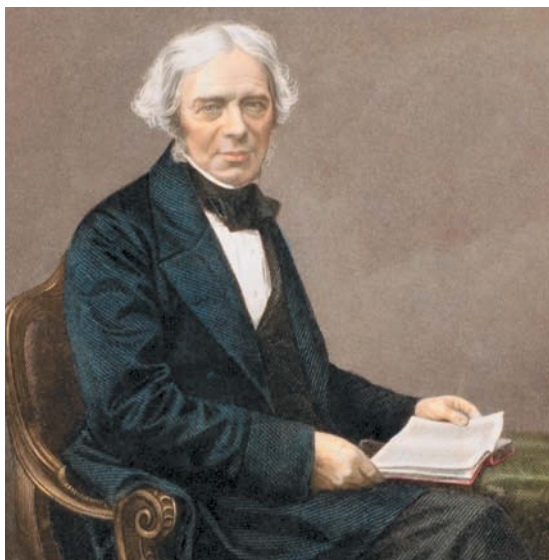
электроэнергию, не загрязняя окружающую среду. Новые полимеры окажутся незаменимы, когда вместо двигателей внутреннего сгорания на автомобилях будут установлены экологически чистые электромоторы. Неудивительно, что учёные, открывшие сверхпроводящие полимеры, в 2000 году за своё открытие получили Нобелевскую премию.

Когда исследователи случайно открывают нечто, что может оказаться полезным, говорят о «серендипности». Этот термин появился благодаря сказке о трех принцах Серендипа — так в старину называли Цейлон (ныне Шри-Ланка). Принцы обладали даром предвидения, который проявлялся у них на каждом шагу. Некоторые современные химики также обладают таким даром — способностью увидеть нечто интересное в том, что другим кажется не заслуживающим внимания.

«Наука начинается с удивления», — сказал более 2 тыс. лет назад древнегреческий философ Аристотель. Однако приведённые примеры показывают, что в науке недостаточно просто удивиться. Нужно ещё потратить массу времени, упорства и знаний, чтобы «удивительное явление» начало приносить людям пользу. На получение нового знания может уйти вся жизнь исследователя и даже жизнь нескольких поколений. Многим

людям что-то кажется очень удивительным, непонятым, — но на этом всё заканчивается! Никаких попыток проникнуть в суть явлений, заставить служить человеку. Скажем, магнитные явления были известны задолго до новой эры. Но только в начале XIII века компас появился в Европе. И это было единственное полезное использование магнитных явлений. А ведь магнит — вещь поразительная! Он действует на железные предметы на расстоянии. Ещё интереснее (и непонятнее), что в нём нельзя разделить северный и южный полюс: сколько ни разрежь намагниченный стержень пополам, ничего, кроме множества маленьких магнитиков, мы не получим — и в каждом будет и северный, и южный полюс...

Не менее удивительны и электрические явления. Тысячи лет люди забавлялись тем, что некоторые вещества, например янтарь, при натирании приобретают способность притягивать к себе лёгкие предметы — пушинки, обрывки ниток... И лишь в XIX веке, в основном благодаря гению английского физика-самоучки Майкла Фарадея (1791—1867), стало известно, что с помощью магнита можно получить электрический ток. Это откры-



М. Фарадей, создатель учения об электромагнитном поле.



Почтовый блок (Греция), посвящённый античным учёным.

тие вызвало к жизни новую науку — электротехнику и позволило создать электрические приборы — электрогенераторы, вырабатывающие ток, и электромоторы, превращающие электрическую энергию в механическую. Без них трудно представить себе современную цивилизацию. Как шутят физики, если бы не Фарадей, мы бы до сих пор смотрели телевизор при свечах. Кстати, само слово «электричество» происходит от греческого названия янтаря — «электрон»!

Так что наука не только отвечает на вопросы исследователей, в чём причина тех или иных явлений. Переосмысление привычного, общепринятых основ (а именно с этим связаны наиболее важные научные открытия) рано или поздно приводит к практическому использованию теоретических открытий: появляются новые технологии. Так, благодаря пылливому уму учёных, а в последние столетия — и искусным рукам учёных и инженеров современный человек пользуется многими благами цивилизации, в числе которых персональные компьютеры, мобильные телефоны, другие чудеса техники. И никто не знает, что ещё принесёт нам развитие науки и неразрывно связанной с ней технологии. И «детская» способность удивляться неожиданным, а ещё важнее — привычным явлениям, на которые мало кто обращает внимание, — далеко не последнее качество, характеризующее настоящего учёного.

О химии и химиках

О зависти и честности в науке

Люди, далёкие от науки, никогда не работавшие в исследовательских учреждениях, нередко представляют себе учёного таким высоконравственным человеком, все помыслы которого нацелены на одно: служить любимому делу, науке. На самом деле учёные (здесь лучше говорить об исследователях или даже о «научных работниках») — такие же люди, как и все остальные. И среди них попадаются карьеристы, властолюбцы, рвачи, жадные до наград и денег. И задача научного сообщества — сделать эти факты известными, чтобы освободиться от тех, кто позорит науку, хотя получается это не всегда. Тут многое зависит от того, насколько развито в той или иной стране гражданское общество, насколько свободно средства массовой информации могут «выносить сор из избы», критиковать тех или иных деятелей, даже если они облаканы властью. Ярким примером является отечественный академик Трофим Денисович Лысенко (1898—1976). Его теории наследственности были антинаучными и опровергались опытами. Но, пользуясь полной поддержкой властей, Лысенко не позволял проводить такую проверку. Его критики лишались работы, а нередко и жизни. Так была уничтожена советская генетика, самая передовая в мире. Погиб в тюрьме крупнейший селекционер и генетик, учёный с мировым именем Николай Иванович Вавилов (1887—1943). Ушёл из жизни, не выдержав травли и обвинений в «пособничестве фашистам», один из основоположников современной генетики Николай Константинович Кольцов (1872—1940). На их место приходили люди без морального стержня, стремившиеся извлечь из науки как можно больше выгод для себя лично.



Модель молекулы
инсулина.

Л. Томпсон, первый пациент,
получивший инъекцию инсулина.

А вот другая история. В январе 1922 года в Канаде умирал от тяжёлого, неизлечимого тогда диабета 14-летний Леонард Томпсон. Его спасла первая в истории инъекция инсулина. Идея о том, как можно помочь больным диабетом, принадлежала канадскому физиологу Фредерику Бантингу (1891—1941). Но для её проверки у него не было своей лаборатории и подопытных животных. Всё это было у заведующего кафедрой физиологии в Торонтском университете Джона Маклеода (1876—1935). Но тот категорически отказался предоставить Бантингу возможности для работы. И только после вмешательства профессора Фредерика Миллера Маклеод согласился предоставить Бантингу лабораторию и подопытных собак на время

своего двухмесячного отдыха в Шотландии. Бантинг продал всё своё имущество, чтобы иметь средства для проведения опытов. Его идея оказалась верной: вскоре он и помогавший ему ассистент Маклеода Чарлз Бест (1899—1978) сумели выделить инсулин из поджелудочной железы животных. Маклеод сразу понял важность открытия и... попытался присвоить его! В своих выступлениях и публикациях он всячески рекламировал и пропагандировал «свое» открытие. В результате в 1923 г. Нобелевская премия по физиологии и медицине за открытие инсулина была присуждена Бантингу и Маклеоду. Бантинг был взбешён: Маклеод, по его мнению, не заслуживал награды, и был обойден Бест, внёсший в открытие большой вклад. Разразился скандал. Половину своей премии Бантинг демонстративно отдал Бесту.

Именно так десятки лет излагали события практически все статьи и книги, в которых описывалась история открытия инсулина. И лишь недавно историки науки, тщательно изучив старые документы, включая лабораторные журналы, пришли к выводу, что эта версия событий была изложена... в многочисленных статьях Чарлза Беста, который на 37 лет пережил Бантинга и на 43 года — Маклеода. Так что ответить ему публично было некому. Кстати, Маклеод усовершенствовал способ получения инсулина



Ф. Г. Бантинг, лауреат Нобелевской премии по физиологии и медицине 1923 г.

(он же дал имя этому веществу) и написал много научных трудов по сахарному диабету.

Конечно, вся эта история получила огласку потому, что её герои удостоились высшей научной награды. Но сколько подобных случаев происходит во всём мире во множестве лабораторий, и это становится известным лишь узкому кругу. То же можно сказать и об откровенной фальсификации научных результатов: лишь несколько таких случаев получили резонанс в печати и стали достоянием широкой общественности.

Шприц с картриджем, заполненным инсулином, для многократного использования.



О химии и химиках

Как важно увидеть проблему

В науке нередко бывает так, что никто не видит особой проблемы в отсутствии объяснения какому-либо факту. Тем более если этот факт кажется незначительным — а с такими в своей работе сталкивается любой исследователь. Но иногда подобный «мелкий факт» превращается в открытие огромной важности. В 1785 году английский химик и физик Генри Кавендиш (1731—1810) пропускал электрические искры через смесь азота и кислорода. При этом оба газа реагировали друг с другом, образуя соединение — оксид азота, который в присутствии избытка кислорода и воды даёт азотную кислоту (те же процессы происходят и во время грозы, поскольку азот и кислород — основные составные части воздуха, а роль гигантской искры играет молния; этот процесс в атмосфере очень важен для обогащения почвы азотом, который необходим растениям). Кавендиш сумел таким способом превратить в кислоту почти весь азот. Здесь ключевым является слово «почти», потому что в конечном счёте остался небольшой пузырёк газа (1/120 первоначального объёма), который с кислородом не реагировал. Кавендиш не мог объяснить, почему так получается и что представляет собой этот газ.

Прошло более 100 лет. В 1892 году английский физик Джон Уильям Стретт (1842—1919), в 1873 году унаследовавший от отца титул лорда Рэлея, уточнял физические константы газов. Он выделил как можно более чистый азот из воздуха и определил его плотность с очень высокой точностью. У него получилось 1,2572 г/л при нормальных условиях. Он этим не удовлетворился и измерил также плотность азота, полученного чисто химически из нитрита аммония (это вещество легко выделяет азот уже при небольшом нагревании). Результат был

примерно тем же: 1 л этого азота весил 1,2505 г. Разница небольшая — всего полпроцента, что вполне удовлетворило бы и физиков, и химиков. Другой на месте Рэлея, возможно, просто взял бы среднее значение. Но учёный так не поступил, потому что был уверен в своих измерениях: в последнем, четвёртом знаке после запятой возможна небольшая погрешность, но за третий знак он ручался.

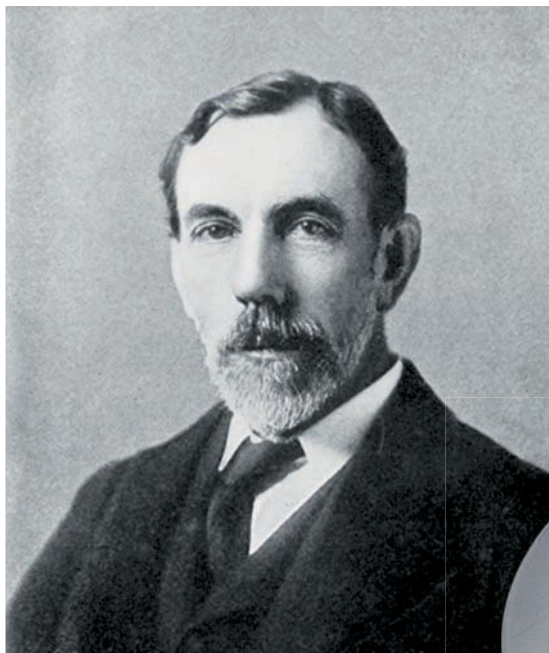
Как и Кавендиш, Рэлей не знал, почему его опыты дают такие результаты. Он написал письмо редактору английского журнала «Природа» (Nature), в котором приглашал химиков дать разумное объяснение его опытам. Это письмо с подробным описанием его экспериментов было опубликовано 24 сентября 1892 года. Оно привлекло внимание английского химика Уильяма Рамзая (1852—1916), который предложил Рэлею провести совместные исследования. По итогам двухлетней работы они установили, что атмосферный азот немного тяжелее «химического», так как в нём содержится неизвестный ранее газ. Это произошло



Дж. У. Стретт, лорд Рэлей.



Г. Кавендиш.



У. Рамзай, лауреат Нобелевской премии по химии 1904 г.

4 августа 1894 года. Новый газ оказался химически абсолютно инертным и не реагировал даже с самыми агрессивными веществами. За это его назвали аргоном, от греческого *argos* — «недеятельный, ленивый». Стал понятен также результат, полученный когда-то Кавендишем. По уточнённым данным, в сухом воздухе содержится 0,93% аргона.

Аргон оказался не единственным газом с такими удивительными свойствами — полным отсутствием химических свойств! В 1895—1898 годах Рамзай участвовал в открытии ещё нескольких инертных газов — гелия, неона, криптона и ксенона. Всю эту группу «недеятельных» газов (в 1900 году к ним присоединился радиоактивный радон) назвали инертными газами. В ноябре 1904 года Шведская Королевская академия наук постановила: «Присудить Нобелевскую премию года по физике Джону Уильяму Стретту (Рэлею) за исследование плотности газообразных элементов и открытие в этой связи аргона. Присудить Нобелевскую премию года по химии Уильяму Рамзаю за открытие газообразных элементов, входящих в состав воз-

духа, и определение их места в периодической системе». Так маленький пузырёк газа Кавендиша привёл сразу к двум высшим в науке наградам!

Но удивительная история инертных газов на этом не заканчивается. Почти 70 лет инертные газы оправдывали своё название и не вступали ни в какие химические реакции. Сегодня же в лабораториях можно увидеть баночки с белым порошком, который представляет собой химическое соединение ксенона с кислородом или фтором! Это — следствие



Фторид ксенона XeF_2 .

открытия, совершённого в 1961 году молодым (ему не исполнилось тогда и 30 лет) канадским химиком Нилом Барлеттом. Он совершил невероятное: получил устойчивое химическое соединение «инертного» ксенона! С тех пор получено около 200 (!) различных соединений ксенона с фтором, хлором, кислородом, углеродом, азотом, рядом других элементов. Удалось получить и соединения криптона (правда, они намного менее устойчивые). Пришлось химикам отказаться от названия «инертные газы»: теперь их именуют благородными.

Мы видим, что в результате открытий наука не только обогащается новым знанием (что само по себе тоже очень ценно). Новые знания рано или поздно приводят к возникновению новых технологий. Причём сами учёные, открывшие и изучившие новое явление, могут даже не догадываться, какое будущее ждёт их открытие.

О химии и химиках

Как академик соли поел

Единственный отечественный лауреат Нобелевской премии по химии академик Николай Николаевич Семёнов как-то рассказал своим сотрудникам интересную историю. В детстве (оно прошло в Саратове) он прочитал о том, что поваренная соль имеет химическое название хлорид натрия и состоит из натрия и хлора. Это его удивило, и он решил узнать о том, что такое натрий и хлор. Тут его удивление выросло ещё больше. Оказалось, что натрий — это мягкий (режется ножом) металл, который бурно реагирует с водой, давая очень едкий щелочной раствор. Хлор же — чрезвычайно ядовитый жёлто-зелёный газ, который в Первую мировую войну использовали

как химическое оружие. Было непостижимо, что активный металл и ядовитый газ не просто мирно уживаются вместе, а образуют белый порошок, без которого не приготовишь вкусной еды.

Когда Семёнов вырос и получил возможность проводить эксперименты в лаборатории (по образованию он был физиком), он вспомнил, как удивлялся в детстве химическим превращениям, и решил всё проверить на собственном опыте. Он наполнил хлором пустую склянку и внёс туда на ложечке с длинной ручкой подогретый натрий. Металл сразу вспыхнул жёлтым пламенем и быстро сгорел, а на стенках образовался белый налёт. Семёнов не успокоился, аккуратно соскрёб этот налёт, посыпал им кусок чёрного хлеба и съел! Как он сам отметил, такой опыт, конечно, противоречит правилам безопасности (в поваренной соли могли оказаться несгоревшие частички натрия), но любопытство пересилило...

Как же так получается, что из легкоплавкого металла, который даже воды боится, и ядовитого газа образуется белая поваренная соль, которая совершенно не похожа на своих «родителей»? Соль не только не ядовита (конечно, если не есть её килограммами), но совершенно необходима для жизни человека. И таких примеров «чудесных превращений» можно привести великое множество.

Поваренная соль известна человеку с незапамятных времён, и название её сходно во многих языках (латинское *sal*, французское *sel*, немецкое *Salz*, итальянское *sale*, английское, шведское и норвежское *salt*, чешское *sůl*, украинское *сіль*...). В честь соли названы многие города, реки и озёра: Солигалич, Соликамск, Сольвычегодск, Соль-Илецк, Солыцы, Усолье и Усолье-Сибирское,



Н. Н. Семёнов, лауреат Нобелевской премии по химии 1956 г.



Монета Банка России достоинством 10 рублей, выпущенная в 2011 г.

река Усолка и многие другие в России, река Солёная на Украине, Солигорск в Белоруссии, река Зальцах и родина Моцарта Зальцбург в Австрии, Солткотс в Шотландии, озеро Солтон-Си и город Солт-Лейк-Сити вблизи Большого Солёного озера в США, — таких примеров на географической карте можно найти множество, и вряд ли какое-либо другое вещество способно соперничать в этом отношении с поваренной солью. И это неудивительно: без соли нет жизни.

По составу поваренная соль — это хлорид натрия; она содержит не нейтральные, а заряженные атомы (такие атомы называются ионами): положительно заряженные ионы натрия и отрицательно заряженные ионы хлора. Интересно, что долгое время химики (и физики) не могли поверить, что ионы и нейтральные атомы имеют совершенно разные свойства.

Соль — обязательная составная часть организмов человека и животных. В теле взрослого человека содержится более 200 г хлорида натрия, из которых 45 г растворено в крови. Соль поддерживает нормальную деятельность клеток, из которых состоят все ткани и органы. Из соли в желудке вырабатывается соляная кислота, без которой невозможно переваривание пищи. Взрослому человеку

необходимо получать в день примерно 10—15 г хлорида натрия, включая и ту соль, которая содержится в продуктах питания. Однако вреден и избыток соли; как и всё остальное, она хороша в меру. Недостаток соли в пище пагубно сказывается на здоровье, а без соли жизнь невозможна. Полагают, например, что массовая гибель наполеоновских солдат, особенно раненых, при их отступлении из Москвы была обусловлена нехваткой поваренной соли в пище: у них не было ни запасов соли, ни возможности где-либо достать её. У русской же армии никаких проблем со снабжением солью не было. А вот как вспоминает писатель Павел Сиркес возвращение с матерью (отец погиб на фронте) из голодной казахстанской эвакуации в родную Молдавию: «Когда ехали сюда, уже на Украине к поезду выходили бабы с жареными курами, с кринками ряженки и глечиками сливочного масла. Любой продукт мож-



но было получить лишь в обмен на соль. Мы, к счастью, по чьему-то совету запаслись ею у Эльгона и Баскунчака».

Всю потребляемую соль человек получает из природных источников. Полезнее всего соль, добываемая из морской воды. Однако мало кто знает, что природная соль не всегда белая! Например, каменная соль (галит) бывает окрашена в голубой, синий или фиолетовый цвет. Окрашивают соль скопления нейтральных (незаряженных) атомов натрия, которые образуются под действием излучения от расположенных рядом радиоактивных минералов. При этом никакой «радиации» в самой соли не появляется. Особенно красиво окраска проявляется в тех случаях, когда в каменную соль вкраплены крохотные кристаллики какого-нибудь радиоактивного вещества. В этом случае вокруг вкрапления образуется окрашенная сферическая поверхность. Её размер (он измеряется сотыми



Минерал галит. Марка ГДР 1972 г.
На севере Германии находятся крупные соляные залежи.

Соляные поля. Перу.





Памуккале. Турция. Белые террасы (травертиновые образования) возникли в результате отложения солей кальция.

долями миллиметра) соответствует дальности проникновения радиоактивного излучения, испускаемого примесью. При распаде радиоактивного вкрапления практически всегда образуется ряд радиоактивных элементов, испускающих лучи с различной энергией и поэтому проникающих на разные расстояния. Например, при распаде урана образуется множество радиоактивных элементов, среди которых — полоний и свинец. Энергия испускаемых ими частиц отличается почти в два раза. В результате вокруг такого радиоактивного центра образуется не одна, а несколько сферических поверхностей разного радиуса. Если кристалл расколоть и отшлифовать, то под микроскопом эти сферические поверхности проявятся в виде красивых маленьких колец. Чем древнее минерал, чем дольше он подвергался облучению, тем интенсивнее окраска.

Соль бывает не только синей. В южных районах нашей страны есть озёра, в которых осаждается поваренная соль красного цвета! Мало того, иногда она имеет отчетливый аромат. Это редкое явление нашло отражение в названиях озёр, расположенных в низовьях Волги: Розовое, Красное, Малиновские. Добывали здесь красную соль ещё в XVIII веке, а Большое и Малое Малиновские озёра были личной собственностью Екатерины II. Она любила поражать иностранных гостей, приказывая подавать к столу ароматную малиново-красную с фиолетовым оттенком соль. Иностранцы дивились и ели экзотическую соль, густо приправленную... микробами! Действительно, впоследствии было выяснено, что виновниками окраски и запаха чаще всего являются микроорганизмы, которые не могут жить без соли. Их так и называют — галофилы, то есть «любители соли» (по-гречески *hálōs* — «соль», *philéō* — «люблю»). Соль, в которой прижились эти бактерии, утрачивает свои консервирующие свойства: чем крепче посолить ею продукт, тем быстрее он придёт в негодность.

Понятно, что сейчас эту соль в пищу не употребляют.

У древних народов нередко бывали войны из-за соляных источников. А римские легионеры времён Цезаря часть жалованья получали солью. Крестоносцам в Средние века тоже часто платили не золотом или серебром, а солью (отсюда и английское слово salary — «жалованье»). Редко кто задумывается о том, что слова «солдат» и «соль» имеют что-либо общее! Но это так: слово «солдат» пришло в русский язык в начале XVII века и происходит от итальянского soldo — «жалованье» (так же называлась и старинная итальянская монета). Соль заменяла деньги во многих странах. В Китае XIII века, как свидетельствует Марко Поло, из каменной соли изготавливались и сами монеты. И даже в 1927 году в Эфиопии, по свидетельству академика Н. И. Вавилова, соль ещё заменяла крупные деньги, а красный перец — мелкие...

Многие столетия соль была единственным способом сохранить от порчи пищевые продукты. Без поваренной соли были бы невозможны дальние морские плавания, кругосветные экспедиции и великие географические открытия. Так что неудивительно, что во все времена и во всех странах правители уделяли соли самое пристальное внима-

ние и часто вводили монополию на её добычу и продажу. История России знает грандиозное восстание, получившее название «Соляной бунт», которое началось в 1648 году и прокатилось по всей стране. Одна из причин восстания — повышение налога на соль. А в начале XVIII века указом Петра вообще была запрещена торговля солью частным лицам. Соляная монополия просуществовала в России свыше полутора веков и была отменена только в 1862 году.

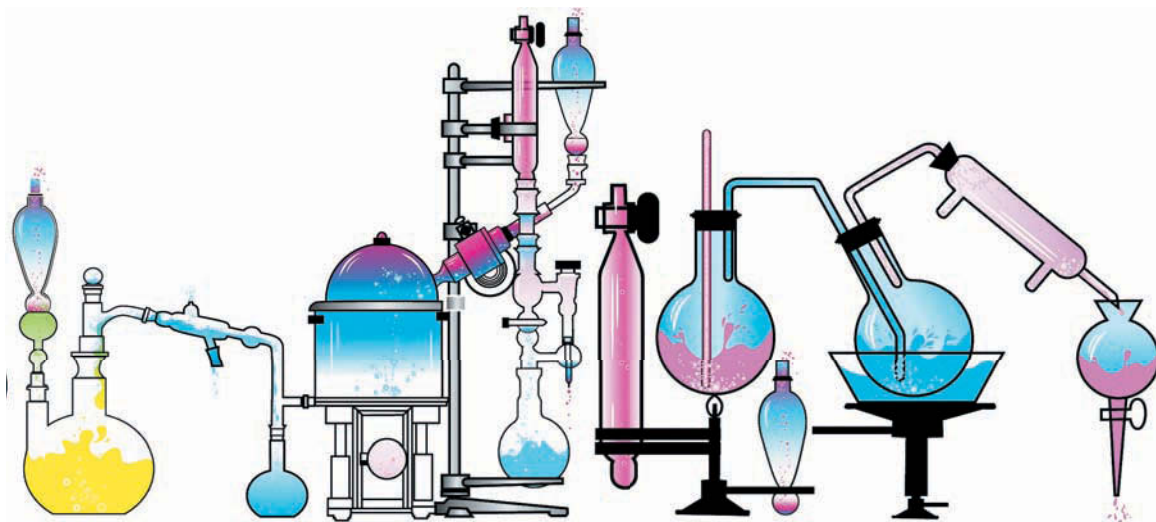
У всех народов соль — символ гостеприимства, верности, радушия. Хлебом-солью встречают самых дорогих гостей. И напротив, просыпать соль, по древним поверьям, — значит, навлечь на себя гнев богов.

Однако поваренная соль ещё не раскрывала всех своих загадок. Не вполне постоянен и её привычный вкус. Если попробовать что-то солёное вместе со сладкой или горячей пищей, солёный вкус ослабнет, а с кислой пищей — усилится. Крысам хлорид натрия кажется более солёным, чем хлорид калия, а кошкам и кроликам — наоборот. Можно только удивляться, как учёные смогли это выяснить. Химикам удалось также получить необычные кристаллы, содержащие одновременно поваренную соль и глюкозу — редкое сочетание солёного и сладкого...



О химии и химиках

Преобразования веществ



Повседневный опыт говорит о том, что превращения одних веществ в другие происходят на каждом шагу. Однако превращения превращениям рознь. Свинец можно расплавить, залить в форму и получить отливку той или иной конфигурации. Но это будет всё тот же свинец. То же можно проделать и с другими металлами. Вода на морозе превращается в лёд, а при нагревании она переходит в пар. Но лёд можно снова растопить, а водяной пар охладить, и при этом опять получится вода.

Объяснить, что происходит с водой, теперь может любой школьник. Даже при комнатной температуре вода испаряется. Водяной пар, как и многие газы, бесцветен и невидим (облака, туман — это не пар, а мельчайшие капельки воды). Чем выше температура, тем быстрее испаряется вода, а когда температура достигает $100\text{ }^\circ\text{C}$, испарение становится бурным — вода кипит. При этом температура и воды, и водяного пара над ней остаётся равной $100\text{ }^\circ\text{C}$. При охлаждении водяной пар снова сгущается (конденсируется) и превращается в жидкую

воду. Процесс испарения и повторной конденсации воды (и других жидкостей) называется перегонкой (дистилляцией). С помощью дистилляции можно очистить воду от нелетучих примесей, например солей. Именно так, путём перегонки, из солёной и не пригодной для питья морской воды можно получить пресную воду. Химики для своих опытов и фармацевты для приготовления лекарств используют тщательно очищенную перегонкой дистиллированную воду. Этим же методом нефть — сложную смесь многих веществ — можно разделить на отдельные компоненты — бензин, керосин, мазут и др.

Если перегнанную воду снова нагревать, она будет кипеть, конечно, при той же температуре. Значит, при переходе жидкой воды в пар её «сущность» не изменилась — она осталась всё той же водой, только в другом состоянии — газообразном. Эту «сущность» химики записывают простой формулой: H_2O (читается «аш-два-о»). Здесь символ H_2O обозначает самую мелкую частичку воды — её молекулу. Формула H_2O , во-первых, показывает,

что вода состоит из водорода (символ Н — от латинского названия водорода Hydrogenium) и кислорода (символ О — от латинского названия кислорода Oxygenium). Во-вторых, эта формула показывает, что и в одной молекуле воды, и в стакане с водой, и в целом океане на один атом кислорода приходится два атома водорода.

Если молекулу воды «разобрать на части» (это можно сделать реально), то мы получим отдельные атомы водорода (Н) и кислорода (О) — понятно, что атомов водорода получится в два раза больше; ничего общего с водой у этих атомов не будет. Эти атомы могут объединиться попарно, образуя молекулы газа водорода (H₂) и газа кислорода (O₂). Общего с водой у этих газов только одинаковые атомы, из которых они состоят.

К теме превращений воды относится и понятие относительной влажности воздуха, которую обычно сообщают в прогнозе погоды наряду с температурой воздуха и атмосферным давлением. Что это такое?

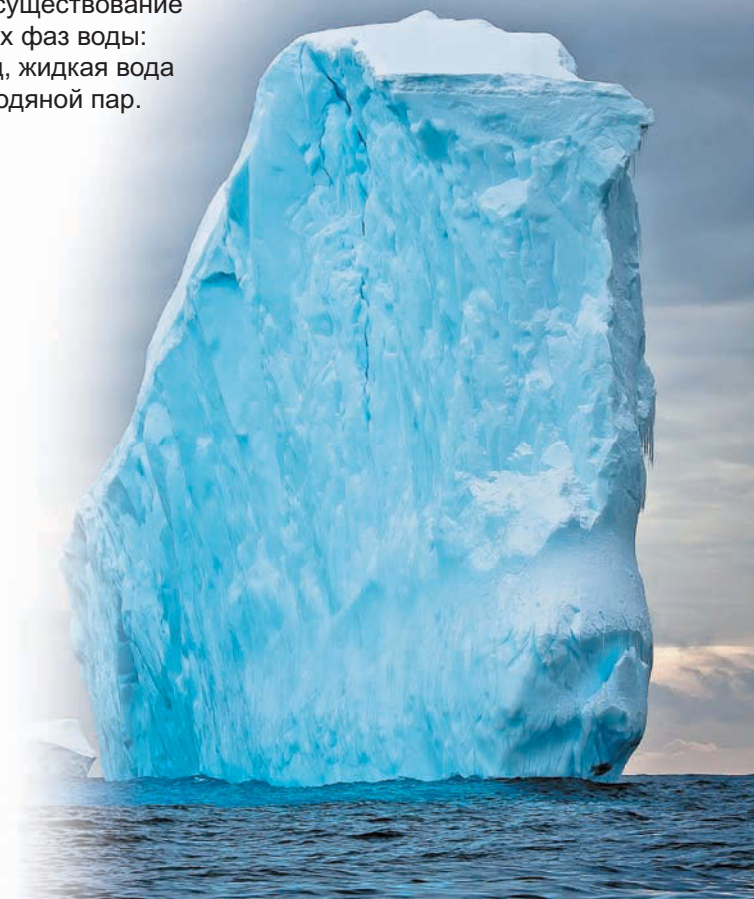
Окружающий нас воздух никогда не бывает абсолютно сухим — в нём всегда присутствуют в большем или меньшем количестве водяные пары. Их содержание в воздухе можно выражать в тех же единицах, что и атмосферное давление, — в миллиметрах ртутного столба. Водяной пар, в отличие, например, от водорода, нельзя смешивать с воздухом в любых соотношениях — во всяком случае, при температуре ниже 374 °С. Оказывается, пара в воздухе не может быть больше определённой величины, которая зависит от температуры. Так, при трескучем морозе –60 °С, например в Антарктиде, давление водяного пара в воздухе может быть не больше 0,007 мм рт. ст., при 0 °С — не больше 4,6 мм рт. ст., при комнатной температуре — не больше 20 мм рт. ст., при 40 °С — не больше 55 мм рт. ст., при 60 °С — не больше 150 мм рт. ст. и т. д. Говорят, что такой воздух насыщен парами воды, а влажность воздуха составляет 100%. Если давление паров воды при данной температуре превысит эти значения, насыщенный водяной пар снова превращается (конденсируется) в воду. В атмо-

сфере насыщенные пары при малейшем понижении температуры собираются в мельчайшие капельки — образуется туман (например, холодным августовским утром у поверхности земли), а на большой высоте, где холодно, поднимающийся вверх влажный воздух теряет часть водяных паров, из которых возникают облака и тучи. В замкнутом помещении избыток водяных паров конденсируется на более холодных стенках и на потолке и стекает или капает на пол — как в парной. На морозе же водяные пары, если их слишком много, превращаются в снег (именно поэтому чем холоднее воздух, тем он суше).

В воздухе, которым мы дышим, давление паров воды всегда меньше насыщенного. Например, если атмосферное давление составляет 750 мм рт. ст., то на сам воздух может приходиться, положим, 740 мм рт. ст., а на пары воды — оставшиеся 10 мм рт. ст. В таком случае при комнатной температуре водяных паров в воздухе будет вдвое меньше по сравнению с насыщенным паром. Соответственно, относительная влажность

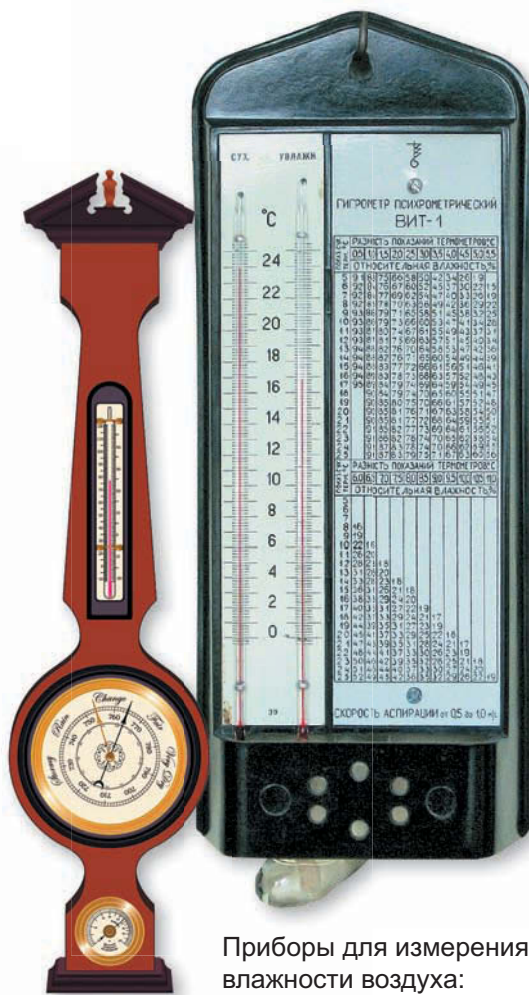
Айсберг.

Сосуществование трёх фаз воды: лёд, жидкая вода и водяной пар.



воздуха составит $10/20 = 0,5$, или 50%. Если тот же воздух при неизменном давлении прогреется до $30\text{ }^\circ\text{C}$ (когда давление насыщенных паров равно 32 мм рт. ст.), то относительная влажность уменьшится и станет равной $10/32 = 0,31 = 31\%$. И наоборот, если, не меняя давления, охладить воздух до $15\text{ }^\circ\text{C}$ (когда давление насыщенных паров равно 13 мм рт. ст.), относительная влажность увеличится и станет равной $10/13 = 0,77 = 77\%$. При этом абсолютная влажность воздуха у нас оставалась постоянной — 10 мм рт. ст., или примерно 10 г/м^3 . Итак, относительная влажность — это выраженное в процентах отношение действительного содержания водяных паров в воздухе к их содержанию при насыщении при данной температуре. Физиологи установили, что чем выше температура, тем меньшей для нормального самочувствия должна быть относительная влажность воздуха, которым мы дышим. Наиболее благоприятная для человеческого организма относительная влажность применительно к температурам (t), не слишком сильно отличающимся от комнатной, хорошо передаётся формулой $110 - 3t$. Так что если в комнате прохладно ($17\text{ }^\circ\text{C}$), то комфортной для дыхания будет влажность 59%, при $20\text{ }^\circ\text{C}$ — 50%, при $23\text{ }^\circ\text{C}$ — 41%. В помещениях с центральным отоплением зимой воздух часто бывает слишком сухим, что вредно для дыхательных путей. Такой воздух следует увлажнять. Самый простой способ — поставить на батарею отопления ванночку с водой.

Влажность воздуха показывают специальные приборы — гигрометры (от *греч.* *ugrōs* — «влажный»). Их устройство бывает различным. Например, вода может испаряться с тряпочки, которая одним концом погружена в резервуар с водой, а другим обернута вокруг шарика термометра. Испаряясь, вода охлаждает шарик. Чем суше воздух, тем быстрее испаряется вода, тем более низкую температуру показывает термометр. Разность показаний этого термометра и соседнего, обычного, по специальной таблице переводят в относительную влажность. Такие гигрометры можно



Приборы для измерения влажности воздуха: гигрометр, психрометр (слева).

увидеть в музеях, где сохранность экспонатов зависит от влажности воздуха. Интересный гигрометр придумали химики. Если бумажку смочить розовым раствором хлорида кобальта ($\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — читается «кобальт-хлор-два на шесть аш-два-о»), а потом её высушить, то при нормальной или повышенной влажности воздуха бумажка останется розовой. Но если воздух будет очень сухим, хлорид кобальта потеряет часть содержащейся в нём воды и окрасится в синий цвет — такой цвет имеет, например, хлорид состава $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

То, что вода осталась водой, можно сказать и о процессе её замерзания, когда жидкая вода превращается в твёрдое тело — лёд. После таяния лёд превращается в ту же воду. Теперь об этом знают все. Но так было не всегда. Много тысячелетий назад среди вечных снегов в Альпах, на территории современной

Швейцарии, нашли красивые, совершенно бесцветные кристаллы, очень напоминающие чистый лёд. Древние натуралисты так их и назвали — «кристаллос»; это слово происходит от греческого $\kappa\rho\upsilon\omicron\varsigma$ — «холод, лёд». Полагали, что лёд, находясь длительное время в горах, на сильном морозе, окаменевают и теряет способность таять при последующем нагревании. Один из самых авторитетных античных философов Аристотель (384—322 до н. э.) писал, что «кристаллос рождается из воды, когда она полностью утрачивает теплоту». Римский поэт Клавдиан в 390 году то же самое описал стихами:

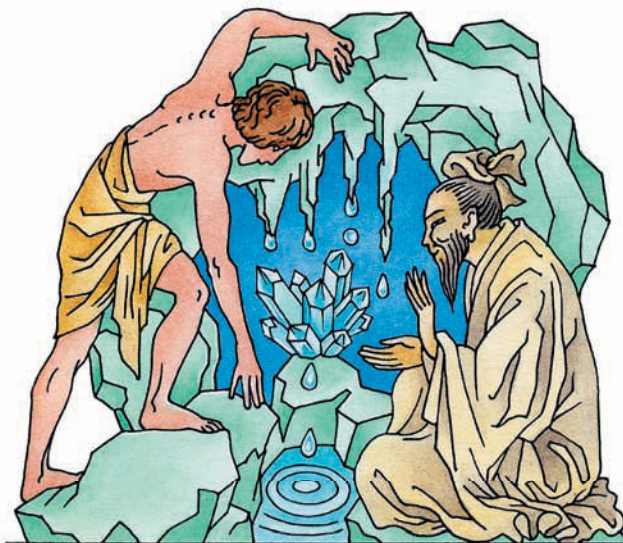
Ярой альпийской зимой лёд
превращается в камень.
Солнце не в силах затем камень
такой растопить.

Аналогичный вывод сделали в древности в Китае и Японии — лёд и горный хрусталь обозначали там одним и тем же словом. Интересно, как в разных странах и в разное время людям приходят в голову одни и те же идеи!

Однако уже в древности люди догадались, что жидкая вода и лёд — в сущности, разные состояния одного и того же вещества. Но не сразу поняли, что процессы таяния льда и замерзания воды, её испарение и конденсация водяного пара — скорее правило, чем исключение,



Ртуть — металл, при нормальных условиях находящийся в жидкой фазе.



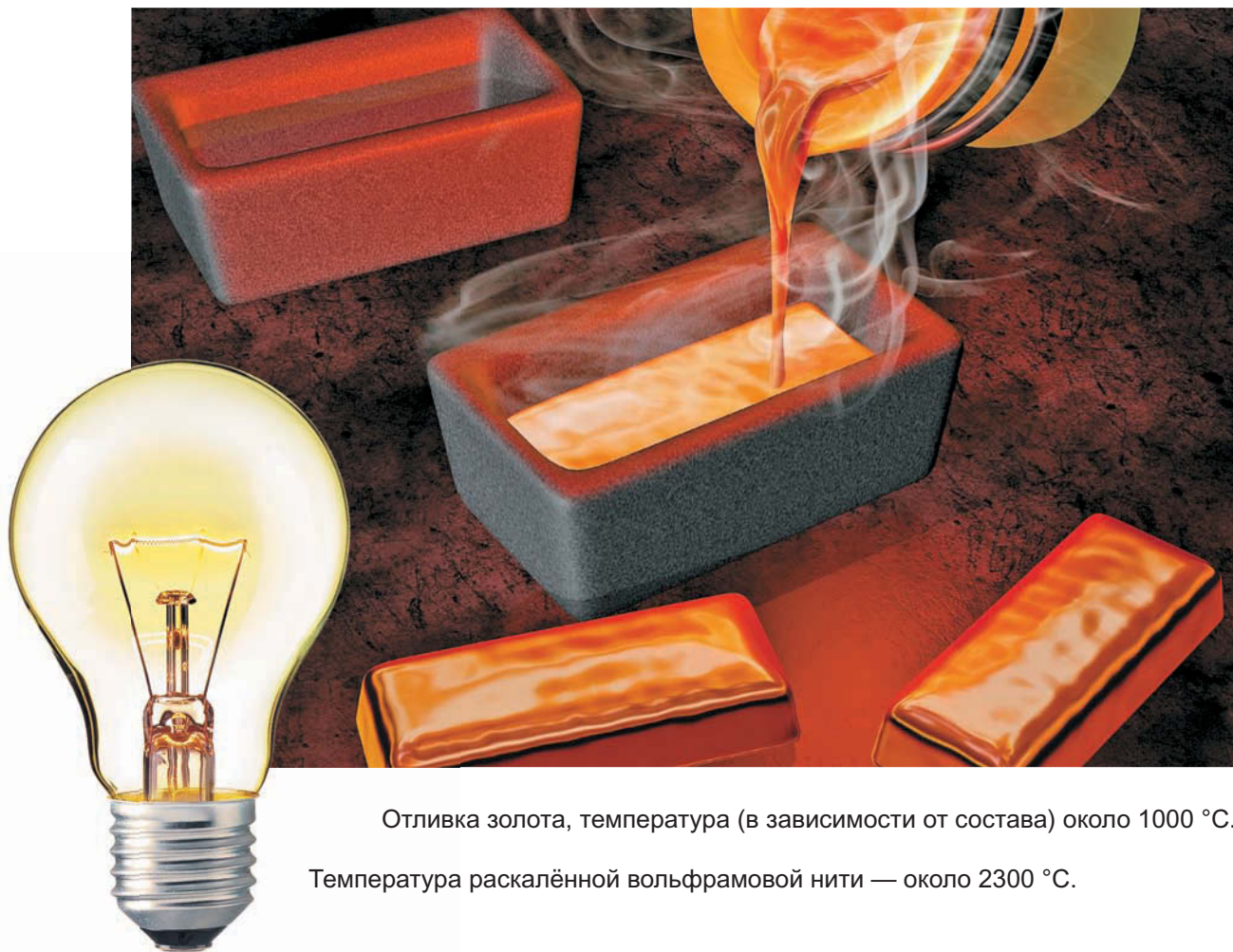
и присуще очень многим веществам. Если бы в Испании, где есть месторождения металлической ртути, случались сорокаградусные морозы, то древние римляне убедились бы, что и ртуть может замерзнуть, превращаясь в твёрдое вещество, а при потеплении — «оттаивать». Ртуть замерзает при температуре $-38,9\text{ }^{\circ}\text{C}$, что было обнаружено лишь в XVIII веке. Это произошло в 1736 году в Иркутске при сильном морозе; наблюдал «замерзание» термометра французский астроном и географ Ж. Н. Делиль, который при основании Российской академии наук в 1725 году был приглашён в Петербург на место директора астрономической обсерватории и прожил в России до 1747 года. В Сибирь он ездил для наблюдения прохождения Меркурия перед диском Солнца и для определения географического положения некоторых пунктов. Искусственно же заморозить ртуть с помощью охлаждающей смеси (из льда и концентрированной азотной кислоты) удалось лишь в 1759 году другому петербургскому академику И. А. Брауну (его пригласили в Российскую академию в 1746 году).

Теперь известно, что взаимные превращения — замерзание-плавление и испарение-конденсация — характерны для очень многих веществ. Но не для всех. Например, полиэтилен, из которого сделан пакет или игрушка, можно расплавить, но жидкий полиэтилен не-

льзя испарить — его большие молекулы при высокой температуре начнут разрываться на части, и полиэтилен разложится и превратится в другие вещества. А, скажем, дерево, резину, бумагу, многие пластмассы не только испарить, но даже расплавить невозможно. Например, древесина при сильном нагревании не плавится, а загорается. А если нагревать кусок дерева без доступа воздуха, из него начнут выделяться различные вещества — уксусная кислота, смола, углекислый и другие газы, а сам он превратится в древесный уголь.

Более или менее легко испаряются вещества, состоящие из маленьких молекул, между которыми слабое сцепление, например, вода с заметной скоростью испаряется уже при комнатной температуре. Испаряется, хотя и медленно, даже лёд (именно поэтому сохнет на морозе бельё). Молекулы воды малень-

кие, но между ними действуют заметные силы сцепления, поэтому вода при обычной температуре жидкая. Молекулы сероводорода H_2S (читается «аш-два-эс, знак серы S — от латинского названия Sulphur») чуть больше молекул воды, но между ними сила сцепления намного меньше, поэтому сероводород при комнатной температуре не жидкость, а газ. И только при очень низкой температуре — ниже $-60,3\text{ }^{\circ}\text{C}$ (как в Антарктиде) — сероводород при атмосферном давлении превращается в жидкость. Из металлов при комнатной температуре испаряется только ртуть (а поскольку её пары ядовиты, очень опасна ртуть, пролитая на пол и закатившаяся в щели в виде мелких капелек). Золото, конечно, при комнатной температуре не испаряется — в противном случае до нас бы не дошли золотые изделия, изготовленные мастерами, жившими тысячи лет назад.



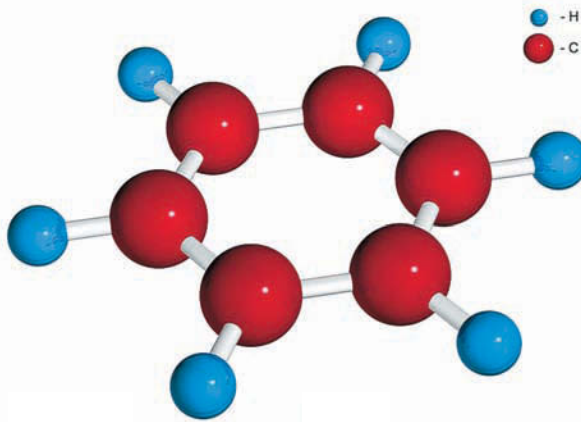
Отливка золота, температура (в зависимости от состава) около $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Температура раскалённой вольфрамовой нити — около $2300\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Однако при более высокой температуре золота, как и все другие металлы, испаряется. Если нагреть кусок золота до $1064\text{ }^{\circ}\text{C}$, он расплавится. При этой температуре золото уже немного испаряется, хотя давление его пара ничтожно: даже при $1250\text{ }^{\circ}\text{C}$ оно достигает лишь $0,001\text{ мм рт. ст.}$, при $1755\text{ }^{\circ}\text{C}$ становится равным 1 мм рт. ст. , и только при $2880\text{ }^{\circ}\text{C}$ жидкое золото закипает и переходит в пар (который имеет сине-зелёный цвет — как и тонкий слой золота на рюмке или прозрачном стакане на просвет). Цинк (его красивые кристаллы видны на оцинкованной жести) испаряется значительно легче: уже при $490\text{ }^{\circ}\text{C}$ давление его паров достигает 1 мм рт. ст. , а при $906\text{ }^{\circ}\text{C}$ цинк кипит (давление паров 760 мм рт. ст. , или 1 атм.). Вот почему печные трубы нельзя делать из оцинкованной жести. Испаряется и тугоплавкий вольфрам с раскалённой нити электрической лампы, его пары постепенно оседают на более холодном стекле.

На примере воды и сероводорода мы видели, как сильно влияет сцепление между молекулами на температуру, при которой происходит плавление и замерзание. Сцепление между молекулами, конечно, зависит от того, из каких атомов молекула состоит и как сильно атомы разных молекул притягиваются друг к другу. Возьмём газ гелий, его молекулы состоят из отдельных атомов He. Силы сцепления между этими маленькими «шариками» очень слабы, поэтому гелий переходит в жидкость только при $-269\text{ }^{\circ}\text{C}$, что лишь на 4° выше абсолютного нуля. Замерзать же гелий (при обычном давлении) вообще не желает и остаётся жидким при любой самой низкой температуре.

А вот другой интересный пример. Формула очень хорошо известного химикам вещества бензола записывается так: C_6H_6 (читается «це-шесть-аш-шесть»). Формула эта означает, что молекула бензола состоит из шести атомов углерода (знак C, от латинского Carboneum — «углерод») и шести атомов водорода (его обозначение H нам уже знакомо по формуле воды). Молекула бензола представляет собой правиль-



Модель молекулы бензола.

ный шестиугольник из атомов углерода, к каждому из которых присоединён атом водорода. Таким молекулам удобно пристроиться друг над другом, при этом сила притяжения возникнет сразу между несколькими атомами соседних молекул. Результат: жидкий бензол замерзает уже при небольшом охлаждении, до $+5,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. А теперь вместо одного из атомов водорода «пристроим» к шестиугольнику группировку CH_3 из четырёх атомов. Получится молекула тоже хорошо известного вещества — толуола $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$. Такая «торчащая вбок» группа уже не позволяет молекулам толуола удобно упаковываться в твёрдый кристалл. Силы сцепления между молекулами резко снижаются, и вот результат: толуол замерзает лишь при температуре $-95\text{ }^{\circ}\text{C}$!

Модель молекулы толуола.



Замерзание и плавление, испарение и конденсация паров — всё это примеры физических процессов. При них вещества не изменяются или же их изменения обратимы, то есть такие изменения можно «повернуть вспять». Например, и лёд, и пар легко снова превратить в жидкую воду. Если брусок металла распилить на части, из них снова можно получить исходный брусок (например, сплавлением). К физическим изменениям относятся и механическое перемещение тел в пространстве. Правда, здесь не всё так просто. Если разбить стакан, то осколки в стакан уже не превратятся. Но всё же они останутся тем же стеклом (и при большом желании кусочки этого стекла можно сплавить при высокой температуре вместе и снова сделать из них стакан). Если разбить деревянный предмет, отдельные его куски тоже останутся деревом (правда, «сплавить» их обратно не получится — разве только склеить). Если же деревянный предмет сильно нагреть (без доступа воздуха), он почернеет и обуглится. И каждый скажет, что уголь и дерево — это разные вещества и из угля дерево уже никак не сделать!

Очень многие превращения веществ трудно, а зачастую и невозможно «обратить вспять». Такие превращения тоже были известны с глубокой древности. Например, некоторые камни (сейчас их называют минералами), положенные в костёр, превращаются в металл. Но никто не видел, чтобы происходило обратное превращение. Бесцветный сок некоторых растений на воздухе превращается в прекрасную синюю краску индиго. Сладкий сок плодов при долгом стоянии превращается в кислый уксус или в опьяняющий напиток — вино. Но обратного превращения уксуса или вина в сладкий напиток не происходит. Мягкая глина при обжиге становится твёрдой. Значительно позже обнаружили, что смесь из безобидных по отдельности серы, угля и селитры при ударе или поджигании в замкнутом пространстве взрывается со страшным шумом. Так был изобретён чёрный порох.

А вот более знакомый всем пример превращений. Горит костёр. В него кла-



Выпечка хлеба.
 Старинная гравюра.

дут полно — кусок спиленного дерева. Из этого дерева можно выточить разные фигурки, сделать сиденье, другие вещи. Но в костре полно окружается красными огоньками и превращается в пламя, потом — в чёрные угли, потом — в сероватый пепел. От тяжёлого полна осталась лёгкая горсточка — дерево «исчезло» (правда, в ходе этого исчезновения оно давало нам тепло). Десятки тысяч лет люди наблюдали за этим исчезновением, большинство равнодушно, очень немногие — удивляясь, куда же всё-таки подевалось дерево.

В течение многих тысяч лет люди проводили множество разнообразных манипуляций с веществами: выпекали хлеб, делали пиво и вино, добывали металлы, красили ткани. При этом они убедились в том, что превращения одних веществ в другие происходят не только в природе — их можно провести искусственно. Поначалу такие искусственные превращения люди научились делать в результате случайных наблюдений и открытий. У них не было никаких идей относительно того, почему сладкий виноградный сок иногда превращается

в кислый уксус, а иногда — в опьяняющий напиток. Или почему некоторые «камни» нужно очень сильно нагреть с древесным углём, и тогда получится железо, из которого можно сделать разные орудия. Просто когда-то случайно так вышло, и знание этого «рецепта» потом передавалось из поколения в поколение.

Со временем оказалось, что можно получить искусственным путём вещества, которых в природе никогда не было. Сначала таких примеров было очень мало, только накопление научных знаний дало возможность проводить целенаправленные поиски новых веществ. Настоящий «взрыв» химических знаний произошёл в XIX веке, когда научились искусственным путём получать красители, душистые, лекарственные и многие другие вещества, которых в природе никогда не было и быть не могло! В 2013 году число известных человеку веществ достигло 70 миллионов! Вот знакомый всем пример. Обычный пакет, иногда неправильно называемый целлофановым, сделан

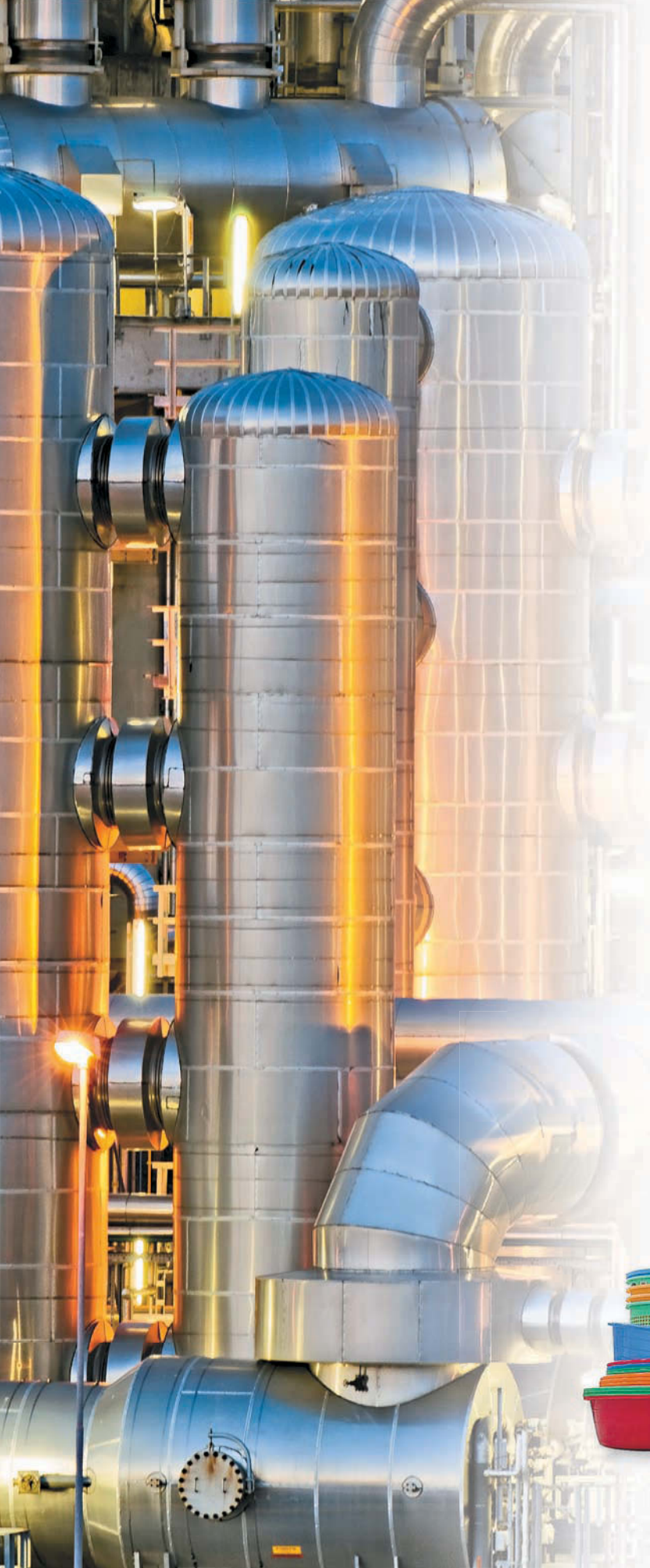


Окраска ткани.
 Старинная гравюра.

на химическом заводе из замечательного водонепроницаемого вещества — полиэтилена, который в природе не встречается и «сам собой», без участия человека, получиться никогда и ни при каких условиях не может. Ежегодно во всём мире производят десятки миллионов тонн полиэтилена, поэтому он довольно дешёв. Но ещё не так давно полиэтилен стоил дорого, и хозяйки, которые сейчас безжалостно выбрасывают грязные пакеты, когда-то стирали их, а потом сушили на верёвке, как бельё.

Так же, как не могут без участия человека «сами собой» получиться даже простейшие механизмы (ведь природа не «изобрела» колеса!), невозможно и самопроизвольное образование большинства веществ, которые нас окружают. Это и различные пластмассы, и синтетические волокна, и лекарственные средства, и многое другое. Не бывает в природе синтетических красителей, например таких, которыми заправляют маркеры, фломастеры, шариковые ручки. Развитие химического производства позволило значительно снизить стоимость и полимеров, и красителей. Люди старшего возраста помнят, как у станций метро стояли будки, в которых мастера с пальцами, раскрашенными во все цвета радуги, заправляли разноцветной пастой использованные стержни для авторучек! Сегодня в это просто трудно поверить.

Все эти превращения (получение металлов из руд, брожение сладкого сока, сгорание или разложение древесины и многое другое) относятся к химическим превращениям. Чем они отличаются от физических? При химических превращениях (их называют химическими реакциями) вещества могут измениться неузнаваемо (как в случае реакции натрия с хлором, при которой получается поваренная соль), и часто повернуть такие превращения вспять ни нагреванием, ни охлаждением невозможно. Например, когда горит свеча, парафин, из которого она сделана, превращается в водяной пар и углекислый газ. Дерево при горении также превращается в воду (в виде пара) и углекислый газ, которые улетучиваются — переходят в окружаю-



щий воздух. При этом «вещество свечи», конечно, никуда не исчезает: масса продуктов её горения равна массе исходных веществ (парафина и кислорода). Причём никаким нагреванием или охлаждением из воды и углекислого газа ни парафин, ни тем более исходное полено получить невозможно.

Далеко не сразу возникло понимание различий между превращениями физическими и химическими. Чем же они отличаются друг от друга? Оказывается, ответить на этот вопрос непросто. Вначале учёные должны были получить ответ на такие вопросы: что происходит в ходе химического превращения? Какие химические реакции в принципе возможны, а какие — нет? Какие условия необходимо создать, чтобы пошла нужная реакция, как этой реакцией управлять? И прежде всего нужно было понять, что же происходит с веществом в ходе реакции. А для этого следовало выяснить, как вообще устроены разные вещества, что у них общего, а чем они отличаются, что происходит «внутри» веществ в ходе различных превращений. И лишь после этого можно задаваться вопросами о том, чем физические процессы отличаются от химических, как и почему одни вещества могут превращаться в другие, почему одни реакции возможны, а другие — нет. Именно эти вопросы составляют предмет науки химии. Уникальность этой науки в том, что химики получают новые вещества, которые потом сами изучают. То есть химия сама создаёт предмет своего изучения!

Химическое предприятие.

Изделия из пластика.



О химии и химиках

Физическое или химическое?

Чем же отличаются физические изменения от химических? Это не очень простой вопрос. Хотя бы потому, что химические реакции почти всегда сопровождаются физическими изменениями (например, нагреванием тел). А при некоторых физических процессах одновременно происходят и химические превращения. К слову, при растирании многих твёрдых тел в них под воздействием механической энергии трения происходят химические реакции, при которых образуются новые вещества. Так, при трении двух стальных брусков, смоченных водой, происходит частичный распад воды на газы — водород и кислород. Если растирать в темноте кусок сахара, заметно свечение: светятся неустойчивые вещества, образовавшиеся в результате физического воздействия.

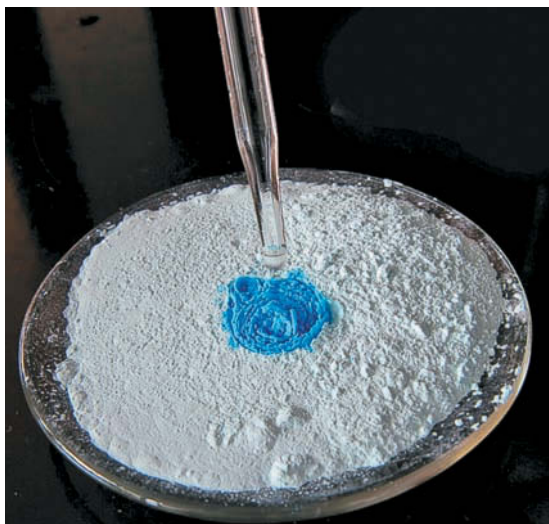
Попробуем определить физические изменения так: это изменения, которые можно обратить вспять: испарившуюся жидкость можно охлаждением снова сконденсировать, замёрзшее вещество — снова расплавить, разбитое твёрдое тело — опять сплавить в один кусок. Но оказывается, что такое определение не работает! Известно и множество химических реакций, которые можно обратить вспять! Возьмём химическое соединение диоксид азота (этот вредный газ выделяется в небольших количествах, например, при работе двигателя внутреннего сгорания). При температуре ниже $-11\text{ }^{\circ}\text{C}$ это белое кристаллическое вещество. Выше этой температуры оно плавится и становится чуть желтоватым. И чем выше температура, тем темнее окраска; постепенно из жёлтой она становится тёмно-бурой. При $21\text{ }^{\circ}\text{C}$ жидкость закипает, превращаясь в бурый газ, окраска которого с повышением темпе-

ратуры продолжает темнеть (недаром технологи называют выделяющийся из заводской трубы диоксид азота лисьим хвостом). При понижении температуры все процессы идут в обратном направлении: рыжий газ сначала бледнеет, потом конденсируется в жидкость, а она ниже $-11\text{ }^{\circ}\text{C}$ замерзает и превращается в белоснежное вещество.

Казалось бы, в соответствии с приведённым выше определением перед нами пример физических превращений. Но это не так: мы имеем дело с настоящими химическими реакциями, в ходе которых одни молекулы превращаются в другие. На это указывает один из признаков химического превращения — изменение цвета. Но важнее другое: изменение состава молекул. Белое твёрдое вещество состоит из молекул, в которых два атома азота (знак N, от латинского Nitrogenium) соединены друг с другом и к каждому из них присоединены два атома кислорода: $\text{O}_2\text{N} - \text{NO}_2$ (чёрточкой химиками обозначают связь между

Диоксид азота, выделяющийся из заводской трубы, называют лисьим хвостом.





При добавлении воды белые кристаллы сульфата меди превращаются в синий медный купорос.

атомами). Это молекула бесцветного тетраоксида азота N_2O_4 (читается «эн-два-о-четыре»). Химическое сцепление (химическая связь) между атомами азота не очень прочная — она более чем в пять раз слабее связи между атомами азота и кислорода. Поэтому при повышении температуры эта связь рвётся, и образуются отдельные молекулы уже не тетра- (что означает «четыре»), а диоксида азота NO_2 («ди» означает «два»). Диоксид азота имеет рыже-бурый цвет, что и объясняет изменение окраски. Сталкиваясь между собой, две молекулы диоксида азота вновь слипаются, образуя молекулу тетраоксида. Химики такой обратимый процесс записывают в виде двух стрелок, направленных в противоположные стороны: $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$. Вот мы и записали первое, причём настоящее, химическое уравнение — уравнение химического равновесия между двумя разными веществами! При повышении температуры равновесие смещается вправо — бурая окраска темнеет; при понижении температуры оно смещается влево, пока все молекулы NO_2 не соединятся друг с другом. Таким образом, мы имеем дело одновременно с двумя химическими реакциями: в одной химическая связь рвётся, в другой — образует-

ся. Подобным разрывом и образованием химических связей химические реакции и отличаются от физических процессов.

Не следует думать, что химическую реакцию всегда можно узнать по изменению цвета. Например, спирт и уксусная кислота могут вступать в реакцию с образованием новых веществ — воды и сложного эфира со специфическим, напоминающим фруктовый, запах (к таким веществам принадлежат так называемые фруктовые эссенции). Этот эфир и вода могут снова реагировать, давая исходные спирт и кислоту. И все участники этих превращений бесцветны (правда, запах у них разный).

А вот ещё один, более удивительный (и когда-то не понятный для химиков) пример: бесцветный порошок сульфата меди при растворении в воде даёт не бесцветный, а голубой раствор! Если воду испарять, из раствора будут выделяться красивые синие кристаллы медного купороса. Это тоже сульфат меди, только эти кристаллы содержат в себе также молекулы воды. Раньше на примере хлорида кобальта мы уже встречались со случаем изменения цвета вещества, которое связано с присутствием в нём разных количеств воды.

Ещё один подобный пример. Пары иода имеют фиолетовый цвет. Такой же цвет и у раствора иода в бензине. В воде раствор иода жёлтый, в бензоле или спирте — коричневый (это цвет знаковой всем иодной настойки), в растворе поливинилового спирта иод синий (это цвет лекарственного дезинфицирующего средства иодиола)! И меняется не только цвет: иод в разных растворителях (в разном окружении) химически ведёт себя тоже по-разному. Например, бурые растворы иода легко реагируют с мелкими медными опилками, растворяя их,



Иод растворяется в спирте.



Переход белого олова в серое.

тогда как фиолетовые растворы на медь почти не действуют.

А вот более знакомый пример другого рода. Сухая поваренная соль электрический ток не проводит, как не проводит его и абсолютно чистая (дистиллированная) вода. Но если растворить соль в воде, получится раствор, хорошо проводящий ток. Всем известно, что растворение соли полностью обратимо: если воду испарить, снова получим кристаллы соли. Но в воде с ней что-то всё же произошло...

Физические все эти изменения или химические? Лет 100 назад физики и химики долго и порой ожесточённо спорили друг с другом по этому поводу. Одни были приверженцами «физической» теории растворения веществ, другие — «химической» теории (к последним принадлежал и Д. И. Менделеев). Отчасти правы оказались и те и другие. Поэтому процессы, которые можно по некоторым признакам отнести к физическим, а по другим — к химическим, стали называть физико-химическими...

Вот олово — мягкий блестящий металл — превращается на сильном морозе в серый порошок, на металл совсем не похожий. Если этот порошок внести в тёплую комнату, он в металл не превратится — для этого порошок нужно сильно нагреть. Когда-то такой переход белого олова в серое доставлял много неприятностей: на морозе рассыпались сделанные из олова пуговицы, посуда

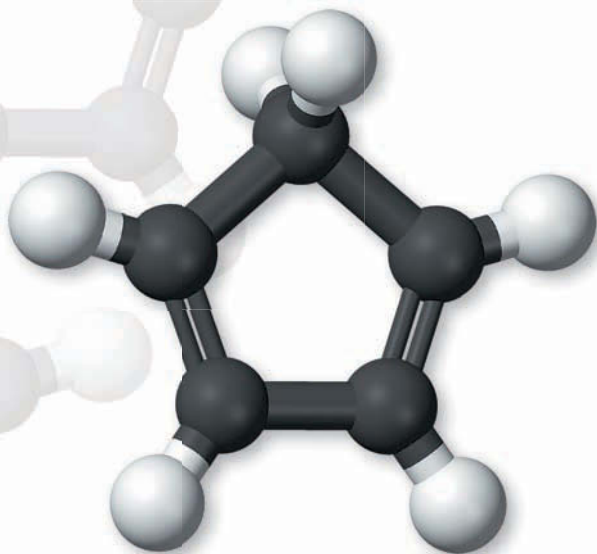
и даже органичные трубы. Причём малейшие крупинки серого порошка, попавшие на металл, резко ускоряют его «заболевание». Недаром такое превращение назвали оловянной чумой. Полагают, что из-за разрушения паянных оловом сосудов с жидким топливом в 1912 г. погибла экспедиция Скотта к Южному полюсу...

Олово — далеко не единственный пример такого рода. Переход вещества из одной разновидности (модификации) в другую при изменении температуры — скорее правило, чем исключение. Даже знакомое всем железо при разных температурах существует в четырёх разных модификациях, которые отличаются по свойствам. Красный и неядовитый фосфор (он входит в состав намазки на спичечном коробке) при сильном нагревании без доступа воздуха испаряется, а если эти пары охладить, получится мягкое желтоватое вещество, совершенно не похожее на исходное. Это так называемый белый фосфор; он очень ядовит, а при слабом подогреве самовоспламеняется. А вот ещё более известный пример: самый твёрдый минерал — алмаз и мягкий чёрный графит состоят из одних и тех же атомов углерода. При



Участники последней экспедиции Р. Ф. Скотта и предметы, найденные на месте их гибели





Модель молекулы цикlopentadiена.

очень высоких давлениях и температурах эти вещества могут переходить друг в друга, и сейчас искусственные алмазы (в основном для технических нужд) получают в больших количествах. И хотя при взаимных переходах графита и алмаза рвутся одни химические связи и образуются другие, вряд ли вы встретите человека, который скажет, что это химические реакции. То же можно сказать о взаимных превращениях двух модификаций олова — разве это химические реакции?! Значит, граница между химическими реакциями и физическими процессами условна. И тем не менее обычно их разделяют.

Вот любопытный эксперимент, который даёт некоторое представление о различии физических и химических процессов. Налейте воду в колбу — круглодонный сосуд, с которым работают химики, — и будем нагревать её на плитке. Погружённый в воду термометр покажет, что температура воды постепенно повышается до 100 °С, а затем не меняется. Второй термометр, расположенный выше поверхности воды, ведёт себя точно так же — показывает постепенное повышение температуры до 100 °С. Этот термометр греет невидимый водяной пар. А в холодильнике (трубоч-

ка, охлаждаемая водой из-под крана) «из ничего» вновь образуются капли воды, которые стекают в стаканчик. Вроде всё ясно: это пример «чисто физического» процесса.

А теперь проведём второй опыт. Внешне он во всём похож на первый: в колбе кипит прозрачная бесцветная жидкость, в холодильнике её пары конденсируются, и бесцветная жидкость стекает в стаканчик. Но вот с термометрами творится что-то непонятное: тот, который погружён в жидкость, показывает 163 °С, а расположенный выше — всего 41 °С! Но и это не всё: перельём собранную в стакане ещё тёплую жидкость обратно в колбу и будем её нагревать: теперь оба термометра покажут одну и ту же температуру: 41 °С. Если же легкокипящая жидкость постоит в колбе без нагревания несколько дней, она снова станет кипеть при 163 °С. Более того, высококипящая жидкость легко затвердевает и снова плавится, только если её нагреть выше 33,6 °С. Чудеса, что и говорить!

Объяснить эти «чудеса» можно лишь единственным способом: в колбе вначале было одно вещество, а в парах над жидкостью и в стаканчике — другое. То есть низко- и высококипящие жидкости — разные химические вещества! Они имеют разные химические свойства, то есть по-разному реагируют с другими веществами. Но они могут превращаться друг в друга. Низкокипящая жидкость называется цикlopentadiеном. Его состав отражает формула C_5H_6 (читается «це-пять-аш-шесть»), в которой на пять атомов С приходится шесть атомов Н. В названии этого вещества тоже нет ничего хитрого. «Цикло» означает, что молекула вещества циклическая, «пента» — что в цикле пять атомов углерода (тот же корень и в слове «пентагон» — «пятиугольник»), суффиксом «-ен» химики обозначают двойную связь между атомами углерода, ну а с «ди» мы уже встречались: это на латыни «два»: в молекуле две двойные связи между атомами углерода, как видно из формулы.

Цикlopentadiен химически очень активное соединение, он устойчив лишь при низких температурах (ниже $-80\text{ }^\circ\text{C}$).



Молния – электрический разряд в атмосфере, под действием которого кислород превращается в озон.

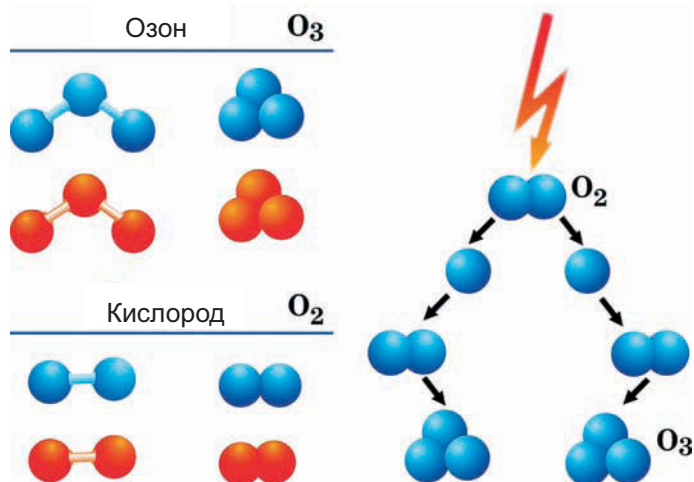
При более высоких температурах молекулы C_5H_6 медленно реагируют друг с другом, образуя другое вещество состава $C_{10}H_{12}$, которое обладает другими физическими и химическими свойствами. Его бесцветные кристаллы уже при небольшом нагревании (или жарким летом) плавятся. Это и есть высококипящая жидкость. А вот химическое название этого вещества даже для многих химиков звучит страшновато: трицикло [5.2.1.02,6] додека-3,8-диен. Мы не будем здесь объяснять, что всё это означает...

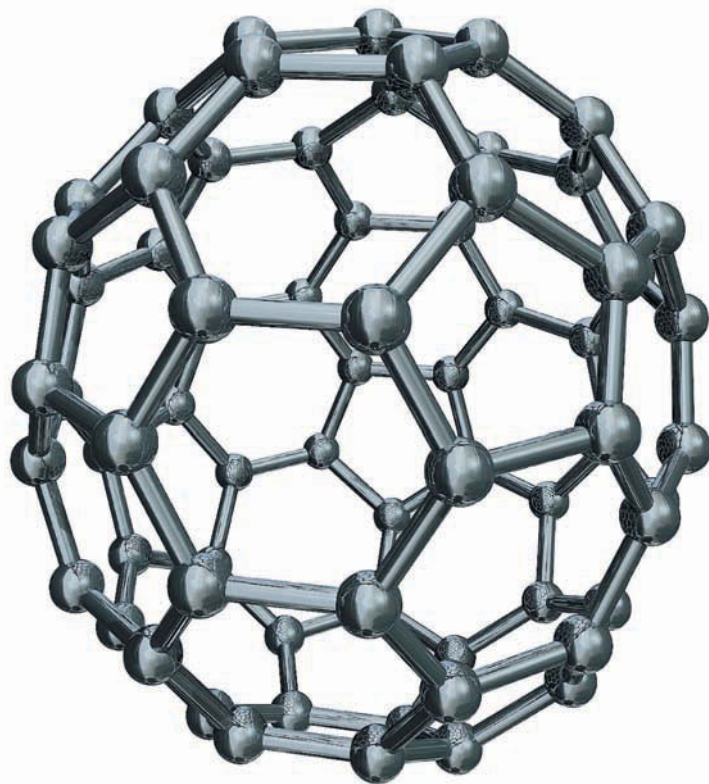
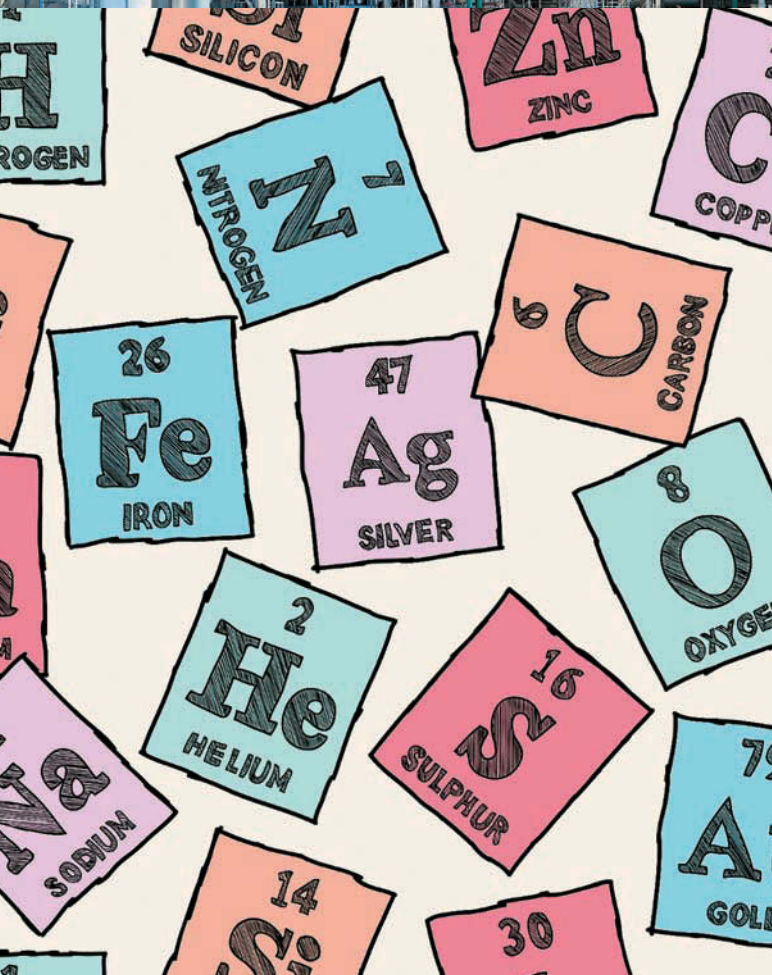
А теперь — пример превращения, которое все химики считают настоящей химической реакцией. Под действием электрических разрядов, в том числе молний, газ кислород (его молекула состоит из двух атомов: O_2) превращается в озон (его молекула состоит из трёх атомов кислорода: O_3). Это химическая реакция, для неё можно записать уравнение: $3O_2 = 2O_3$. Озон — вещество

неустойчивое и довольно быстро снова превращается в кислород: $2O_3 = 3O_2$. Есть ли принципиальное различие между этими химическими реакциями и взаимными превращениями белого и серого олова, красного и белого фосфора, алмаза и графита? Однозначно ответить на этот вопрос вряд ли возможно. Так, в последнем издании пятитомной «Химической энциклопедии» химическая реакция определена как «превращение одних веществ (исходных соединений) в другие (продукты реакции)». Но разве белое и серое олово — не разные вещества? Однако вряд ли сплавление серого олова с образованием обычного белого можно назвать химической реакцией. Кстати, при температуре выше $170^\circ C$ олово переходит в третью форму; она настолько хрупкая, что металл можно растереть в порошок, а при падении уже с небольшой высоты кусок такого горячего олова разбивается на мелкие куски...

Итак, мы выяснили, что грань между физическими и химическими превращениями во многом условна. Она проведена учёными произвольно. Ведь даже в водяных парах некоторые молекулы воды сцепляются друг с другом, напоподобие молекул NO_2 , образуя связи, которые вполне можно назвать химическими. Но по традиции одни процессы считаются физическими, а другие — химическими.

Переход кислорода в озон при грозе (модель).







ОТКРЫТИЕ АТОМА

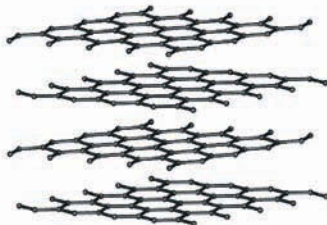
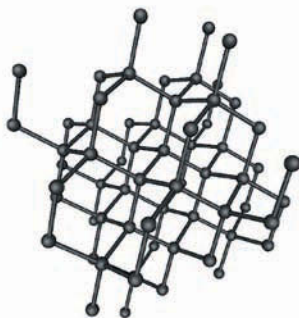


Открытие атома

Из чего всё сделано? Великий спор философов

Если мы поймём, из чего «сделаны» разные тела, как они устроены, мы, возможно, сможем осуществлять по своему желанию их превращения друг в друга. Из чего же сделаны разные вещи? Этот вопрос может быть и простым, и очень сложным — в зависимости от того, насколько подробный ответ требуется на него дать. Можно, например, сказать, что карандаш сделан из дерева, а его грифель — из графита. Стол и стул тоже сделаны из дерева (а может быть, и из пластмассы или металла). Стакан сделан из стекла, чашка — из фарфора, дешёвая ложка или кастрюля — из алюминия, а гвоздь или иголка — из железа (стали). Из стали сделан и автомобиль (но, конечно, кроме железа в нём есть и стекло, и пластмасса, и много разных других материалов). Всё это совершенно правильно (хотя и не всегда легко так же просто сказать, из чего сделаны, например, волосы или кожа человека, вата, какое-нибудь лекарство или мазь в тубике).

Кристаллы и модели кристаллических решёток алмаза (слева) и графита.



Обжиг глиняных изделий.

А если теперь спросить, из чего сделаны дерево, стекло, пластмасса, алюминий, железо, а также множество других веществ? Эти вопросы уже не так просты, и мало кто из людей задумывается над ними, полагая их «пустыми и ненужными». Но если бы люди никогда о подобных вопросах не задумывались, мы бы до сих пор сидели в пещерах и ели сырое мясо... К счастью, с древних времён существовали философы (в переводе с греческого — «любители мудрости»), которые всю жизнь размышляли над такими вопросами.

Древние проводили химические превращения чисто эмпирически — на основании житейского опыта, полученного, как правило, благодаря случайным наблюдениям. В результате от одного «открытия» (например, способа обжигания глины для получения кирпичей и посуды) до другого (например, способа получения пива из ячменя или красок из растений) могли проходить тысячеле-



Анаксагор. Гравюра из «Нюрнбергских хроник». 1493 г.

тия. Современный инженер, технолог не может долго ждать случайных находок: он использует добытые наукой знания, чтобы целенаправленно двигаться вперёд. И важнейшее из этих знаний — понимание того, как устроено вещество и как происходят превращения веществ. Сейчас мы можем получить эти знания уже в «готовом виде» — в школе или путём самообразования. Древние же философы до всего были вынуждены доходить сами, своим умом. И предшествующие поколения почти ничем не могли им в этом помочь. Так что мы должны только восхищаться учёными и философами прошлого, даже если их теории кажутся нам теперь странными и нелепыми.

Попытка объяснить наблюдаемые факты с помощью обобщающей теории — естественный путь развития любой науки. Первые теории о том, как устроены вещества, почему они такие разные и как могут превращаться друг в друга, появились более 2500 лет назад в Древней Греции. Никаких опытов древнегреческие философы не проводили, практические применения знаний их тоже мало интересовали. Главное для них было — как и почему всё происходит так, а не иначе. То есть они занимались тем же, чем занимаются современные

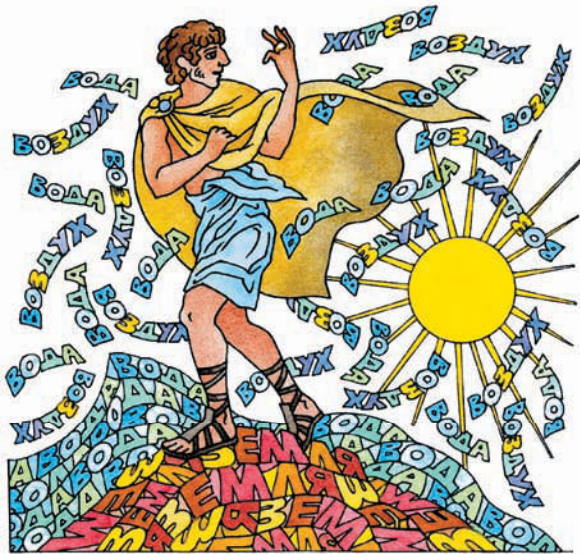


Фалес. Гравюра из «Нюрнбергских хроник». 1493 г.

теоретики — физики и химики. Древние философы считали, что до всего человек может дойти своим умом, путём строгих логических рассуждений. И на этом пути они достигли удивительных, выдающихся результатов!

Основополагающую мысль высказал 2,5 тысячи лет назад греческий философ Анаксагор (около 500—428 до н. э.): «Ничто не возникает из ничего, и ничто не исчезает, происходит только перераспределение тех вещей, которые существовали прежде». Это была очень глубокая и по существу правильная идея. Что же именно существовало вечно и только «перераспределяется», порождая всё огромное разнообразие окружающего мира? Поначалу греческие философы мечтали найти одну-единственную сущность, «первоначало», породившее весь остальной мир. Чем же могла быть эта сущность?

Один из самых ранних ответов на этот вопрос прослеживается в учении греческого философа Фалеса (около 625 — около 547 до н. э.). Фалес считал, что мир, в отличие от легенд и мифов, не сотворён богами, а существует сам по себе. Он полагал, что, поскольку одни вещества могут превращаться в другие, все они «сделаны» из одной и той же «пер-



вичной стихии». Такой «стихией» он называл воду. Действительно, всякий знает, что вода не имеет своей формы, цвета и запаха, что она легко превращается из одного состояния в другое — замерзает в лёд или переходит в пар. Вспомним, что в древности думали, что прозрачные кристаллы кварца — это затвердевший лёд. Если вода может застыть и превратиться в красивый твёрдый минерал, то почему бы таким же способом из неё не могло получиться и всё остальное?

Конечно, древние не знали и никаким способом не могли узнать, что же представляют собой эти первоначала — «стихии». Не все соглашались с Фалесом. Были философы, которые считали, что первооснова всех вещей — воздух, который, сгущаясь, превращается в воду и землю, а уже из них возникает всё остальное. Другие полагали, что первоэлементом является огонь — ведь он так переменчив, так непостоянен.

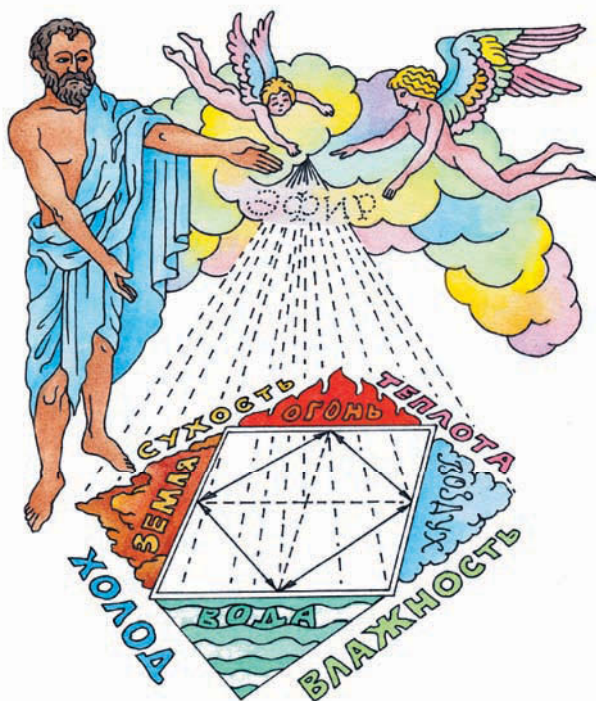
Многие философы, и среди них Эмпедокл (около 490 — около 430 до н. э.), выделяли не одно «первичное начало», а четыре — «землю», «воду», «воздух» и «огонь». Эти слова взяты в кавычки, потому что под «водой» подразумевалась не знакомая всем жидкость, а лишь носитель определённых качеств: влажности и холода. Чем больше в каком-нибудь теле «воды», тем оно более холодное и влажное. «Элементом называется то

основное в составе вещи, — писал Аристотель, — из чего вещь слагается, причём оно не делится». Соединение «неделимых» элементов с противоположными свойствами невозможно: теплота не могла соединиться с холодом, а влага с сухостью. По Аристотелю, свойства элементов комбинируются попарно: вода — влажная и холодная, огонь сухой и горячий, воздух тёплый и влажный, земля холодная и сухая. Разнообразие окружающего мира связано с сочетанием этих свойств в разных пропорциях. При этом один элемент может превращаться в другой. Так, по Аристотелю, вода может превращаться в воздух и землю, потому что их общим свойством является влажность.

Четыре первоначала Эмпедокла и Аристотеля представляют все основные агрегатные состояния вещества — твёрдое, жидкое, газообразное — и источник энергии — огонь. Стремление расчленить сложное явление или объект на составляющие его элементы лежит в основе чисто научного подхода к изучению любых явлений. Аристо-



Аристотель. Гравюра из «Нюрнбергских хроник». 1493 г.



тель также ввёл в научный обиход термин «элемент», хотя смысл в это понятие он вкладывал не такой, как мы сейчас. А что касается парадоксальности первой теории строения вещества — разве современная атомистическая теория, согласно которой все тела состоят из крошечных атомов, менее удивительна?

К этим четырём «земным элементам» Платон (427—347 до н. э.), один из самых выдающихся греческих философов, присоединил нематериальный, элемент духовной природы — эфир, который проникает во все вещи. Его название на латыни — *quinta essentia*, то есть «пятая сущность»; вот откуда возник термин «квинтэссенция», который означает самое главное, важное, наиболее существенное.

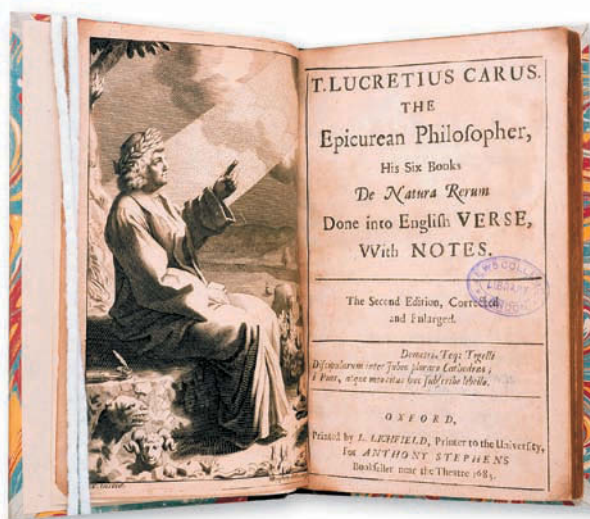
Окружающий человека мир очень сложен, в нём имеется огромное множество различных веществ. Можно ли свести сложное к простому? Можно ли, исходя из нескольких «первоначал», построить всё разнообразие веществ со всеми их свойствами? Это был ключевой вопрос науки на протяжении многих столетий. Аристотель считал, что четыре «первичных начала» с помощью «пя-

той сущности» могут превращаться друг в друга. Так, вода может превращаться в воздух и землю, потому что их общим свойством является влажность. Таким образом, появился ранний прообраз химических реакций — первая теория, объясняющая, как одни вещества могут превращаться в другие.

Какая же из перечисленных теорий более верная? Является ли первоначалом только «вода», «земля», «воздух» или «огонь»? А может быть, все четыре? На самом деле такой спор приводит в тупик. Но иначе и быть не может. Ведь все эти рассуждения были не больше чем декларацией: «я думаю, что это так». И совершенно неясно, как дальше развивать эту теорию. Кроме того, очень трудно понять, как могут «взаимодействовать» разные стихии, давая что-то новое. Очень образно об этом написал древнеримский поэт и философ Лукреций (I век до н. э.) в поэме «О природе вещей»:

Эти стихии во многом враждебны, и ядом
Служат одни для других, и поэтому или
погибнут,
Вместе сойдясь, или врозь они
разбегутся...

Действительно, трудно предположить, что соединение «воды» и «огня» может привести к появлению новых тел. Скорее



Титульный лист издания поэмы Тита Лукреция Кара «О природе вещей». 1683 г.

Итак, философы древности разработали две принципиально разные теории об устройстве мира. Первая заключалась в непрерывности всех вещей, вторая — в их прерывности. В соответствии с первой теорией, все тела «сплошные»: как бы глубоко мы в них ни проникали, никаких пустот в них не обнаружим. Вторая теория, которая получила название атомистической, предполагала, что тела скорее «зернистые», чем сплошные. С древних времён до нас дошло такое рассуждение. Яблоко легко разрезать пополам. Каждую половинку также несложно снова разрезать пополам и получить четыре четвертинки, а затем и восьмушки. Ещё через три-четыре деления обычным ножом кусочки яблока уже не разрежешь. Однако будем продолжать этот процесс мысленно. И тогда возникает вопрос: такой процесс деления (любого тела, конечно, а не только яблока) можно продолжать бесконечно, получая всё более и более мелкие частицы? Или же на каком-то этапе мы получим столь крошечные тельца, которые дальше уже в принципе разделить нельзя? В этом случае материя будет не сплошной, а зернистой, состоящей из крошечных зёрнышек-атомов.

Вопрос о том, как в принципе устроены все вещества, был одним из главных вопросов, занимавший философов в течение многих веков. Заполняет ли вещество, из которого состоят физические тела, сплошь всё пространство или вещество состоит из отдельных мельчайших частиц, находящихся на некотором расстоянии друг от друга? Если мы примем вторую точку зрения, то станем сторонниками атомистической теории. Эту идею Левкиппа об атомах и развил Демокрит. Он не считал, что все тела «сплошные». По его мнению, они состоят из множества мельчайших частичек-атомов, разделённых пустым пространством. Эту теорию сейчас назвали бы дискретной (от *лат.* *discretus* — «прерывистый», «состоящий из отдельных частей»). Разных атомов, по Демокриту, существует бесконечное множество. Каждый атом является абсолютно твёрдым телом (иначе его можно было бы

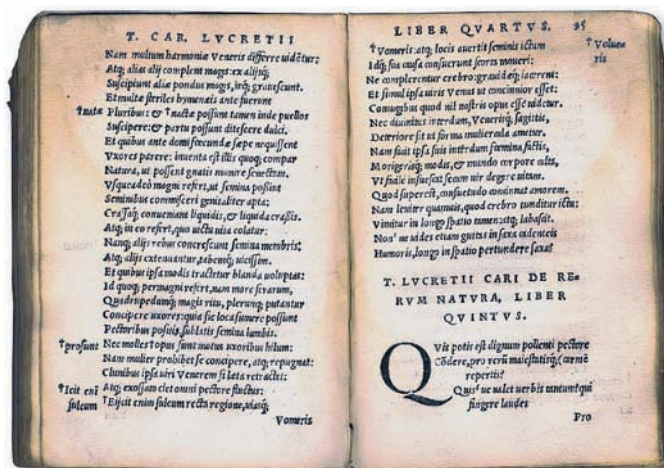
разделить на части!) и имеет определённую неизменную форму. Так что форма у атома есть, а «частей», из которых он состоит, — нет. Будучи абсолютно твёрдым, никакой атом не может измениться. Поэтому атомы существовали всегда, они не могут ни возникнуть, ни исчезнуть. Значит, мир не имеет ни начала, ни конца.

Разные атомы могут сцепляться друг с другом в разных комбинациях, как детали в конструкторе. Таким образом, из атомов могут получаться разные вещества, а перестановка атомов в другом порядке приводит к превращению одних веществ в другие. Так что атомистическая теория довольно гибкая: она позволяет хотя бы теоретически объяснять многие явления, комбинируя атомы в разном порядке и в разных соотношениях. Так, движущиеся в пространстве атомы, воздействуя на наши органы чувств, вызывают ощущения тепла и холода, цвета и запаха. При этом движения атомов не случайны, а управляются законами природы. Поэтому всё в мире имеет свою причину. Считали, например, что самородные металлы — золото и серебро — «растут» под землёй, когда нужные атомы сгруппируются в нужном порядке.

Старинная ступа с пестиком для измельчения в порошок различных веществ.



Открытие атома «О природе вещей»



Издание поэмы Лукреция «О природе вещей». 1531 г.

Никаких реальных доказательств существования атомов у древних, конечно, не было и быть не могло — только рассуждения, но рассуждения замечательные и очень глубокие. Такие, например, как у Лукреция. Прежде всего Лукреций предупреждает читателя, что «начала» так малы, что увидеть их нет никакой возможности. Однако размышления над природными процессами убеждают нас в том, что они всё же существуют, а не являются плодом фантазии. Читая рассуждения Лукреция о строении вещества, следует иметь в виду, что в его поэме нет слова «атом», хотя автор и был знаком с этим понятием. Вместо него он использовал более десятка синонимов: «начала», «первоначала», «семена вещей» и др. Некоторые из них («корпускула», «элемент») позднее стали научными терминами.

Вот какие доводы приводит древний философ.

...Начала вещей недоступны для глаза...
...Существуют тела, которых мы видеть не можем...
...Запахи мы обоняем различного рода, Хотя и не видим совсем, как в ноздри они проникают...
И, наконец, на морском берегу, разбивающем волны, Платье сырее всегда, а на солнце вися, оно сохнет; Видеть, однако, нельзя, как влага на нём оседает, Да и не видно того, как она исчезает от зноя.
Значит, дробится вода на такие мельчайшие части, Что недоступны они совершенно для нашего глаза. Так и кольцо изнутри, что долгое время на пальце носится, из году в год становится тоньше и тоньше...
Нам очевидно, что вещь от стирания становится меньше, Но отделение тел, из неё каждый миг уходящих, Нашим глазам усмотреть запретила природа ревниво.

Лукреций, следуя Демокриту, уверен, что атомы, в отличие от видимых тел, не стареют, не разрушаются, а существуют в неизменном виде вечно и только переходят из одних тел в другие. При этом общее число атомов в мире постоянно:

...Существуют такие тела, что и плотны, и вечны: Это — вещей семена и начала в учении нашем, То, из чего получился весь мир, существующий ныне... Первоначалам должно быть присуще бессмертное тело,

Чтобы все вещи могли при кончине
 на них разлагаться,
 И не иссяк бы запас вещества для вещей
 возрожденья.
 Первоначала вещей, таким образом,
 просты и плотны.
 Иначе ведь не могли бы они, сохраняясь
 веками,
 От бесконечных времён и досель
 восстанавливать вещи.

И если нет атомов — наименьших частиц природных тел, то как могут вообще сохраниться эти тела, которые в случае бесконечной делимости материи постепенно должны все исчезнуть:

Если тела по природе дробленью
 доступны,
 То непонятно тогда, почему же они
 сохранились,
 Испокон века всегда подвергаясь
 несчётным ударам...

А вот как поэт объясняет, каким образом из одних и тех же атомов могут получиться разные тела: он проводит аналогию между порядком, в котором атомы соединяются друг с другом, с буквами, которые могут образовать множество разных слов.

Часто имеет ещё большое значенье,
 с какими
 И в положеньи каком войдут в сочетании
 те же
 Первоначала и как они двигаться будут
 взаимно.
 Те же начала собой образуют ведь небо
 и землю,
 Солнце, потоки, моря, деревья, плоды
 и животных...
 Даже и в наших стихах постоянно,
 как можешь заметить,
 Множество слов состоит из множества
 букв однородных,
 Но и стихи, и слова, как ты непременно
 признаешь,
 Разнятся между собой и по смыслу,
 и также по звуку.
 Видишь, как буквы сильны лишь одним
 измененьем порядка.

Лукреций уверен, что многообразие тел можно объяснить не только различным способом соединения атомов между собой, но и тем, что сами атомы отличаются друг от друга — примерно так, как отличаются детали в сложном конструкторе «Лего». Действительно, что можно построить из самого простого «конструктора» для маленьких детей, который состоит из одинаковых кубиков?

Что же до первоначал, то они ещё больше имеют
 Средств для того, чтоб из них возникали
 различные вещи...
 Нет ни одной из вещей, доступных для
 нашего взора,
 Чтобы она из начал состояла вполне
 однородных;
 Нет ничего, что различных семян
 не являлось бы смесью.

А вот ещё один довод Лукреция в пользу существования мельчайших



Титульный лист издания поэмы «О природе вещей». 1483 г.

частиц материи, находящихся в постоянном движении:

Вот посмотри: всякий раз, когда
солнечный свет проникает
В наши жилища и мрак прорезает своими
лучами,
Множество маленьких тел в пустоте,
ты увидишь, мелькая,
Мечутся взад и вперёд в лучистом сиянии
света...
Знай же: идёт от начал всеобщее это
блужданье.
Первоначала вещей сначала движутся сами,
Следом за ними тела из мельчайшего
их сочетанья,
Близкие, как бы сказать, по силам
к началам первичным,
Скрыто от них получая толчки, начинают
стремиться,
Сами к движенью затем побуждая тела
по крупнее.
Так, исходя от начал, движение
мало-помалу
Наших касается чувств, и становится
видимым также

Нам и в пылинках оно, что движутся
в солнечном свете,
Хоть незаметны толчки, от которых оно
происходит...
Первоначала вещей уносятся
собственным весом
Или толчками других.

Таким образом, Лукреций описал явление, очень похожее на броуновское движение мельчайших пылинок, которое было открыто лишь спустя два тысячелетия! Хотя масштабы этих явлений разные: пылинки, пляшущие в солнечном луче, намного больше молекул. Но если взять ещё меньшие по размеру пылинки, видимые только в микроскоп, объяснение Лукреция станет верным. Именно это наблюдал в 1827 году английский ботаник Р. Броун: крошечные частички пыльцы растений, по выражению Лукреция, «скрыто получая толчки» от невидимых глазом молекул воды, совершают хаотичные движения в разные стороны.

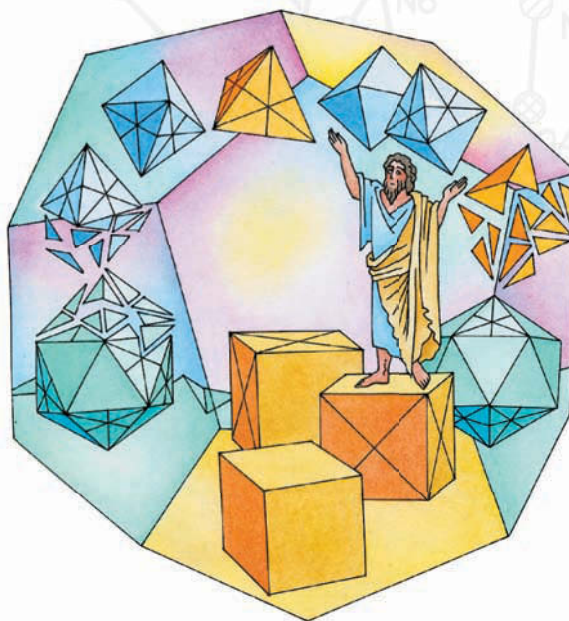


Открытие атома

Миром управляет... геометрия!

Удивительную «геометрическую» теорию придумал Платон. Фактически он соединил атомизм и теорию нескольких «стихий». Его красивая (хотя и неверная) теория основана на строгих геометрических рассуждениях. Платон учил, что элементы «рождаются» из треугольников разного вида. Причём не все они могут переходить друг в друга. Платон собирает из этих треугольников объёмные фигуры — правильные многогранники (выпуклые фигуры, у которых все грани одинаковые и представляют собой правильные многоугольники — треугольники, квадраты, пятиугольники). Греческие математики, современники Платона, уже знали, что таких фигур может быть только пять: тетраэдр, куб, октаэдр, икосаэдр и додекаэдр. Эти фигуры часто называют платоновыми телами. Но ведь и первоначал тоже пять! Это совпадение поразило Платона, который решил, что такое не может быть случайным. Значит, каждой из пяти стихий каким-то образом соответствует один из пяти правильных многогранников.

Как же решил эту проблему Платон? Он соединил две идеи — реальную физическую и абстрактную геометрическую. Огню, воздуху, воде и земле он сопоставил соответственно тетраэдр, октаэдр, икосаэдр и куб. То есть «физика» (реальные тела) у Платона — это геометрия! Попробуем проследить за его рассуждениями. У тетраэдра, октаэдра и икосаэдра все грани — одинаковые равносторонние треугольники. Каждый такой треугольник можно разбить на шесть одинаковых прямоугольных, но не равнобедренных треугольников. Грань куба Платон разделил на четыре равнобедренных прямоугольных треугольника. А пятиугольные грани додекаэдра на прямоугольные треугольники вообще не делятся.

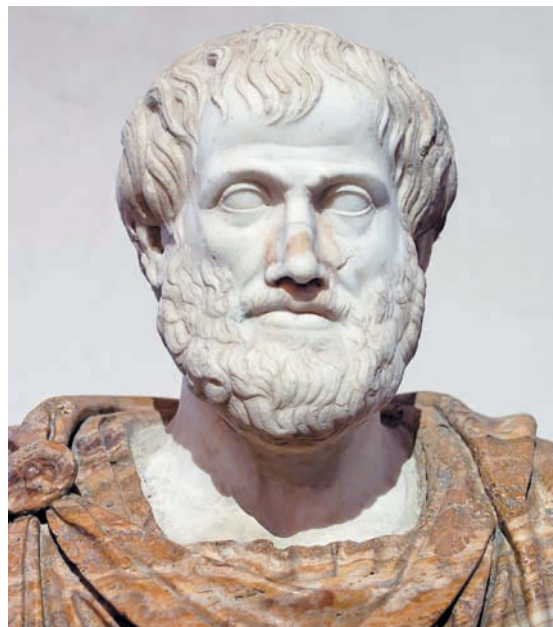
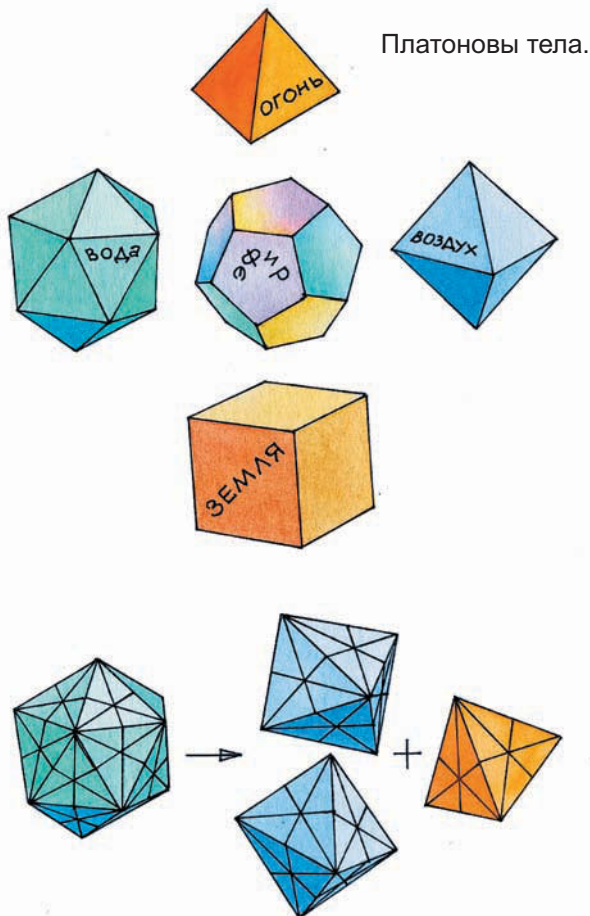


Платон рассуждает дальше. Равнобедренный прямоугольный треугольник в силу своей симметрии устойчивее неравнобедренного. Поэтому и куб устойчивее других фигур. А из первоначал наиболее устойчивая субстанция — земля. Значит, ей соответствует куб. Аналогично тетраэдр наиболее лёгок (меньше всего составных частей), мал и подвижен, что соответствует свойствам огня. Больше, чем у тетраэдра, граней у октаэдра — это воздух, который тяжелее огня; ещё больше граней у икосаэдра — это вода, она тяжелее воздуха. Додекаэдру, который по форме ближе всех к сфере — самой совершенной из существующих в мире форм, соответствует пятый элемент — эфир.

Следующий шаг такой. Тетраэдр, октаэдр и икосаэдр состоят из одинаковых треугольников и потому легко превращаются друг в друга. Куб и додекаэдр стоят особняком — они не переходят ни друг в друга, ни в любые другие фигуры. Платон строит из этих фигур своеобразную «химию», в которой роль атомов выпол-

няют треугольники. Современный учёный сказал бы иначе — треугольники Платона выполняют роль элементарных частиц, из которых построены атомы, а уже из атомов — все вещества. Первоначала Платона могут превращаться друг в друга в соответствии со свойствами фигур. Так, «одна вода» (икосаэдр, 20 граней, 120 треугольников) может переходить в «два воздуха» (октаэдр, 8 граней, 48 треугольников) плюс «один огонь» (тетраэдр, 4 грани, 24 треугольника). Аналогично «один воздух» может переходить в «два огня», и наоборот. Эти «химические уравнения» соответствуют математическим: $120 = 2 \cdot 48 + 24$; $48 = 2 \cdot 24$. Додекаэдр (пятый, эфирный элемент) в «химические реакции» не вступает, но «одушевляет» все остальные (современный химик приписал бы ему свойства универсального катализатора). Таким образом, Платону удалось преодолеть один из недостатков атомистической теории — произвольность числа атомов.

А как объяснить огромное разнообразие известных тел и веществ? Очень



Бюст Аристотеля работы Лисиппа.
330 г. до н. э.

просто: размером исходных треугольников, из которых создаётся бесчисленное множество многогранников разного размера. Например, золото такое тяжёлое из-за того, что состоит из самых мелких и потому очень плотно уложенных частиц (банка с мелкой дробью тяжелее такой же банки с крупной дробью). К золоту ближе всех медь, которая твёрже золота благодаря примеси земли. Когда эта примесь «выступает наружу», медь ржавеет (покрывается зелёным налётом). Одни вещества могут разрушать другие благодаря разнице в размерах частиц. Так вода разрушает (растворяет) многие твёрдые тела.

Платон идёт ещё дальше и объясняет даже медицинские и психологические явления. Так, глаза и уши содержат лёгкие элементы огня и воздуха, а волосы и кости, напротив, состоят из земли. На основе этих представлений Платон развивает теории запаха и цвета, а также вкуса. Учение Платона — Аристотеля большинству древних философов казалось красивее, чем атомистическая теория Демокрита. Но в конечном счёте победил атомизм, хотя это и произошло спустя два тысячелетия!

Открытие атома

Судьба античного атомизма

Какая же точка зрения победила? Большинство философов всё же склонялись к тому, что атомистическая теория неверна. Именно с «пустотой» между атомами не мог примириться величайший философ древности Аристотель, подвергший критике теорию Демокрита. По Аристотелю, неизбежное для учения об атомах понятие пустоты несёт в себе логическое противоречие: ведь пустота — это «ничто», а как может быть

то, чего не существует? А если пустоту между атомами уничтожить, они слипнутся друг с другом, не смогут свободно двигаться, и вся теория рухнет. Аристотель считал (а за ним в течение 2 тысяч лет и большинство учёных), что пустоты в нашем мире нет, это — абстракция, лишённая смысла: «*Natura abhorret vacuum*» — «природа не терпит пустоты» (*лат.*). Этот постулат в течение многих столетий был основой так называемой аристотелевской физики. И по причине огромного авторитета Аристотеля атомная гипотеза строения материи два тысячелетия оставалась на задворках науки. Но самое интересное, что современная физика согласна с тем, что «абсолютной пустоты» действительно не бывает; даже если в какой-то области пространства (например, между галактиками) нет ни одного атома, эта область заполнена различными излучениями и полями. Современные теории вакуума и так называемой тёмной материи также несовместимы с понятием «пустоты», в которой «ничего нет».

Второй недостаток атомистической теории видели в том, что число разных атомов, из которых «конструируется»

Где предел делимости материи?

Никак не получалось у древних философов свести всё многообразие окружающего мира к какому-нибудь одному первоначалу или, по крайней мере, к нескольким немногим. Не удалось это, несмотря на все старания, пока и современным учёным! Если у Демокрита разных элементов-атомов, из которых построен мир, было неопределённо много, то в таблице Менделеева их около сотни. Когда физики в начале XX века доказали сложную структуру атомов, появилась надежда что их можно «построить» из небольшого числа так называемых элементарных частиц — электронов, протонов, нейтронов... Но прошло несколько десятков лет, и число самих этих частиц начало приближаться к сотне и продолжало стремительно увеличиваться (некоторые носили весьма экзотические названия, например «анти-сигма-минус-гиперон» или «очарованный странный мезон»...). Появление новой теории, согласно которой многие частицы можно «сконструировать» из небольшого числа гипотетических частиц — кварков и лептонов, — тоже не спасло положение.

Медаль Г. Копли, которой Лондонское Королевское общество наградило Д. И. Менделеева в 1905 г. Присуждается «за выдающиеся достижения в какой-либо области науки».





Г. Мозли, выдающийся английский физик, сотрудник Э. Резерфорда.

мир, не определено. Сколько таких атомов-деталей требуется для создания всех окружающих вещей? Сто? Тысяча? Миллион? Или бесконечное количество? Причём для многих философов было очевидно, что нет и не может быть никаких способов выяснить, сколько же существует разных атомов — ведь они принципиально невидимы! В общем, полный произвол...

Атомистическая теория Демокрита не стала в древности общепризнанной. Это была чисто философская концепция, намного (более чем на 20 веков!) опередившая своё время. Атомизм древних не имел никакого отношения к практическим знаниям, и потому не оказал ни малейшего влияния на развитие ремёсел. Только в XIX веке атомно-молекулярная теория встала на службу химии и завоевала признание большинства учёных. Оказалось, что в природе существует около 90 различных «первоначал» — химических элементов, из которых построены все окружающие нас тела. Вероятно, древним это показалось бы излишеством: зачем в «мировом конструкторе» так много разных деталей? Может быть, достаточно всего нескольких?

Теоретические построения древнегреческих философов были первыми научными построениями. На их основе через много веков зародились и современные науки, в числе которых была и химия. Но ей предшествовал период расцвета, а затем упадка алхимии — удивительной смеси философии, мистики и упорных трудов. Название «алхимия» содержит тот же корень, что и слово «химия», плюс арабский артикль. Одной из основ алхимии была «геометрическая» теория Платона. Конечно, эта теория была неправильной. Однако всё развитие науки показывает, что плохая теория лучше, чем никакая! Ведь если нет теории (или хотя бы гипотезы, предположения) о каком-либо явлении, мы вообще не сможем двигаться дальше. То есть проверять эту теорию (гипотезу) путём наблюдений, расчётов или экспериментов. Без теории мы просто будем иметь хаос — набор не связанных друг с другом фактов, как кусочки пазла. Альберт Эйнштейн писал, что для создания теории недостаточно просто набора фактов — всегда требуются ещё «свободные конструкции мысли, проникающей в самую суть вещей». При этом физик не должен удовлетворяться описанием известных фактов. Он должен, по словам Эйнштейна, «выявить глубинные закономерности».

Вот наглядный пример выявления таких «глубинных закономерностей». До Менделеева химикам было известно несколько десятков химических элементов. Но никто не знал, есть ли между ними какая-то связь, что-то общее. Д. И. Менделеев создал периодическую систему. Это уже был не набор фактов, а теория, которая позволила великому химику предсказать существование нескольких ещё не известных химических элементов. Более того, периодическая система помогла английскому физика Генри Мозли, незадолго до своей гибели в бою в 1915 году, вывести закон, которому подчиняются все элементы. Благодаря этому закону, который носит имя первооткрывателя, каждый элемент получил свой порядковый номер, однозначно связанный

со строением атомов этого элемента. И если Менделеев в 1870 году смог предсказать существование элемента, занимающего в его системе место между кальцием и титаном (это был вскоре открытый скандий), то открытие Мозли показало, что кальций идёт под номером 20, скандий — 21, титан — 22, поэтому никаких других элементов между этими быть не может.

С другой стороны, было известно, что между вольфрамом (номер 74 в менделеевской таблице) и осмием (номер 76) должен быть ещё один, пока не известный элемент с номером 75. Более того, теория предсказывала некоторые его свойства. И в 1923 году был открыт этот самый редкий в земной коре нерадиоактивный химический элемент. Его назвали рений.

Итак, самое важное в теории то, что она предполагает возможность каких-то осознанных выводов, которые в принципе можно проверить и в результате подтвердить теорию или опровергнуть её. Если многочисленные наблюдения и опыты теорию не подтверждают, значит, её следует исправить, или видоиз-

менить, или вовсе отказаться от старой теории и заменить её новой — которая тоже должна проверяться экспериментом. Но идеи о том, что учёные не должны безоговорочно доверять авторитетам, что необходимо проверять экспериментом научные теории, появились только в конце XIII века в работах английского философа и естествоиспытателя Роджера Бэкона (1214—1292) и были подробно разработаны в трудах Фрэнсиса Бэкона (1561—1626). Примерно с XVII века начинается и закат алхимии как своеобразной смеси науки, философии и искусства. Примечательно, что одновременно наука начинает возвращаться к атомистической теории Демокрита. Об атомах рассуждал французский философ и физик Пьер Гассенди (1592—1655). Словацкий философ и физик Исаак Цабан (1637—1707) под влиянием работ Гассенди написал трактат «Существование атомов», который был напечатан в 1667 году в Виттенберге в Германии.

Химическое
производство.



Открытие атома

Алхимики за работой

Чтобы искать нечто нужное людям (уголь, нефть, воду, золото), и искать не наугад, а осмысленно, необходима какая-то теория, путеводная нить (хотя она может оказаться и неверной). Пока наука не достигла определённого уровня развития, создать что-либо принципиально новое часто невозможно — сколько ни трудись. Только благодаря новым достижениям науки возможен технологический прорыв, который сразу же и существенно отражается на жизни людей. Например, электрические явления были известны ещё в античные времена: янтарь при трении заряжается и притягивает к себе соломинки и лёгкие щепочки. Некоторые археологи полагают даже, что в древней Месопотамии умели изготавливать простейшие гальваничес-

кие элементы, нужные для золочения и серебрения изделий из металлов. Но до открытий Гальвани, Вольты, Фарадея, других учёных создать электрические машины, например электромотор, было невозможно. Сейчас уже трудно представить себе, какой была жизнь человека без электрических генераторов и двигателей — по сути, без электричества. Даже металлы выплавлять приходилось вручную, в маленьких печах! А руду для выплавки металлов добывать кайлом и лопатой:

И железная лопата
В каменную грудь,
Добывая медь и золото,
Врежет страшный путь!

М. Ю. Лермонтов

Кузнецы из племени латука (Африка, Южный Судан)
за работой. Литография. 1867 г.



Гевея (каучуковое дерево) — источник натурального каучука.



Шахтёры за работой. Литография. 1867 г.



Другой пример: сколько ни пытались учёные Средних веков, даже такие гениальные, как Леонардо да Винчи, создать летательный аппарат, до появления в конце XIX века первых аэродинамических теорий все эти попытки были обречены на провал.

Сказанное полностью относится и к другим изобретениям. Например, ещё первобытные люди изобрели колесо для перевозки тяжестей и лук для охоты. Это был грандиозный для тех времён технологический прорыв! Мы никогда не узнаем, как были сделаны эти изобретения. Возможно, по чистой случайности, возможно — благодаря попыткам пытливого человека придумать что-то новое. Но совершенно очевидно, что без научных знаний, путём простого перебора вариантов, путём проб и ошибок невозможно, например, «придумать» и создать радио, телевидение, компьютер, массу других вещей.

Это же справедливо и для превращений веществ. Не имея теоретических основ того, как устроено вещество, можно пытаться создать новые материалы только эмпирически — методом пере-

бора различных вариантов. Иногда такой способ помогает — перебрав сотни и тысячи вариантов, можно действительно случайно наткнуться на что-то интересное или практически важное. Но часто этот метод оказывается настолько трудоёмким, что практически не может быть использован. Например, химики не имели ни малейшего шанса получить искусственный каучук, не отличающийся по своим качествам от натурального, пока не была разработана теория строения полимерных соединений. Только после этого стало возможно уверенно двигаться к цели. И во второй половине XX века такой каучук был получен в лаборатории. То же происходит и с созданием новых лекарственных средств: найти новое эффективное средство для лечения той или иной болезни методом простого перебора различных химических соединений становится с каждым годом всё труднее и труднее.

В ряде случаев, когда нет хорошей (или вообще никакой) теории, современные компьютеры позволяют идти к цели таким долгим путём. Но мощности одного, пусть и самого продвинуто-

го, компьютера может для такой задачи не хватить. Одно из решений проблемы в этом случае — использовать ресурс миллионов персональных компьютеров, которые объединяются для общей работы (однако не в ущерб их владельцам, а во время, когда, например, никто на компьютере не работает или когда его оперативная память не слишком занята). Каждый желающий, даже школьник, может предоставить неиспользуемое время своего компьютера для поиска лекарств и методов лечения, изучения глобального изменения климата, пульсаров, а также для множества других научных исследований (<http://boinc.berkeley.edu/>). Интересный пример такого проекта — поиск внеземного разума (Search for Extraterrestrial Intelligence, SETI). Принять участие в этом проекте может любой желающий, запустив на своём компьютере программу (в виде заставки или в фоновом режиме), скачивающую и анализирующую данные, полученные на самом большом в мире радиотелескопе Arecibo, который установлен в Пуэрто-Рико.

Химик тоже иногда вынужден действовать путём перебора вариантов — если нет надёжной теории, помогающей ему сразу выбрать правильный путь. Но в любом случае современный химик достаточно хорошо представляет себе, как устроены вещества. Поэтому он не будет попусту тратить время на бессмысленные опыты в попытках сделать что-то невозможное с точки зрения науки. Например, не будет искать способ получения золота из других металлов. Или, зная, что фосфор — аналог азота и в таблице Менделеева эти элементы стоят рядышком, он даже не будет пытаться синтезировать пятихлористый азот NCl_5 лишь на основании того, что пятихлористый фосфор PCl_5 известен и хорошо изучен. Дело в том, что теория не допускает существования вещества, в котором атом азота был бы соединён с пятью другими атомами: таково строение электронной оболочки атома азота, от которой и зависит возможность образования химических связей с другими атомами. Потому попытка получения пятихлористого



Радиотелескоп
в Аресибо (Пуэрто-Рико).

Модель молекулы пятихлористого
фосфора PCl_5 .

азота — пустая трата времени для химика, верящего в современную науку. Если же случится так, что какой-то химик в этой науке засомневается, — пусть попробует, несмотря на насмешки коллег, синтезировать это вещество. И если у него это получится, всем химикам придётся пересматривать существующие теории. Если же после нескольких месяцев или даже лет упорного труда у него, как когда-то у алхимиков с золотом, ничего не выйдет, ему придётся задуматься: видимо, всё-таки зря он не доверял теории.

Ещё один пример из области химии. Известно, что если очень сильно нагреть сахар, из него получатся уголь и вода (недаром сахар относится к классу углеводов). Но любой химик только посмеётся над идеей получения сахара путём нагревания угля с водой в разных пропорциях, при разных температурах, в присутствии различных «вспомогательных» веществ — катализаторов. Так же и современному биологу, который знает, как устроено живое вещество, никогда не придёт в голову мысль проверить старинный «рецепт», в соответствии с которым из старых тряпок, испорченного мяса и других отходов могут зародиться черви, тараканы и даже мыши. Но не стоит смеяться над «невежеством» средневековых учёных. Даже в середине XX века в нашей стране были люди, уверявшие, что получают «живое вещество»,

например клетки животных, из «неживого вещества», в котором никаких клеток нет. Или что могут превращать одни растения в другие путём «правильного» ухаживания за ними...

Так же как для химика невозможно существование пятихлористого азота, для физика невозможен «телекинез» — передвижение предметов усилием воли, а также другие чудеса «парапсихологов»; астроному невозможно поверить хоть в малейшей степени в астрологический прогноз; историку — в неверность всех исторических дат...

Алхимиков, работавших в Средние века, нельзя назвать учёными в современном смысле этого слова. Конечно, они руководствовались какими-то теориями. Но проблема была в том, что

они не понимали, что их теории в корне неверны, и не делали попыток экспериментально проверить правильность своих теорий. Вместо этого они снова и снова повторяли различные манипуляции, пытаясь провести их «правильно» — с точки зрения авторитетов древности, оставивших после себя манускрипты с таинственными рецептами. Алхимики не понимали, что для продвижения вперёд, для получения новых соединений, не существующих в природе, необходимо не просто отыскивать «правильный» способ, а изменить саму идеологию своей работы. Сейчас учёные знают, что даже если какая-либо теория окажется неверной, она сыграет свою положительную роль. Когда в результате многих экспериментов окажется, что

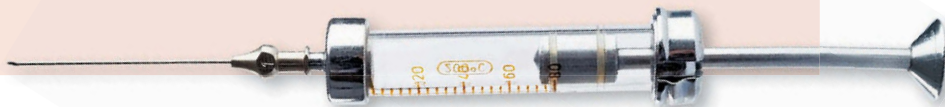
Метод научного тыка

В начале XX века немецкий биохимик Пауль Эрлих (1851—1915) предложил искать новые лекарственные средства методом скрининга (от *англ.* screening — «просеивание»). Суть его заключается в том, что множество различных химических соединений, в том числе вновь синтезированные, подвергаются проверке в надежде на то, что рано или поздно на «сите» блеснёт «самородок» — вещество с нужными свойствами. В науке такая стратегия называется методом проб и ошибок. Сами же учёные не без ехидства называют этот способ методом научного тыка.

Эрлих в поиске эффективного лекарства от сифилиса синтезировал 605 веществ, не давших никакого результата. И лишь мышьяк содержащий «препарат 606», полученный в 1909 году, обладал нужными свойствами — он оказался губительным для микроорганизмов, вызывающих сифилис и ряд других заболеваний. Например, одной инъекции сальварсана было достаточно, чтобы вылечить человека от похожей на сифилис тропической кожной болезни — фрамбезии. Тем не менее считают, что Эрлиху повезло: он вполне мог найти то, что искал, и после синтеза «препарата 6666»! Препарат назвали сальварсаном, то есть «спасительным мышьяком»: на латыни *salvo* — «спасать», *arsenicum* — «мышьяк».

Сальварсан уже давно не применяют, так как против сифилиса разработаны значительно более эффективные и менее ядовитые средства, в том числе антибиотики. Однако именно с сальварсана, который использовали в течение нескольких десятилетий, началась современная эра химиотерапии. А Пауль Эрлих по праву считается её основателем.

Метод скрининга до сих пор не потерял своего значения. По статистике, новый фармацевтический препарат получается лишь в одном случае из 25 тысяч — если действовать методом проб и ошибок. Но есть и иной принцип, который приводит к цели намного быстрее. Это целенаправленный синтез, основанный на теории действия лекарства в зависимости от химического состава и строения препарата. Опытный специалист, взглянув на структурную формулу, с высокой достоверностью скажет, какого действия следует ожидать от этого соединения — сосудорасширяющего или, скажем, обезболивающего.



данная теория «не работает», будет предложена новая, более верная теория.

Алхимики не имели научно обоснованных теорий, которые можно было принять или опровергнуть, опираясь на эксперименты. Они действовали по большей части интуитивно. Поэтому алхимию следует признать не наукой, а ремеслом и отчасти — искусством. По представлениям алхимиков, всё, что нужно, уже было сказано жившими до них авторитетами. Для успеха необходимо только скрупулёзно выполнять их заветы и при этом ещё получать помощь «свыше»: алхимики верили, что особый духовный склад мыслей, особое алхимическое видение мира не менее важны, чем лабораторные навыки. Так что у алхимиков не было шансов заменить неправильную теорию, которая не выдержала испытания временем, верной. Непререкаемым авторитетом, и не только у алхимиков, пользовался Аристотель, его взгляды никто не смел оспаривать. Вот типичный пример. Аристотель полагал, что при растворении соли в воде

образуется новое вещество — солёная вода, в которой нет ни соли, ни воды. Осаждение соли из морской воды под действием солнечных лучей он объяснял «рождением» соли под влиянием солнца. Другой пример. Аристотель «доказал», что воздух ничего не весит. Он положил на весы два одинаковых кожаных бурдюка: один сплюснутый, а другой надутый воздухом. Весы остались в равновесии.

О постепенном освобождении науки от старых догм замечательно высказался современник Галилея английский философ Фрэнсис Бэкон (1561—1626): «Истина — дочь времени, а не авторитета». Основу же современного естествознания заложил выдающийся английский учёный Исаак Ньютон (1643—1727), который разработал методологию современной науки.

Если философские труды великого грека — Аристотеля при соответствующей подготовке ещё можно было понять и осмыслить, то «отцы алхимии» изъяснялись весьма туманным языком, понятным только «адептам», то есть посвящённым. Вот выдержка из трактата Альберта Великого, жившего в XIII столетии:

«Заметь себе, что четыре духа металлов суть ртуть, сера, аурипигмент, или мышьяк, и нашатырь. Эти четыре духа окрашивают металлы в белый и красный цвет, иначе — превращают их в Солнце и Луну. Сами по себе они, покуда их специально не обработали особыми веществами, не летучи, а помещённые в пламя, ярко горят. Эти духи выявляют Луну в железе и олове или Солнце — в меди и свинце... Подобно тому, как хлеба всходят на добрых дрожжах, так и материя всех металлов может быть посредством наших четырёх духовных начал стать белой и красной. Особенно же посредством ртути, ибо именно ртуть — источник и родитель всех металлов».

А вот в каких выражениях описывает Великое делание — трансмутацию, то есть превращение неблагородных металлов в золото — легендарный алхимик Василий Валентин:

«Петух пожирает лису, но затем, погружённый в воду и подгоняемый огнём,



Питерс Корнелис Бега. Алхимик. 1663 г.



Лев, поглощающий Солнце. Иллюстрация из книги «Алхимический розариум». 1550 г.

в свою очередь, будет проглочен лисой... Вся плоть, которая вышла из земли, должна распасться и снова стать землёй, которой она прежде была... Как получишь то, что искал, смешай его с золотом высшей пробы и очищенной сурьмой в соотношении один к трём, помести в плавильный горшок и мягко нагревай двенадцать часов. Когда же расплавится, грей ещё три дня и три ночи. Одна часть полученной тинктуры обратит тысячу частей трансмутируемого металла в хорошее и прочное золото».

Химики XIX века пытались расшифровать алхимические трактаты, понять, каким химическим реакциям соответствует «петух, пожирающий лису» или «дракон, проглотивший свой хвост». Однако никто не мог поручиться, что расшифровка правильная. Не исключено, что и алхимики понимали эти рецепты каждый по-своему. Но мало кто из них сомневался, что «металлические свойства» веществам придаёт ртуть, а «неметаллические свойства» — сера:

Злато, олово, свинец...
Сын мой, сера их отец,
И спеши, мой сын, узнать —
Всем им ртуть родная мать.

Безуспешность тысяч попыток обогатиться, превратив неблагородные металлы в золото, постепенно привела некоторых алхимиков к «крамольной» мысли о том, что не всё в порядке с самой теорией! Это брожение умов описал А. С. Пушкин в «Сценах из рыцарских времён»:

«Мартын. Эх, отец Бертольд! Коли бы ты не побросал в алхимический огонь всех денег, которые прошли через твои руки, то был бы ты богат...

Бертольд. Если и этот опыт не удастся, то алхимия вздор».

Более того, не только ртуть не превращалась в золото — никакие другие металлы не превращались друг в друга. Тем не менее потребовалось несколько веков, прежде чем стала очевидной бесплодность попыток «исправления» неблагородных металлов. Так что, несмотря на отсутствие «путеводной звезды» — теории, именно огромное множество неудачных алхимических экспериментов постепенно убедило учёных в том, что с помощью химических реакций нельзя превратить один элемент в другой. А если такое превращение происходит,

Питер Брейгель Старший. Алхимик.
1560-е гг.



значит, для опыта был взят не элемент, а сложное вещество, состоящее из более простых. Например, ещё в начале XIX века к простым веществам химии относили магнезию (это вещество до сих пор применяют в медицине для снижения кислотности желудочного сока). И только в 1808 году английский химик Гемфри Дэви (1778—1829) доказал, что магнезия — сложное вещество, оксид магния MgO , и выделил из него простое вещество — металлический магний. Но ещё раньше, примерно в конце XVII века, теория Аристотеля, на которой базировалась алхимия, окончательно потеряла своё значение. И произошло это не потому, что верх взяла новая теория (атомистическая), а просто старая стала совершенно бесполезной, неэффективной. Она не давала и не могла дать ничего для развития науки. Одновременно с устаревшей теорией исчезла и алхимия как научное направление, причём задолго до того, как учёным стали ясны принципы строения вещества. Так верное научное мышление, сформулированное Ф. Бэконом, помогло науке избавиться от ошибочных представлений и прекратить бесцельные эксперименты.



Лаборатория алхимика. Раскрашенная средневековая гравюра.

Однако многовековые труды алхимиков не были напрасными. Благодаря их стараниям значительно расширились сведения о многих веществах, были найдены лучшие способы получения одних веществ и открыты другие. Были получены в сравнительно чистом виде серная, соляная и азотная кислоты. Заметно возросло число известных солей — производных кислот и металлов. Среди них селитра (соль азотной кислоты), поташ и сода (калиевая и натриевая соли угольной кислоты), нашатырь, который можно было получить из водного раствора газа аммиака (нашатырного спирта) и соляной кислоты, ляпис, он же «адский камень» (серебряная соль азотной кислоты), железный, медный, цинковый купоросы и различные квасцы (всё это соли серной кислоты), сулема (ртутная соль соляной кислоты), «свинцовый сахар» (свинцовая соль уксусной кислоты) и многие другие. Были получены не известные ранее соединения сурьмы, мышьяка, цинка. Алхимики получили в чистом виде и ряд органических соединений, в числе которых этиловый спирт, уксусная кислота. Постепенно химия становилась настоящей наукой. Со временем из научного обихода исчез и сам термин «алхимия». Произошло это в XVII веке. Так, немецкий химик Андреас Либавий (1550—1616), издавший в 1597 году первый настоящий учебник химии, по старинке назвал его «Алхимия». Но уже через два года он использует в названии своей книги современный термин: «Начертания вопросов химии в виде писем к некоторым выдающимся германским философам и врачам». Либавий создал также первую почти современную лабораторию с отдельными помещениями для химических операций, для получения кристаллов, для охлаждения веществ льдом и для хранения реактивов, с отдельной комнатой для помощников и, наконец (как написал современный швейцарский химик Эдгар Хайльброннер в книге «Филателистические прогулки по химии»), с помещением, к сожалению отсутствующим в современных лабораториях, — хорошим винным погребом!

Открытие атома

Развенчание ртути

Ртуть — один из семи металлов древности, известный с незапамятных времён. Небесных тел, которые движутся по небосводу, тоже было известно семь, и считалось, что каждое из них соответствует своему металлу:

Семь металлов создал свет
По числу семи планет.

Солнце олицетворяло золото, Луна — серебро, Марс — железо, Венера — медь, Юпитер — олово, Сатурн — свинец, Меркурий — ртуть. Им сопоставлялись также греческие и римские боги: Гелиос (Соль), Артемида (Диана), Арес (Марс), Афродита (Венера), Зевс (Юпитер), Кронос (Сатурн), Гермес (Меркурий). Символы на рисунках соответствуют обозначениям металлов в алхимических трактатах. Действительно, солнце на небе блестит, как золото, а луна — как серебро; Марс имеет красноватый цвет, как железная окалина; Венера — одно из красивейших небесных тел (Афродита — богиня красоты), Юпитер — самая большая планета, а Зевс — повелитель богов; ртуть подвижна, как вестник богов Меркурий.

Полагали, что каждый металл зарождается в недрах Земли под действием проникающих туда лучей «своего» небесного тела. Эта мистическая связь казалась настолько бесспорной, что многие алхимики отказывались признавать существование вновь открываемых металлов (цинка, висмута и др.), так как для них «не хватало» соответствующей планеты.

В Древнем Риме семь дней недели, как и планеты, получили названия в соответствии с именами богов, что нашло отражение во многих западноевропейских языках. Например, в английском воскресенье, Sunday, — день Солнца

Золото	
Серебро	
Ртуть	
Медь	
Железо	
Олово	
Свинец	

Обозначения семи металлов в различных алхимических трактатах.

(Sun); понедельник, Monday, — день Луны (Moon); суббота, Saturday, — день Сатурна; в итальянском вторник, martedì, — день Марса (на латыни Martis); среда, mercoledì, — день Меркурия; четверг, giovedì, — день Юпитера (на латыни — Jovis); пятница, venerdì, — день Венеры. Английские названия некоторых дней недели произошли от имён не римских, а древнегерманских или скандинавских богов. Так, вторник был назван по имени бога — покровителя военных искусств Тию («Tiu's day» — Tuesday); среда — по имени верховного бога Водана (Одина), по-английски Woden, в результате перестановки букв из «Woden's day» получи-

Металл	Планета	Символ	День недели
Золото	Солнце	☉	Воскресенье
Серебро	Луна	☾	Понедельник
Железо	Марс	♂	Вторник
Ртуть	Меркурий	♿	Среда
Олово	Юпитер	♃	Четверг
Медь	Венера	♀	Пятница
Свинец	Сатурн	♄	Суббота

лось Wednesday; четверг (Thursday) — по имени бога грома Тора (Thor, отсюда и thunder — «гром»); пятница — по имени богини брака, любви и семейного очага Фригги (Фрии), жены Водана, со временем «Frigg's day» превратился в Friday.

Как писал Альберт Великий, «ртуть — источник и родитель всех металлов». В это свято верили все алхимики, и потому ртуть играла у них важную роль в попытках получить золото. Этим пользовались шарлатаны, демонстрируя удивительное «превращение»: золотую монету они натирали ртутью, которая хорошо смачивает золото. В результате монета имела вид новенькой серебряной. При внесении такой монеты в пламя ртуть легко улетучивалась, и любой

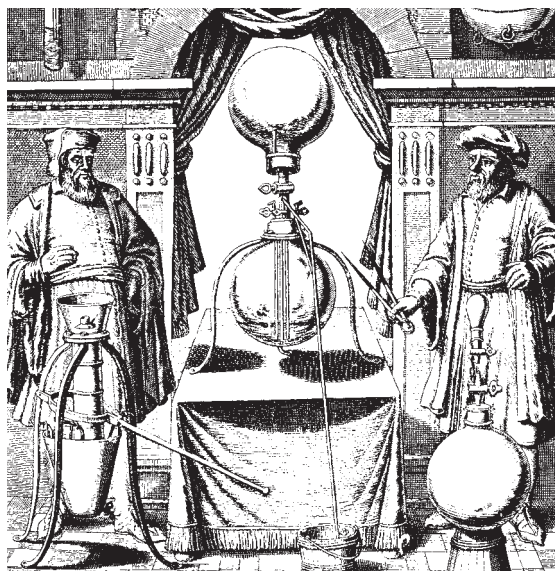
мог убедиться в том, что держит в руках настоящую золотую монету. Действительно, ртуть кипит при температуре 357 °С — это самая низкая температура кипения для металлов! Даже легкоплавкий натрий (он плавится при 98 °С, то есть его можно расплавить кипящей водой) кипит при 890 °С.

Древнюю теорию, согласно которой ртуть входит в состав всех металлов, экспериментально опроверг голландский естествоиспытатель Герман Бургава (1686—1738). Этот удивительный человек уже с 23 лет и до конца своей



жизни был одновременно профессором медицины, ботаники и химии в городе Лейдене и читал лекции по всем этим предметам (сейчас трудно себе даже представить такого профессора). За свои заслуги он был избран иностранным членом Парижской академии наук и Лондонского Королевского общества (по сути — Французской и Британской академий наук). Исключительной популярностью пользовались лекции Бургава: послушать их съезжались студенты со всей Европы, побывал на них даже русский царь Пётр I. Бургаве читал настолько интересно и понятно, что некоторые студенты опубликовали без разрешения преподавателя выдержки из его лекций в виде отдельной книжки. Издание имело большой успех, но Бургаве был очень рассержен и отрёкся от авторства, сказав, что в записях студентов ошибки на каждой странице! Пришлось ему написать свой «настоящий» учебник под названием «Элементы химии», который неоднократно издавался в переводах на английский, французский, немецкий и русский языки. Это был один из наиболее важных первых учебников химии.

Бургаве как исследователя отличало редкостное упорство. Так, он решил опровергнуть одно из «научных» суе-



Гравюра из книги О. Герике «Experimenta nova, ut vocantur, Magdeburgica de vacuo spatio», 1672 г.

верий того времени, восходящих к алхимическим временам, согласно которому ртуть при длительном нагреве изменяет свои свойства, например начинает затвердевать. И Бургаве провёл удивительный опыт: в закрытом сосуде он непрерывно нагревал ртуть в течение 15 лет! Даже сейчас такой опыт трудно поставить, а ведь в то время не было ни газа, ни электричества, и значит, кто-то круглосуточно должен был поддерживать огонь в печи. Конечно, никаких изменений со ртутью не произошло. Бургаве проделал ещё один, не менее удивительный опыт с ртутью — с той же целью доказать неизменность этого вещества при любых манипуляциях с ним. Для этого он перегнал ртуть из одного сосуда в другой пятьсот раз! Разумеется, и на этот раз ртуть никак не изменилась. Несмотря на кажущуюся сегодня наивность этих экспериментов, они сыграли свою роль, опровергнув одно из важнейших положений алхимиков.

Бургаве не сделал важных открытий в химии. Но многие из его бывших студентов стали преподавать медицину и химию в разных европейских городах, способствуя распространению научных знаний.



Открытие атома

«Губительный свинец»



Несмотря на таинственность и туманность рецептов, алхимики, которые в течение сотен лет проводили множество разнообразных операций с различными веществами, обнаружили массу интересных химических превращений, открыли новые вещества (соляную, серную и азотную кислоты, множество солей), усовершенствовали технику химического эксперимента (нагревание, прокаливание, перегонка, фильтрование, кристаллизация и многое другое).



Лаборатория алхимика. Иллюстрация из журнала L'Illustration. 1858 г.

Предшественники современных химиков — средневековые алхимики верили, что если знать, «из чего сделаны» разные металлы, то, может быть, удастся превратить свинец или ртуть в золото! И не так уж важно, что свинец тёмный, тусклый, легко плавится, а если его нагреть сильнее, он и вовсе превратится в «окалину» жёлтого цвета — свинцовый глёт — или в красный свинцовый сурик (эти вещества издавна использовали для приготовления глазурей и красок). Золото же жёлтое, блестящее, расплавить его намного труднее, оно никогда не «портится», не превращается при нагревании в окалину, не растворяется в кислотах. Неслучайно алхимики называли золото царём металлов. Они были поражены, когда обнаружили «адскую смесь» из соляной и азотной кислоты, которая растворяла золото! Эту смесь так и называли — царская водка. А обладание золотом означало обладание всем остальным. На небольшой кусок золота можно было купить целый воз хлеба. Свинец же был сравнительно дешёв; из него делали, например, водопроводные трубы. Недаром до сих пор по-английски водопроводчик — plumber (от латинского plumbum — «свинец»). А почему золото надо делать именно из свинца или ртути? Ну, это алхимикам было понятно: ведь свинец и ртуть, как и золото, — тяжёлые металлы. (На самом деле они заметно легче золота: если кубик золота размером $10 \times 10 \times 10$ см весит 19,3 кг, то такой же кубик свинца — «всего лишь» 11,3 кг, а один литр ртути — 13,6 кг.)

Как в старину стал известен свинец? Внимание людей привлекли красивые тяжёлые кристаллы минерала, который называется свинцовым блеском. В этом минерале свинец соединён с серой, и если положить куски минерала в кос-



Свинец.

Блюдо с обливкой
 свинцовой глазурью.
 Нормандская школа.
 Конец XVI — начало
 XVII в.



тёр, то сера выгорит, а вниз стечёт расплавленный свинец. Уже за много тысячелетий до новой эры в Месопотамии, Египте из свинца отливали статуи, а удивительная мягкость этого металла позволяла делать из него таблички для письма, а потом — стерженьки, которые оставляют на бумаге чёткий след; недаром по-немецки карандаш — Bleistift, что дословно означает «свинцовый стержень».

Древнеримские инженеры использовали свинец для изготовления труб водопровода. Такое применение свинца практиковалось довольно широко во многих странах. В 1633 г. в Московском Кремле закончили строительство водопровода. Вода в него поступала из колодца в нижнем этаже Свибловой башни, стоявшей на слиянии рек Неглинной и Москвы. Воду из колодца качали при помощи подъёмной машины — взвода (с тех пор эта кремлёвская башня называется Водовзводной). Машину приводили в движение лошади. Воду закачивали в большой бак, а оттуда вода сама по трубам текла на царскую кухню, в сады и во все места, где в ней была потребность. Трубы были изготовлены из свинца; бак для воды изнутри тоже был выложен свинцовыми листами, чтобы вода из него не просачивалась в щели.

Лишь спустя сотни лет учёные установили, что если свинец находится

в соприкосновении с водой, то он в ней чуть-чуть растворяется. Особенно много свинца накапливалось в воде за ночь, после её неподвижного стояния в свинцовом баке и трубах. Сейчас хорошо известно, что свинец ядовит. Достаточно одной тысячной доли грамма свинца (это еле заметная глазом крупинка) на литр — и питьё такой воды становится очень опасным. Это количество свинца так мало, что не изменяет ни запаха, ни вкуса воды, и только точные современные приборы могут его обнаружить.

Кремлёвский «свинцовый водопровод» работал чуть больше 100 лет — его уничтожил пожар 1737 года. Значит, отравленную воду пили с младенчества и цари. Действительно, в период действия этого водопровода русские цари жили меньше обычного. Так, Иван V

Алексеевич, сын царя Алексея Михайловича и первой жены его, Марии Ильиничны Милославской, прожил всего 29 лет. Незадолго до смерти он выглядел дряхлым стариком. С детства он был, как писали тогда, «слабый и болезненный, немощен телом и рассудком, заикался, скорбен головою, страдал цингою и главною болезнью». Из шести братьев царя пятеро не дожили до 20 лет. Некоторые учёные считают, что это последствия свинцового отравления. А вот шестой брат, Пётр Алексеевич, будущий Пётр I, избежал отравления — детство и отрочество он провёл не в Кремле, а в подмосковных сёлах. Да и позднее он мало бывал в Кремле — много воевал, путешествовал по Европе, а потом и вовсе перенёс столицу на берега Невы. Кстати, первый водопровод в Петербурге, который давал воду для дворцов и фонтанов Летнего сада, был деревянным. Его трубы были сделаны из брёвен с просверленными в них отверстиями. Но это вовсе не значит, что Пётр I хорошо разбирался в химии, просто свинец он использовал в военных целях — для отливки пуль.



А. П. Рябушкин. Семья купца конца XVII в. 1896 г. Фрагмент. На картине видны свинцовые белила, которыми пользовались женщины того времени.

Типографские литеры из свинцового сплава.



А вот что пишут современные медицинские справочники: последствия свинцового отравления — вялость, апатия, потеря памяти, раннее слабоумие, ослабление зрения, больные выглядят старше своих лет. Удивительно напоминает старинное описание царя Ивана Алексеевича!

Травились в древности не только «свинцовой водой». Когда-то свинец широко использовали при изготовлении посуды (свинцовая глазурь), маляры и художники применяли свинцовые белила (сейчас их заменили цинковые или титановые белила). Однако отказаться от этого металла невозможно. Свинец дешёв — вдвое дешевле алюминия, в шесть раз дешевле олова. Тяжёлый свинец хорошо задерживает губительные для человека излучения и потому используется для защиты работников рентгеновских кабинетов, в свинцовых контейнерах хранят радиоактивные препараты. Мягкий и пластичный свинец, не ржавеющий в присутствии влаги, — незаменимый материал для изготовления оболочек электрических кабелей. В начале XX века, с развитием автомобилестроения, для этого металла нашлось новое дело: одно из соединений свинца стали добавлять в бензин, чтобы повысить его октановое число. По этой причине содержание свинца на обочинах дорог очень велико. Именно поэтому не рекомендуют собирать грибы в городах, вблизи шоссе и дорог: ведь грибы могут накапливать свинец. Неудивительно, что у жителей промышленно развитых стран свинца в организме больше, чем у жителей отсталых и развивающихся стран, а у городских жителей больше, чем у сельских. Свинец отлагается в основном в костях и очень медленно выводится.

И хотя сейчас свинцовые добавки к бензину запрещены во многих странах, автомобильная промышленность потребляет больше половины добываемого свинца — тяжёлые свинцовые пластины в автомобильных аккумуляторах накапливают электричество. За 100 лет — с конца XIX до конца XX столетия — производ-

ство этого металла возросло более чем в пять раз, что вызывает многочисленные проблемы, связанные с загрязнением окружающей среды. Каждый год в Мировой океан со сточными водами поступает более полумиллиона тонн этого ядовитого металла, большое количество свинца попадает в болота и озёра с охотничьей дробью. А кто не видел выброшенные в мусорные ящики, а то и просто в канавы, отработанные аккумуляторы! Пока свинец дешёв, сбор и переработка его отходов невыгодна. Но это необходимо, чтобы оставить нашим потомкам чистую землю и чистую воду.

Так что свинец действительно может быть губительным. Правда, А. С. Пушкин, чьими словами назван этот рассказ, имел в виду не отравление свинцом, а тяжёлые свинцовые пули. В стихотворении «Война» он пишет:

Война! Подъяты наконец,
Шумят знамена бранной чести!
Увижу кровь, увижу праздник мести;
Засвищет вокруг меня губительный свинец.

Отработанные автомобильные аккумуляторы — источники загрязнения свинцом.



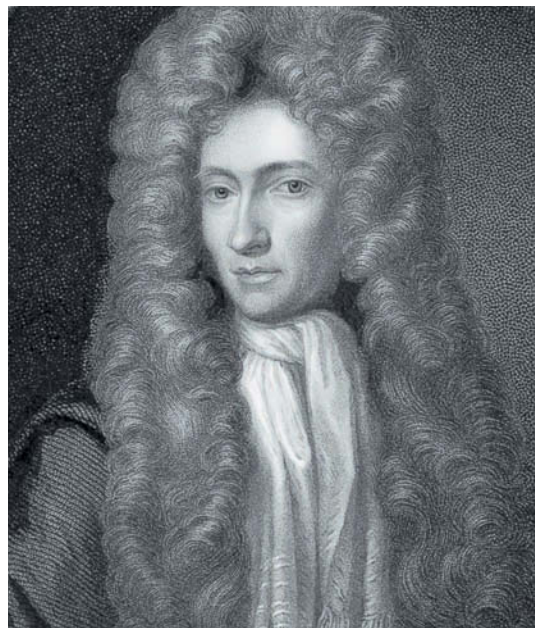
Свинцовый сосуд. Древний Рим.

Открытие атома

Что такое элемент

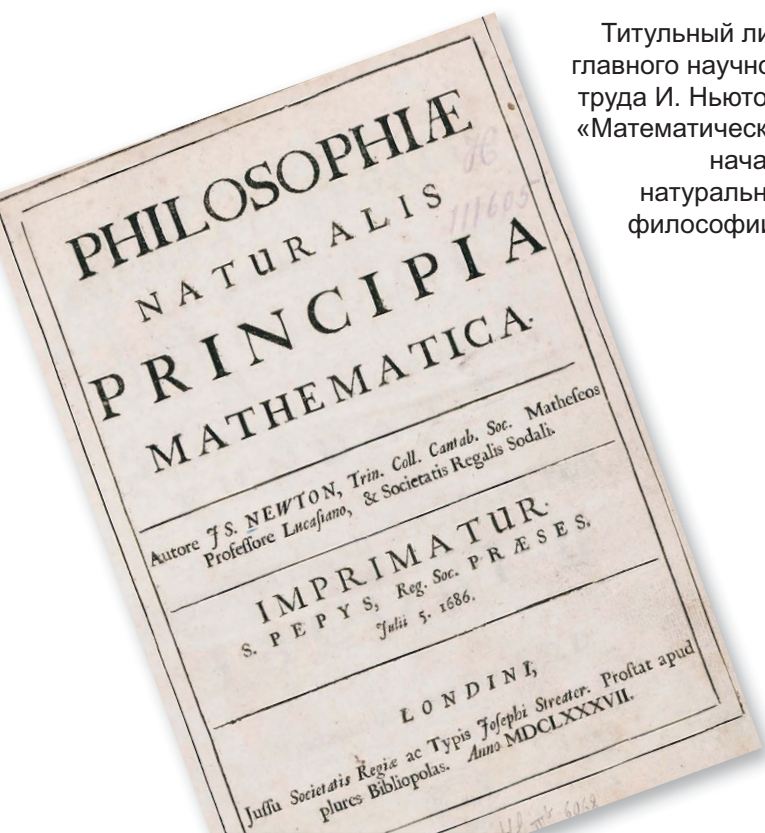
Люди всегда мечтали научиться превращать по своему желанию одни вещества в другие. Когда-то алхимики тратили всю жизнь на поиски «философского камня» — чудодейственного средства, с помощью которого можно из неблагородных металлов получить золото, а заодно совершить другие удивительные превращения. Например, вырастить к колбе гомункулуса — маленького, но мудрого человечка. Даже великий Исаак Ньютон долгие годы потратил на алхимические опыты, отравляя свой организм различными ядовитыми веществами...

Тысячелетний опыт алхимиков показал, что возможны не любые превращения веществ. Например, никто и никогда не смог из железа сделать медь, а из угля — серу. Примерно в XVIII веке у учёных сложилось убеждение в том, что существуют так называемые простые



Р. Бойль, английский физик.

Титульный лист главного научного труда И. Ньютона «Математические начала натуральной философии».



вещества (их называли также элементами), которые друг в друга не превращаются. А в XX веке, когда стало понятно, как устроены атомы, это убеждение получило теоретическое объяснение. Но прежде должно было возникнуть и оформиться само понятие элемента. Слово это — латинское (*elementum*), его нередко использовали римские авторы (Цицерон, Овидий, Гораций), причём во многом в том же смысле, что и мы сейчас, — как часть чего-то, например речи. Близким по смыслу в латинском языке было слово *principium* в значении «составная часть», «начало». В 1726 году была издана на латыни работа Ньютона «Математические начала натуральной философии». В древности было распространено изречение: «Как слова состоят из букв, так и тела — из элементов». Возможно, и само слово *elementum* происходит от названия последовательного ряда согласных латинских букв l, m, n

(el — em — en), буквы t и типичного латинского окончания -um.

Современное понятие «элемент» появилось в XVII веке. Английский учёный Роберт Бойль (1627—1691), именем которого назван один из газовых законов, определял элементы не рассуждениями, а чисто практически. По Бойлю, существуют вещества, которые невозможно разложить на более простые даже самым сильным прокаливанием. Значит, они являются элементами.

К простым веществам Бойль относил, например, воду, которую никто не мог разложить на какие-нибудь составные части. Другие же вещества разлагаются под действием кислот или при сильном нагреве. Значит, эти вещества являются сложными и состоят из разных элементов. Таким образом, Бойль разрушил идущую от Античности картину мира, состоящего всего из нескольких «начал». Взамен он дал множество элементов — простых тел, числа которых никто не знал и, казалось, никогда не узнает. Это дало повод современникам критиковать воззрения Бойля. Но Бойль пошёл ещё дальше: превращение сложных веществ в простые он объяснил разделением мельчайших частиц — атомов, а образование сложных веществ из простых — соединением разного типа атомов. Например, при прокаливании красного пигмента киновари (это соединение ртути с серой — сульфид ртути) образуются пары ртути, которые при охлаждении конденсируются в жидкую ртуть. Если же растереть ртуть с порошком серы, а потом нагреть полученное вещество до 350 °С, снова образуется красный порошок киновари. Значит, в состав киновари входят атомы простых веществ — ртути и серы. Современный химик записал бы это очень просто: $\text{HgS} = \text{Hg} + \text{S}$ — разложение соединения ртути (символ Hg) и серы (символ S). Это соединение называется сульфидом ртути. А соединение этих элементов записывается в виде уравнения $\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$. Весьма близки к теории Бойля были взгляды Михаила Васильевича Ломоносова (1711—1765), который в 1741 году в своей незаконченной



М. В. Ломоносов. Портрет работы неизвестного художника.

диссертации «Элементы математической химии» сформулировал основную идею «корпускулярной теории» простых и сложных (как тогда говорили, «смешанных») тел. Ломоносов считал, что «корпускула» (слово происходит от *лат.* corpusculum — «маленькое тело, тельце») представляет собой «собрание элементов», то есть атомов.

Во времена Бойля и даже столетием позже считать какое-либо вещество элементом можно было только условно, ведь ни у кого не было уверенности, что со временем химики не смогут разложить на составные части некоторые из тех веществ, которые считались простыми. Вот что писал по этому поводу знаменитый французский химик Антуан Лоран Лавуазье (1743—1794) в своём учебнике «Элементарный курс химии», изданном в 1789 году: «Все вещества, которые мы ещё не смогли никаким способом разложить, являются для нас элементами; но не потому, что мы могли бы утверждать, что эти тела, рассматриваемые нами как простые, не состоят из двух или большего числа начал, но... потому, что мы не



Современное химическое предприятие.

имеем никаких средств их разделить, эти тела ведут себя, с нашей точки зрения, как простые, и мы не должны считать их сложными до тех пор, пока опыт или наблюдения не докажут нам этого». Бойль, например, считал, что металлы не являются простыми веществами и потому возможны превращения одних металлов в другие. Такого же мнения придерживался и выдающийся английский физик Исаак Ньютон, потративший массу времени и здоровья на алхимические опыты. Лавуазье подошёл к этой проблеме более строго. Он признавал существование многих элементов, которые друг в друга не превращаются, но могут сочетаться в разных пропорциях с образованием множества различных веществ.

В XVIII веке химики достигли определённых успехов в изучении разнообразных превращений одних веществ в другие. Но у них ещё не было достаточно надёжных методов, которые бы позволяли различить простые и сложные вещества. Отсюда возникали ошибки даже у известных учёных. Сам Лавуазье в своём учебнике привёл таблицу примерно 30 простых тел. Среди них были действительно простые (газы кислород, азот, водород; металлы серебро, золото,

медь, олово, железо, ртуть, никель, марганец и другие; неметаллы сера, фосфор, углерод, хлор). А были и сложные вещества, о чём тогда не было известно (например, известь). Воду также долго считали элементом, пока Лавуазье не опроверг это мнение и не написал в 1783 году «Статью, имеющую целью доказать, что вода не простое вещество, не элемент в собственном смысле слова, но что она может быть разложена и получена вновь». Оказалось, что вода образуется при горении многих веществ, например водорода. А с помощью раскалённого железа воду можно снова разложить на водород и кислород (Лавуазье пропускал для этого пары воды через раскалённый ружейный ствол). Учёный предугадал сложный состав некоторых щелочей и кислот, ряда минералов, которые ранее считались элементарными, то есть неразложимыми на более простые. С другой стороны, в таблице простых тел Лавуазье не было хлора, который тогда относили к сложным веществам. Потребовалось ещё несколько десятилетий работы химиков разных стран, чтобы окончательно разобраться с тем, что же такое простое вещество, сложное вещество, химический элемент. А также попытаться установить, сколько всего существует в природе элементов.

Открытие атома

Элементы и вещества — простые и сложные

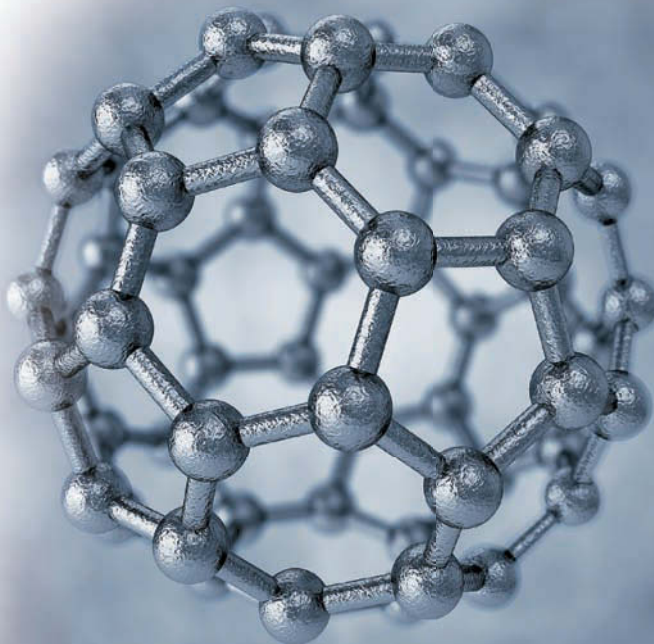
Часто путают понятие элемента и простого вещества. Эти понятия близки, но не одинаковы. Элемент — это совокупность атомов одного сорта, а простое вещество — то, что можно «подержать в руках» или, по крайней мере, наблюдать с помощью приборов. Элемент — отвлечённое понятие, простое вещество — конкретное. Одиночные атомы не образуют вещества, для этого они должны собраться вместе в большом количестве. Но способов соединения друг с другом атомов даже одного сорта может быть несколько. И тогда образуются разные простые вещества. И отличаться друг от друга они могут очень сильно. Например, атомы углерода, собравшись в правильные соединённые друг с другом шестиугольники, образуют мягкий чёрный графит. При других способах соединения из атомов углерода получаются очень твёрдые прозрачные кристаллы алмаза или его разновидности — лонсдейлита. Если те же атомы углерода соберутся в пустой внутри шарик, поверхность которого образована 20 шестиугольниками и 12 пятиугольниками, перед нами возникнут недавно открытые молекулы бакминстерфуллере́на. Из этих молекул получается ещё одно простое вещество элемента углерода в виде мягких жёлтых кристаллов, легко растворяющихся в бензоле.

Кроме графита, алмаза, лонсдейлита и бакминстерфуллере́на существует множество других простых веществ, построенных из атомов углерода. И углерод — не исключение, а скорее правило. Раньше уже приводились примеры олова и фосфора, которые могут существовать в виде разных простых веществ. Несколько разновидностей (модификаций) образует элемент сера, и все они

обладают разными свойствами. Некоторые из них имеют вид кристаллов разного цвета и с разной температурой плавления. А так называемая пластическая сера представляет собой вязкую резиноподобную массу. При определённых условиях разные модификации серы довольно легко переходят друг в друга.

Но превращение разных модификаций одного и того же элемента редко происходит при удобных для наблюдения температурах. Например, для железа известно четыре модификации, но переход одной в другую происходит только при очень высоких температурах (769, 912 и 1394 °C). Поэтому в повседневной жизни мы имеем дело только с одной модификацией железа. Рекорд же среди

Модель фуллере́на C_{60} .





Железо.



Сера.

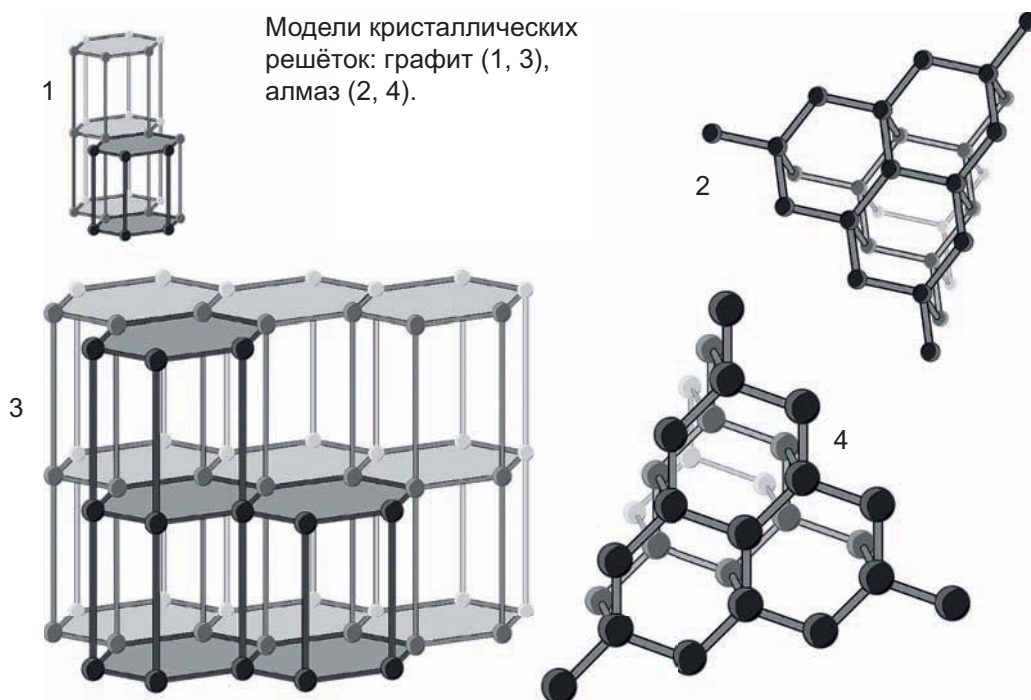


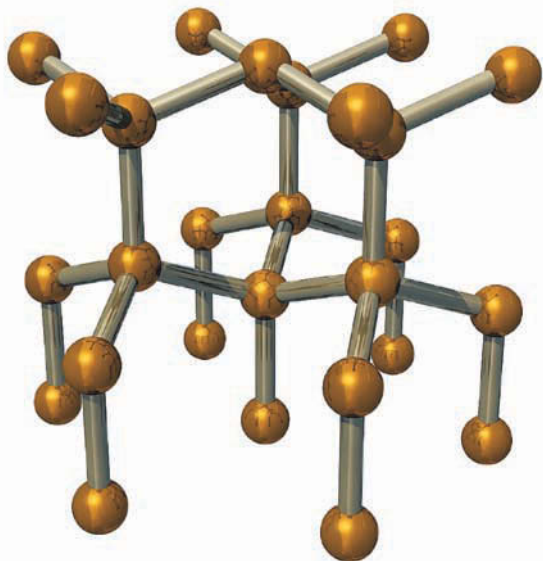
Сульфид железа.

металлов по числу разновидностей принадлежит плутонию: у него шесть разных модификаций, переход между которыми происходит в интервале от 122 до 472 °С. Они отличаются плотностью и формой кристаллов.

Если вещество состоит из атомов разного вида (то есть разных элементов), то это сложное вещество. Например, в простом веществе железе (любой его разновидности) все атомы одинаковые — это атомы железа. То же можно сказать и о простом веществе сере: разные модификации серы состоят из атомов только одного вида — атомов серы. А вот сложное вещество сернистое железо (сульфид железа) состоит из атомов двух сортов —

железа и серы, причём сульфид железа совершенно не похож ни на железо, ни на серу. Очень образно о различии понятий элемента и простого вещества написал американский химик Александр Смит (1864—1922), автор одного из лучших учебников неорганической химии начала XX века: «Правильно будет, если мы будем говорить об элементе железе и об элементе сере в сернистом железе; но никогда химик не скажет, что это соединение содержит простые вещества: железо и серу. Если бы он это сказал, то мы бы поняли его так, что данный материал представляет собой не соединение, а смесь; мы стали бы ожидать, что одни части этого материала магнитны, подоб-





Лонсдейлит (гексагональная кристаллическая алмазная решётка).

но железу, а другие части имеют жёлтый цвет и растворяются в сероуглероде — чего в действительности нет».

В русском языке для обозначения как элементов, так и простых веществ, как правило, используются одни и те же термины. Химиков это не очень затрудняет, так как по контексту почти всегда ясно, о чём идёт речь. Так, говоря «медная монета», «выплавка меди из руды», «высокая электропроводность меди», всегда подразумевают металлическую медь — простое вещество. Говоря же о малом распространении меди в природе, подразумевают вовсе не металл (самородная медь — исключительно редкий минерал), а элемент медь, атомы которого могут входить в различные минералы. Утверждая, что «медь занимает в периодической таблице Менделеева место между никелем и цинком», химик также имеет в виду вовсе не кусочки металла в клетках таблицы, а элемент медь как совокупность её атомов.

Разные термины для элемента и образующих им простых веществ встречаются редко. В виде примера можно привести кислород и озон, а также уже упомянутый углерод. Дословно углерод означает «рождающий уголь», но углерод — это не сам уголь, а химический элемент. Углерод содержится в океанской воде и атмосфере, в теле человека и животных, во многих минералах. Стержень же ка-

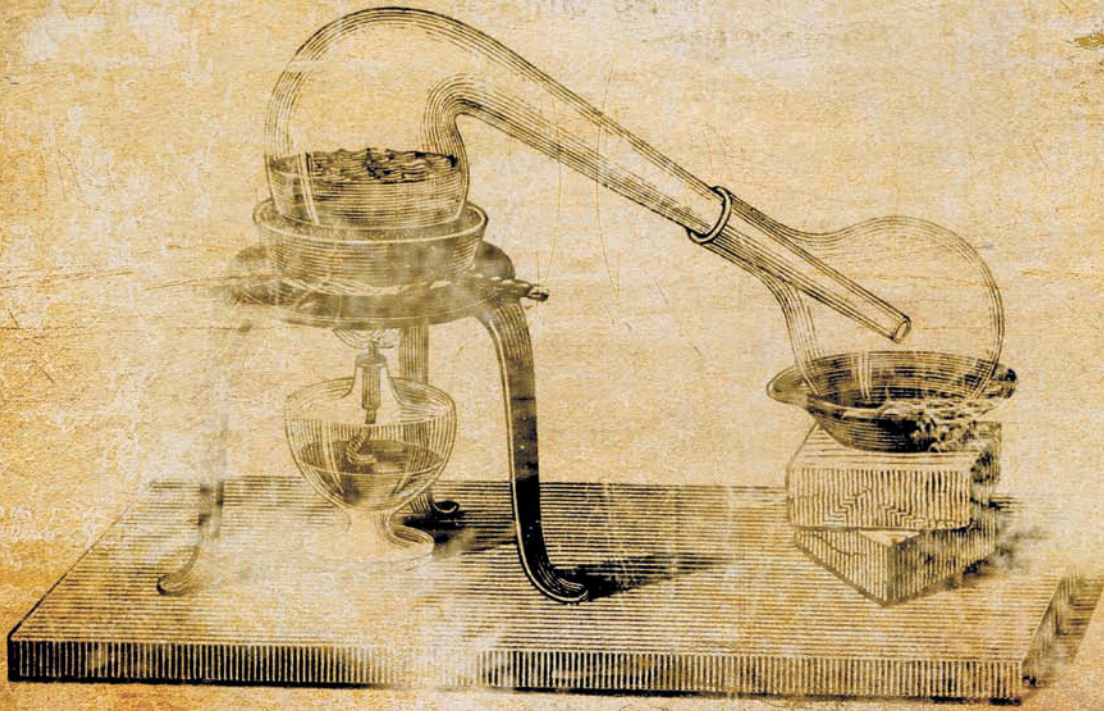
рандаша и украшение на кольце изготовлены из простых веществ — графита и алмаза.

Понятие простого вещества, как и многие другие основные понятия химии, отчасти условно. Ведь «железный» гвоздь сделан вовсе не из железа, а из низкоуглеродистой стали, содержащей небольшое количество углерода. Золотая монета или золотое кольцо содержат, как правило, не менее 10% меди или серебра, а часто намного больше (чистое золото очень мягкое). И даже чистейший полупроводниковый кремний содержит ничтожные количества атомов других элементов. Число окружающих нас в быту сравнительно чистых простых веществ невелико: это алюминий и медь в проводах; металлы вольфрам и молибден и газ криптон в электрических лампочках; водород и гелий в воздушных шариках; серебро, золото, платина, палладий в высокопробных ювелирных изделиях и памятных монетах; ртуть в термометре; олово на консервной банке; хром и никель на хромированных и никелированных металлических изделиях; цинк в электрических батарейках и на поверхности оцинкованного ведра (на новом ведре видны красивые цинковые кристаллы); порошок серы для борьбы с вредителями растений. К этому можно с некоторой натяжкой добавить иод (всё же мы видим его не в чистом виде, а в растворе), кремний и германий в полупроводниковых приборах (а их мы вообще не видим)...

Алмаз и графит состоят из одного элемента — углерода, но имеют разные решётки и разные свойства.



und ließ die Maschine einige Zeit aufrecht stehen, damit die im Spalte



ОХОТА ЗА ЭЛЕМЕНТАМИ

Perenissimae ac Potentissimae Imperatricis
ЕЛИЗАВЕТНАЕ АУГУСТАЕ
totius Russiae Imperatoris

iussu

ЕГО ВЫСШЕГО КОМАНДАВАНІЯ
Министру Рубиню ad utramque Boristhenis ripam
ac legionum huius catanictu
Hetmanus

Vic nou. A. I. M. Camerarius ordinarius
Academiae Imp. Scientiarum Praesid.

Nullam pactorianorum Asmatorenstium Quodlibet
ordinumque Aquilae Albae S. Alexandri & S. Annae Eques
pro potestate ab. 1751. 1752. mihi concessit

Dr. Consiliarium Mich. Lomonosoff
Chimiae Prof. horem ord.

Coniuncti totius Academiae Petropolitanae suffragio
Collegam huius Societatis

solemni hoc Diplomate declaro
in eumque iura & emolumenta

astro ordini. 1751. 1752. beneficio attributa
confero

Охота за элементами

«Золотой век» открытия элементов

О знаменитом шведском химике Карле Вильгельме Шееле (1742—1787) говорили, что он не может дотронуться ни до одного вещества, чтобы при этом не сделать какого-либо открытия. За свою короткую жизнь Шееле выделил и описал свыше половины известных в XVIII веке органических соединений (конечно, их было неизмеримо меньше, чем сейчас). Кроме того, он выделил в свободном состоянии хлор, открыл марганец, молибден, вольфрам, барий. В своём трактате о воздухе и огне, опубликованном в 1777 г., Шееле писал, что многие учёные считают поиски новых химических элементов напрасной тратой времени. «Это печальная перспектива, — добавляет Шееле, — для тех учёных, которые на-

ходят величайшее удовлетворение в изучении состава природных веществ». Собственный опыт подсказывал учёному, что оставалось ещё много работы для тех, кто хотел бы открыть новые химические элементы и таким образом прославить навечно своё имя. Последующее развитие химии вплоть до наших дней показало, что к концу жизни Шееле была открыта лишь четверть известных в настоящее время химических элементов.

Подведём некоторые предварительные итоги открытия элементов. До начала XVIII века были известны с древних времён лишь три неметалла — углерод, сера и фосфор (его в 1669 г. открыл немецкий алхимик Хенниг Бранд). А из металлов — медь, серебро, золото, железо, олово, ртуть и свинец. Алхимикам были известны также «полуметаллы» сурьма и мышьяк. Примерно в начале XVI века были получены цинк и висмут. Из Америки привозили новый для европейцев тяжёлый металл — платину (его свойства были подробно описаны лишь в 1748 г.). Итого — всего лишь 15 элементов (конечно, доказательство их элементарной природы пришло позже).

Этот список значительно расширился в течение следующего столетия. Из элементов-неметаллов были открыты водород (1766 г.), азот (1772 г.), кислород и хлор (1774 г.), аналог серы — теллур (1783 г.). Существенно пополнился и список элементов-металлов. В 1733 году шведский химик и минералог Георг Брандт (1694—1768) открыл первый металл нового времени — кобальт и детально изучил его свойства. В 1751 году шведский минералог и химик Аксель Фредрик Кронстедт (1722—1765) открыл металл, родственник кобальту, — никель. До конца XVIII века были открыты также марганец и барий (1774 г.), хром (1780 г.),



К. В. Шееле, знаменитый шведский химик.

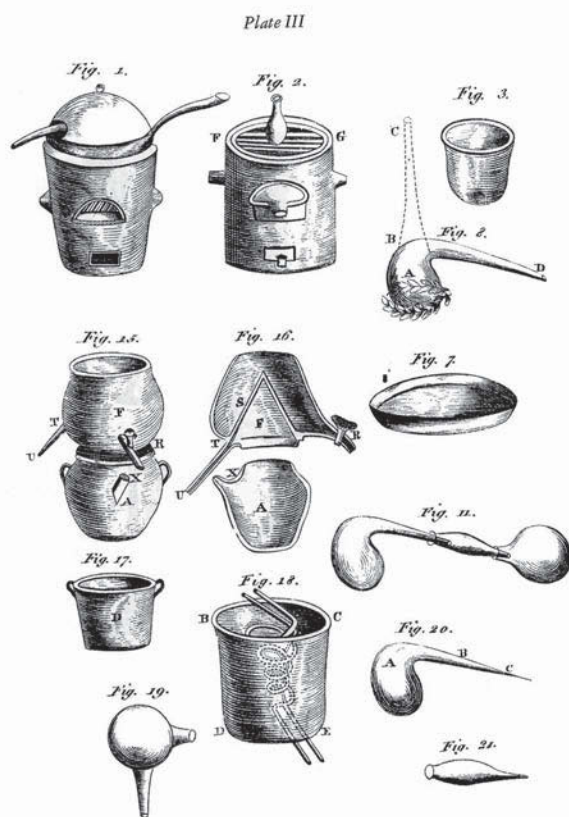
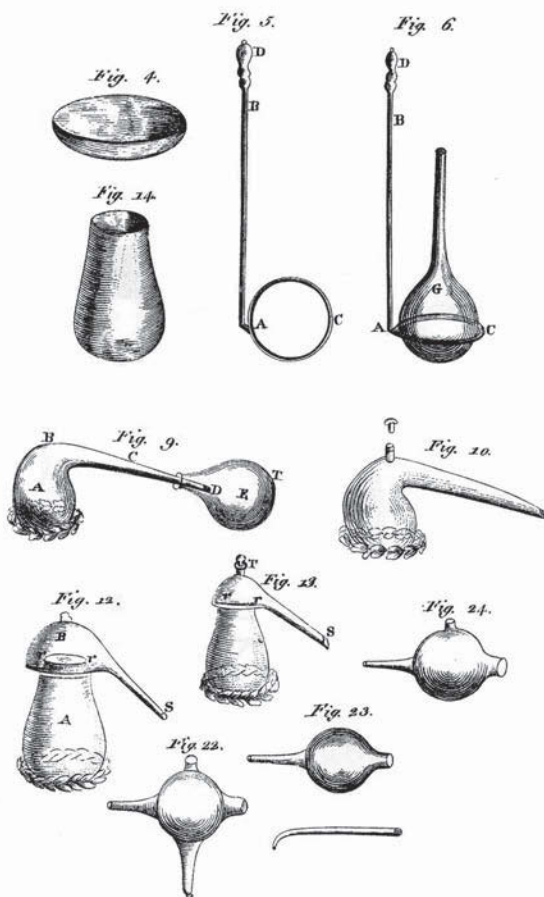


Plate III (continued)

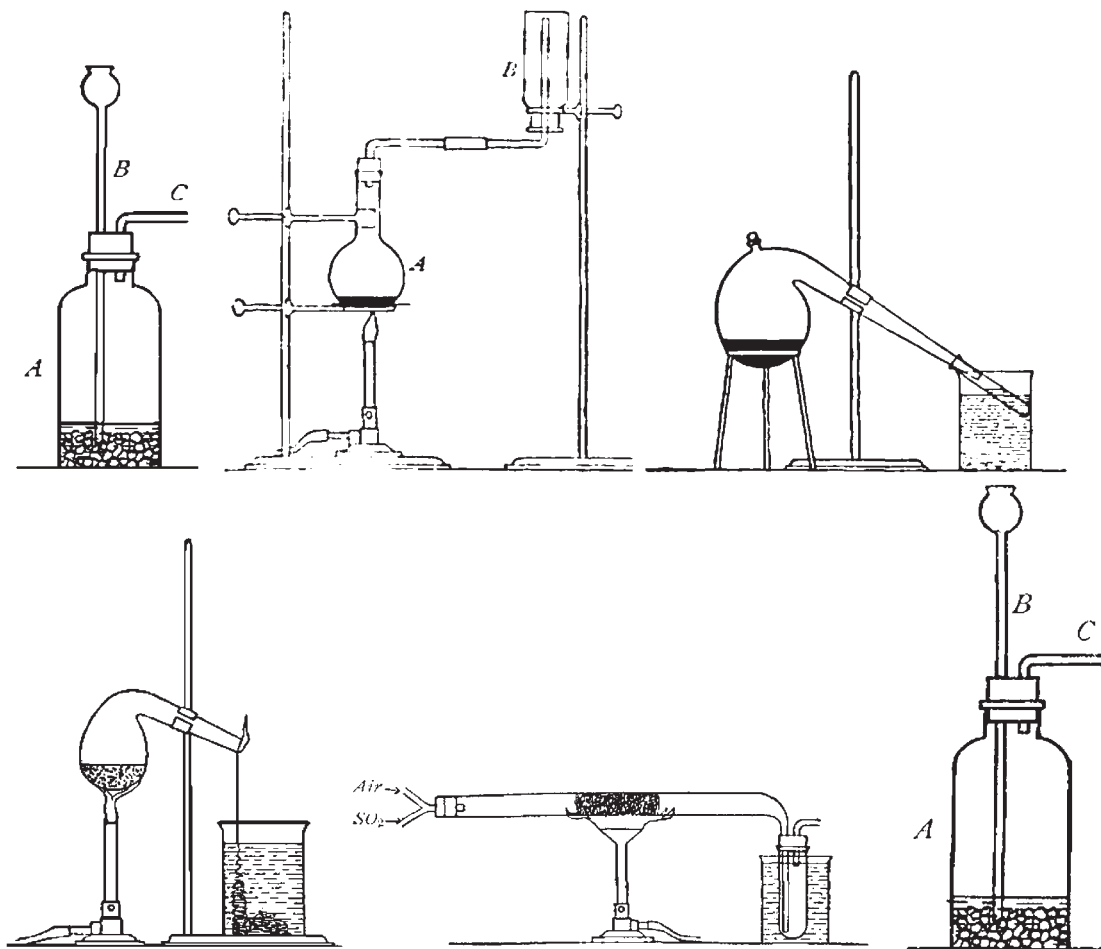


Химическое оборудование XVIII в.
Иллюстрации Марии Лавуазье для
«Начального курса химии» А. Л. Лавуазье.

молибден и родственный ему вольфрам (1783 г.), цирконий и уран (1789 г.), титан (1791 г.), иттрий (1794 г.), бериллий (1797 г.). Таким образом, список элементов к началу XIX века удвоился — их стало известно уже 33 (вместо 15). Правда, многие «новые» металлы, в том числе титан, цирконий, барий, иттрий, были известны лишь в виде похожих на известные их соединений с кислородом — оксидов. Эти соединения тогда называли «землями»; отсюда дожившие до наших дней старинные названия: щёлочноземельные элементы (кальций, стронций, барий), редкоземельные элементы (иттрий и др.). Выделить из этих «земель» металлы не удавалось. Были среди не поддающихся разложению и довольно «подозрительные» вещества — сама известь (оксид кальция CaO), магнезия (оксид магния MgO), едкие щёлочи. Некоторые химики

относили эти «земли» к простым веществам, так как разложить их не удавалось. В то же время из других оксидов металлы в определённых условиях всё же получались. Например, друг Шееле шведский химик Юхан Готлиб Ган (1745—1818), прокаливая минерал пиролюзит (оксид марганца MnO_2) с древесным углём, получил шарики нового металла — марганца. Другие «неразлагаемые» оксиды вновь открытых элементов некоторыми свойствами также напоминали «разлагаемые» оксиды, то есть вещества сложные. Так, они не реагировали с кислородом, и Лавуазье высказывал подозрение, что в этих веществах кислород уже содержится, и в таком случае они не простые, а сложные.

Когда в начале XIX века был открыт источник постоянного электрического тока — вольтов столб, учёные получили



Оборудование химической лаборатории XIX в.

в своё распоряжение новый мощный способ воздействия на вещество. Блестяще воспользовался этим способом для открытия новых элементов английский учёный Гемфри Дэви. Он стал известен благодаря открытию в конце XVIII века опьяняющего и обезболивающего действия «веселящего газа» — соединения азота и кислорода. Затем Дэви принялся за щёлочи — едкий натр и едкое кали (сейчас они называются гидроксидом натрия NaOH и гидроксидом калия KOH). К тому времени химики успели открыть ещё ряд металлов — ниобий (1801 г.), тантал (1802 г.), палладий и церий (1803 г.), родий, осмий и иридий (1804 г.). Таким образом, за сравнительно короткое время химия обогатилась

множеством новых элементов; только за первые четыре года XIX века их было открыто сразу семь!

В 1800 году Дэви испытал действие вольтова столба на воду и наблюдал её разложение с выделением газов — водорода и кислорода. Такой процесс называется электролизом. В 1807 году Дэви попробовал аналогично разложить водные растворы щелочей. Растворы нужно было брать потому, что они хорошо проводили электрический ток, а только при таком условии вещество можно разложить с помощью электричества. Твёрдые щёлочи ток не проводят. Его проводят расплавленные щёлочи, но чтобы их расплавить, требуется высокая температура. Дэви работал с калиевой щёлочью, или едким кали, — гидроксидом калия (KOH). Начал он с того, что пропустил сильный ток через раствор

щёлочи — никакого эффекта! То есть эффект-то на самом деле был, но давно известный: разложение воды на водород и кислород. Значит, разлагалась не щёлочь, а вода. А щёлочь только облегчала процесс, делая воду электропроводной, сама же не претерпевая изменений: если бы Дэви после опыта выпарил раствор, у него осталось бы ровно столько щёлочи, сколько было вначале. Что делать? Как заставить разлагаться не воду, а щёлочь? Можно попробовать взять не водный раствор, а расплав щёлочи, который тоже хорошо проводит ток. Гидроксид калия плавится при температуре 405 °С. Дэви расплавил его в железном тигле, который подсоединил к «плюсу» электрической батареи, а «минус» он подсоединил к платиновой проволочке, погружённой в расплав. Эффект был неожиданный: над проволочкой появилось фиолетовое пламя! Значит, щёлочь действительно разлагалась, что-то из неё выделялось и тут же сгорало при такой высокой температуре. Но если температуру понизить, расплав затвердеет и перестанет проводить ток...

Дэви видоизменил опыт. Он взял кусок твёрдой щёлочи, поверхность которого была слегка влажной (щёлочью обладает гигроскопичностью, то есть «притягивает» влагу из воздуха). Таким образом, количество воды было сведено до минимума. А главное — не нужно было греть весь тигель, поскольку сильный ток сам частично расплавляет щёлочь на небольшом участке. К тому же выделяющийся при электролизе металлический калий имел шанс охладиться и не сгореть. На этот раз Дэви сопутствовала удача. Вот как он сам рассказал об этом на лекции, прочитанной 19 октября 1807 года в Королевском обществе.

«Кали, вполне высушенное нагреванием, не является проводником, но его можно сделать им, прибавляя минимальное количество влаги, которая не влияет заметно на его агрегатное состояние, и в этом виде оно легко плавится и разлагается мощными электрическими силами.

Маленький кусочек кали, который в течение нескольких секунд был выставлен на воздух, так что его повер-



Г. Дэви, выдающийся английский химик.

ность сделалась проводящей, был помещён на изолированный платиновый диск, соединённый с отрицательным полюсом интенсивно действовавшей батареи в 250 пластин с поверхностью 6 дюймов и 4 дюйма; в то же время платиновая проволока, соединённая с положительным полюсом, была приведена в соприкосновение с верхней поверхностью щёлочи. Весь прибор находился на открытом воздухе.

При этих условиях вскоре обнаружилось энергичное действие. Кали начало плавиться у обеих точек электризации, причём у верхней поверхности наблюдалось энергичное выделение газа; у нижней отрицательной поверхности газ не выделялся, вместо этого появлялись маленькие шарики с сильным металлическим блеском, внешне не отличавшиеся от ртути. Некоторые из них сейчас же после своего образования сгорали со взрывом и с появлением яркого пламени, другие же не сгорали, а только тускнели, и поверхность их покрывалась, в конце концов, белой плёнкой.



Электролитическая ванна — прибор, использовавшийся Г. Дэви для электролиза.

Многочисленные опыты вскоре показали, что эти шарики состоят именно из того вещества, которое я искал и которое является легковоспламеняющимся основанием кали».

Это «основание кали» и было новым металлом — калием. А газ, который выделялся у верхней поверхности, был кислородом. Таким же способом из едкого натра Дэви получил ещё один новый металл — натрий. Открытие столь необычных металлов (они легче воды, энергично реагируют с ней, легко загораются, иногда самопроизвольно) произвело очень большое впечатление на химиков. Дэви стал знаменитым. Через год, также благодаря своему искусству экспериментатора, Дэви выделил барий, кальций, стронций и магний, а из борной кислоты — новый неметаллический элемент бор. Наконец, в 1818 году Дэви получил самый лёгкий щелочной металл литий. Таким образом, новых элементов-металлов становилось всё больше и больше. Так, если к числу немногих известных в XVIII веке неметаллов к середине XIX века добавились только пять элементов-неметаллов (бор, иод, селен, бром и кремний), то элементов-металлов за то же время было открыто вчетверо больше. И эта тенденция сохранялась и дальше.

Открытие множества новых элементов поставило перед химиками задачу целенаправленного их комбинирования — таким способом можно было не только искусственно получать уже имеющиеся в природе (но редкие или труднодоступные) вещества, но и создавать новые, которых никогда и нигде в природе не существовало! Вместе с тем, чтобы целенаправленно проводить такие синтезы (этот термин означает получение сложного из более простого, например сложных химических соединений из простых веществ), недостаточно было просто иметь запас различных элементов. Требовалась теория, которая объясняла бы, каким образом атомы разных элементов связываются друг с другом, почему они могут связываться не в любых пропорциях, а только в строго определённых, можно ли разорвать одни связи между атомами, не затрагивая других, и что для этого нужно сделать и т. д. и т. п. Подобных важнейших для химиков вопросов было множество. И чтобы на них ответить, необходима была даже не одна теория, а несколько: теория строения вещества, теория реакционной способности, теория закономерностей химических реакций... Но прежде всего следовало разобраться с одной из самых распространённых химических реакций — горением. Так возникла первая после алхимии теория — теория флогистона.



Литий.

Охота за элементами

Суд над флогистоном



Г. Э. Шталь, немецкий врач и химик.

Горение — первая химическая реакция, с которой познакомился первобытный человек. И не только познакомился, но и научился примитивно ею управлять, добавляя в нужное время сучья в костёр. В течение многих тысячелетий огонь использовался для обогрева, приготовления пищи, освещения. Вокруг костра или очага в пещере проходила вся «общественная жизнь» людей. Возможно, непередаваемая игра языков пламени запечатлелась, образно говоря, на генетическом уровне, поэтому любое пламя — свечей на новогоднем вечере или костра в походе — до сих пор завораживающе действует на человека. Недаром у древнегреческих философов огонь был важной составной частью мироздания.

Вплоть до XX века огонь оставался практически единственным средством не только для обогрева и получения механической работы в паровых машинах, но и для освещения. Когда-то улицы и помещения освещали факелы или плоские лампы с растительным маслом либо животным жиром (изредка для этих целей использовали спермацет — воскообразное вещество из головы кашалота). Затем их сменили свечи (восковые и более дешёвые стеариновые и парафиновые), керосиновые лампы и газовые фонари. Однако что собой представляет горение, никто не знал.

Газовые фонари использовались для уличного освещения.



Первые попытки проникнуть в сущность горения с точки зрения химии были сделаны в XVII веке. Действительно, почему одни тела горят хорошо, другие только тлеют, третьи не горят вовсе? Первую схему горения предложил немецкий врач и химик Георг Эрнст Шталь (1659—1734). В работе «Эксперименты, наблюдения и замечания в области химии и физики» Шталь сформулировал свою ставшей знаменитой теорию флогистона (по-гречески «горючий»). Эта теория сыграла важную роль в развитии теоретической и практической химии XVIII века, но затем она стала тормозом для дальнейшего развития науки и была отброшена.

Почему возникла эта первая научная (хотя и неверная) теория? Ещё в древности существовало представление о том, что при горении тела разлагаются на более простые. Гореть могут не только уголь, сера, дерево. Сходные процессы происходят и с металлами. При обжигании на воздухе многих неблагородных металлов (железа, меди, свинца, олова, сурьмы) они рассыпаются в порошок. Если же образовавшуюся при «сгорании» металла окалину нагреть с углём,

металл «восстанавливает» свой прежний вид (термин «восстановление» до сих пор один из самых распространённых в химии). Отсюда Шталь делает вывод, что металлы — это сложные тела, которые при высокой температуре теряют некую субстанцию (флогистон) и превращаются в окалину. Логично предположить, что уголь, сера богаты флогистоном и отдают их окалине, возвращая металлу его прежний вид.

По Шталю, флогистон — это материальная субстанция, которая содержится в большем или меньшем количестве в каждом горючем теле и высвобождается в процессе горения. Действительно, и уголь, и сера хорошо горят. После того как тело (например, кусок дерева, угля или неблагородного металла) сгорит, остаётся зола, которая полностью освобождена от флогистона. Шталь справедливо утверждал, что ржавление (сейчас бы мы сказали «окисление») металла подобно горению. «Металл покрывается окалиной, — говорил он, — потому что из него выделяется флогистон. Окалина такой же остаток от металла, как зола — от сгоревшего дерева». Поэтому он считал, что металлы содержат флогистон, а в ржавчине его нет. Тогда становилось понятным, как из руды при её обжиге с углём появляется металл. В те времена для выплавки металла применяли древесный уголь. Современный школьник легко напишет уравнение реакции восстановления железной руды (например, оксида железа Fe_2O_3 , читается «феррум-два-о-три») углём (C): $2\text{Fe}_2\text{O}_3$ (оксид железа) + 3C (углерод) = 4Fe (железо) + 3CO_2 (углекислый газ). Числа перед формулами поставлены для того, чтобы число атомов каждого вида в исходных веществах и в продуктах реакции было одинаковым — ведь атомы не исчезают и не появляются. Но химики времён Шталя таких уравнений не знали, не было и современной химической символики. Шталь рассуждал иначе: в руде флогистона мало, а в горючем угле его много, и при совместном нагревании флогистон переходит из угля к руде. В результате уголь превращается в золу, в которой флогистона нет вовсе, а руда



Коррозия железа.

превращается в металл, в котором флогистона стало много. Таким образом, металл — сложное вещество, состоящее из окарины («земли» или «извести») и флогистона. Перенос флогистона осуществляет воздух — в этом и заключается его роль в процессах горения и ржавления. Воздух может растворить лишь определённое количество флогистона — как вода может растворить лишь определённое количество соли. Более того, Шталь на основании своей теории сделал правильный вывод, что процесс дыхания подобен горению и ржавлению, то есть сопровождается потерей флогистона.

Фактически теория флогистона была первой научной теорией в химии, объединившей в себе множество самых разнообразных процессов окисления и восстановления (как сказал бы современный химик). Только знаки у Штalia были противоположны современным; в соответствии с его теорией процесс выглядит так:

вещество — флогистон = окисленное вещество (потеря флогистона),

окисленное вещество + флогистон = исходное вещество (приобретение флогистона),

тогда как на самом деле происходит следующее:

вещество + кислород = окисленное вещество (процесс окисления),

окисленное вещество — кислород = исходное вещество (процесс восстановления).

Если окисление проводить кислородом, а восстановление углём, то процессы, происходящие, например, при прокаливании на воздухе меди и последующем её восстановлении древесным углём, запишутся так:

2Cu (медь) + O_2 (кислород) = 2CuO (оксид меди, чёрный порошок),

$2\text{CuO} + \text{C} = 2\text{Cu} + \text{CO}_2$.

Но такие записи появились лишь спустя два века после создания теории флогистона.

Критика теории флогистона началась с самого начала, но с неверных позиций. Так, Герман Бургаве говорил, что горение и ржавление — разные процессы, так как в первом мы видим огонь, а во

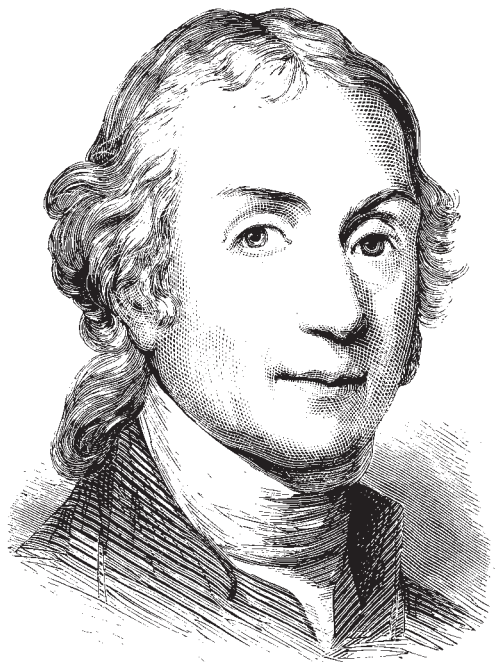


Микроскоп Дж. Пристли. 1767 г.

втором никакого огня нет. Шталь возражал тем, что при горении флогистон улетучивается так быстро, что успеваешь нагреть воздух и стать видимым (то есть пламя — это и есть флогистон?). При ржавлении же флогистон улетучивается из металла медленно, поэтому никакого пламени не видно.

Немало химиков во всех странах приняли теорию флогистона. Многие факты, открытые в XVIII веке, объяснялись с точки зрения этой теории. Например, М. В. Ломоносов в 1745 году наблюдал выделение «горючего пара» (впоследствии его назвали водородом) при растворении неблагородных металлов в кислотах. Он считал, что этот очень лёгкий газ представляет собой не что иное, как флогистон. Английский химик Джозеф Пристли (1733—1804) считал, что газ, полученный после пропускания воздуха через раскалённый уголь, является «флогистированным воздухом» (сейчас этот горючий газ называют угарным газом или оксидом углерода CO).

Однако теория флогистона встретила с рядом трудностей. Действительно, если горящее дерево или уголь теряют



Дж. Пристли, английский химик.

флогистон, то оставшаяся зола, понятно, весит меньше. Но почему же тогда железо, потеряв флогистон и превратившись в ржавчину, весит больше (это обнаружили ещё алхимики)? Неужели существует два вида флогистона — тот, который в дереве (с положительным весом), и тот, который в металле (с отрицательным весом, так что его потеря только увеличивает вес окалины)? Штала такие вопросы не смущали. Он считал, что флогистон имеет вес, но является легчайшей из всех тел материальной субстанцией. Поэтому, перейдя в тело (например, в железную руду), флогистон «разрыхляет» вещество, делает его более пористым и потому уменьшает его вес — как бы тянет его вверх (железо легче руды). Покинув же тело (чистое железо), флогистон его вес увеличивает (окалина тяжелее железа), потому что поры в железе «схлопываются», и оно становится тяжелее. Сейчас такие доводы звучат очень странно, но в те времена теория Ньютона о массе и всемирном тяготении ещё не получила широкого признания. Так что всё выглядело вроде логично. И вообще, для химии времён

Штала характерно малое внимание к количественным измерениям и даже пренебрежение ими.

Постепенно теория флогистона стала сдерживать дальнейшее развитие химии. Знаменитый шведский химик Шееле, придерживавшийся этой теории, не смог правильно объяснить ряд своих открытий. Так, обнаружив выделение ядовитого жёлто-зелёного газа при окислении соляной кислоты, он назвал этот газ дефлогистированной соляной кислотой. На самом деле это был новый элемент — хлор, что доказал впоследствии Дэви. Ещё одна «несостыковка»: древесный уголь, нагретый до белого каления в закрытом сосуде, почти не теряет в весе, а его способность «терять флогистон», то есть гореть на воздухе, остаётся прежней. Значит ли это, что стенки сосуда мешают флогистону покинуть уголь?

Вопрос о том, может ли «огненная материя» проникать сквозь стенки сосуда, пытался решить ещё Бойль, но он неправильно поставил опыт и потому пришёл к неверному выводу. Ему было известно, что при прокаливании в присутствии воздуха многих металлов (железа, ртути, цинка, меди, свинца и др.) они превращаются в невзрачные порошки — окалину (сейчас такие вещества называются оксидами — соединениями металла и кислорода). Бойль помещал в реторту (большой сосуд с боковым отводом, похожим на носик у чайника) ртуть, олово или другой металл, запаивал носик и взвешивал реторту с её содержимым. Затем он нагревал реторту, пока на металле не появлялась окалина. Но вместо того, чтобы снова взвесить остывшую реторту, Бойль вскрывал её (при этом внутрь с шумом врывается воздух) и только тогда ставил сосуд на весы (вместе с отломанным стеклянным кончиком). Весы показывали прибавку в весе. На основании таких опытов Бойль пришёл в принципе к правильному выводу, что образование окалины — это процесс соединения металла с какой-то субстанцией. Но он ошибся в ключевом вопросе: что именно соединяется с металлом? Бойль решил, что прибавка в весе совершается за счёт присоединения к металлу

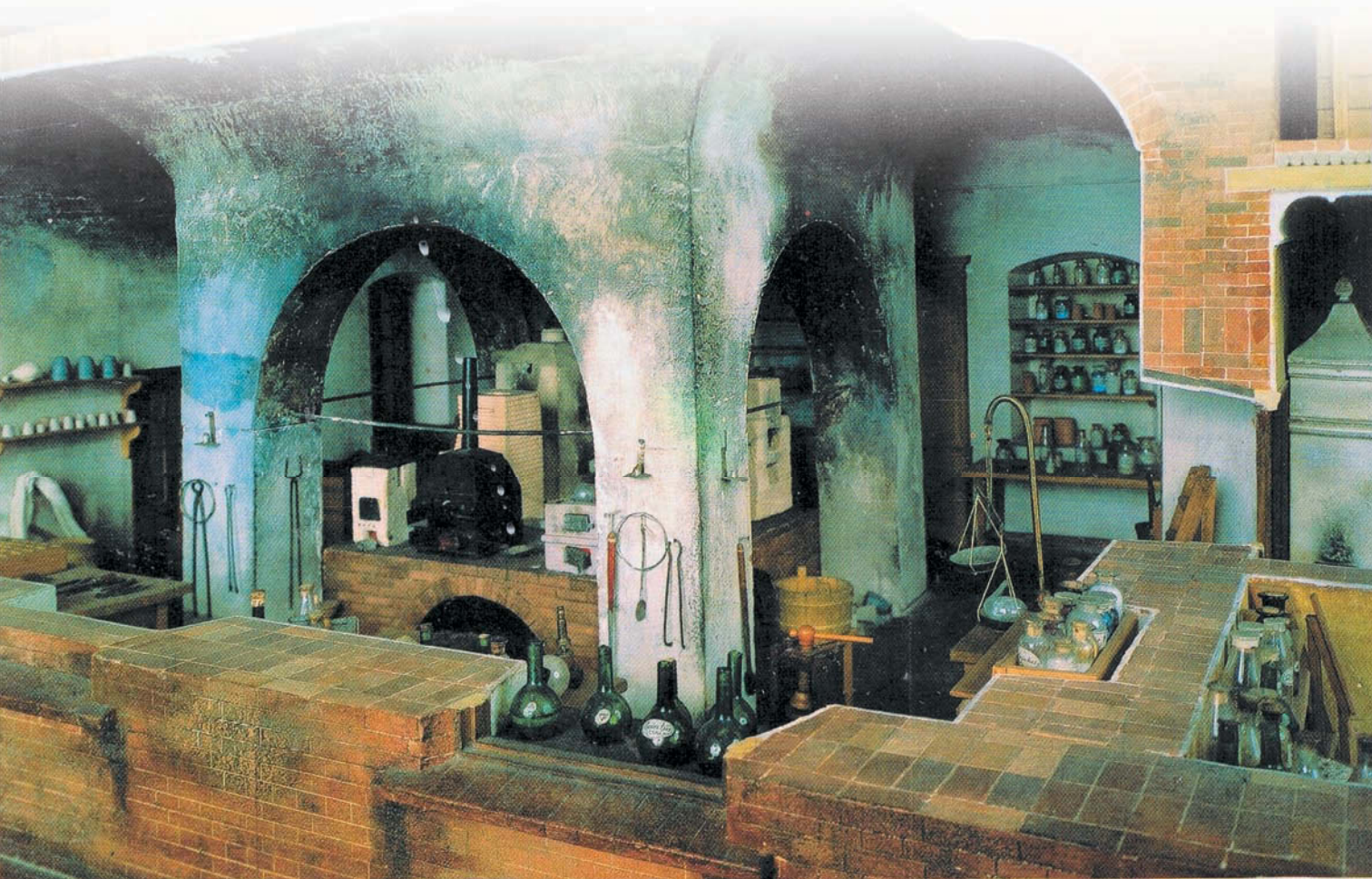
«огненной материи», которая проникает сквозь стеклянные стенки сосуда. Правильное объяснение этого опыта дал в 1756 году М. В. Ломоносов. Он понял методическую ошибку Бойля: второе взвешивание следует проводить, не вскрывая сосуд, иначе входящий воздух вызовет увеличение массы.

Повторив опыт Бойля и получив окалину, Ломоносов, не вскрывая сосуда, снова взвесил его и убедился в том, что его вес в результате химической реакции не изменился. Фактически это было первое экспериментальное подтверждение закона сохранения массы вещества при химических реакциях. За несколько десятилетий до Лавуазье Ломоносов высказал идею, что увеличение массы металлов при обжиге происходит в результате присоединения к металлу неких частиц — но не из огня, а из воздуха. Теперь мы знаем, что в запаянном сосуде металл соединяется с находящимся в сосуде кислородом воздуха и образует оксид. Связывание кислорода приводит к снижению давления газа внутри сосуда. При вскрытии сосуда в него входит



И. К. Фёдоров. Императрица Екатерина II у Михаила Ломоносова. 1884 г.

Лаборатория Ломоносова.
Музей М. В. Ломоносова, Санкт-Петербург.





Медаль «За заслуги в медицине» с портретом Лавуазье. США. 1980 г.

воздух, который и даёт прибавку в весе. Таким образом, опыты, проведённые Ломоносовым уже ближе к концу его жизни, и их объяснение фактически «работали» против теории флогистона. К сожалению, работы Ломоносова оставались не известными европейским учёным вплоть до начала XX века, когда их извлекли из забвения и опубликовали в 1910 году на немецком языке видный историк химии Борис Николаевич Меншуткин и немецкий химик Макс Шпетер.

Ломоносов вплотную подошёл также к идее молекулярного строения веществ, считая, что все тела состоят из мельчайших частиц — «корпускулов» (сейчас их называют молекулами). В своём произведении «Размышления о причине теплоты и холода», написанном в 1744 году, Ломоносов тщательно проанализировал имевшийся опытный материал и привёл веские аргументы против господствовавшей среди учёных того времени теории теплорода. По этой теории теплота представляет собой некую невидимую жидкость, которая может перетекать из горячего тела в холодное. Ломоносов же считал, что теплота обусловлена движениями частиц вещества: чем интенсив-

нее это движение, тем сильнее нагрето тело. Лавуазье же довольно долго придерживался теории теплорода, он даже поместил этот «элемент» в свою таблицу простых тел.



Основная заслуга Лавуазье состоит в том, что он окончательно покончил с теорией флогистона и создал современную теорию горения и окисления. Эта теория была основана на химических свойствах кислорода. Лавуазье одним из первых среди химиков начал проводить точные количественные измерения. Интересно в этом отношении высказывание Лавуазье по поводу прочитанной им книги французского химика Жана Рея (1583—1645), который утверждал, что всё материальное, включая воздух и огонь, должно обладать массой. Как писал Рей, увеличение веса может происходить только путём прибавления материи, а уменьшение — только путём её отнимания, настолько нераздельно связаны материя и тяжесть. «Я долгое время не мог освободиться от подозрения, — писал Лавуазье, — что труды Жана Рея относятся к более позднему времени, чем это значит на заглавном листе работы. Непонятно, как без опытов и лишённый громадного количес-

тва предварительных данных Жан Рей дошёл до этих результатов единственно силой своего разума».

В 1773 году Лавуазье показал, что при горении из воздуха уходит примерно пятая его часть, которую он впоследствии назвал кислородом. Кислород, соединяясь при высокой температуре с компонентами горючего вещества, например древесины, превращает его в основном в углекислый газ и пары воды, суммарная масса которых при полном сгорании равна суммарной массе сгоревшего вещества и израсходованного кислорода. В одном из опытов Лавуазье поместил в герметически закрытый стеклянный сосуд олово и нагрел его солнечными лучами с помощью большой линзы. Олово превратилось в порошок оксида, что сопровождалось увеличением массы. Однако общий вес сосуда остался неизменным, и, поскольку никакой огонь извне внутрь не проникал, это означало, что к металлу присоединилась какая-то часть воздуха.

Более известен знаменитый «двенадцатидневный опыт», который провёл Лавуазье. Он нагревал небольшое количество ртути в запаянной реторте, где она превращалась в оксид HgO , соединяясь с кислородом. Опыт продолжался так долго, потому что ртуть — малоактивный металл и при обычной температуре на воздухе не окисляется. Для проведения реакции 2Hg (ртуть) + O_2 (кислород) = 2HgO (оксид ртути) необходимо длительное нагревание при температуре, близкой к температуре кипения ртути (357°C). Нагревать же реторту ещё сильнее, чтобы ускорить реакцию кислорода с парами ртути, было нельзя, потому что при температурах выше 400°C оксид ртути снова разлагается на металлическую ртуть и кислород. Вот и пришлось непрерывно прокалывать реторту в течение многих суток, пока содержащаяся в ней ртуть не превратилась полностью в оксид.

Лавуазье с помощью точного взвешивания показал, что масса оксида ртути равна массе металла и соединившегося с ним кислорода, и наоборот — образовавшийся оксид ртути разлагается с вы-

делением тех же самых количеств ртути и кислорода. Лавуазье фактически повторил опыт, проведённый за несколько десятилетий до того Ломоносовым, однако труды русского учёного в то время оставались неизвестными в европейских странах. Таким образом, Лавуазье заново открыл закон сохранения материи, который иногда называют законом Лавуазье — Ломоносова. Но французский учёный не ограничился взвешиванием сосудов, а проанализировал, какие изменения происходят с воздухом, находящимся в контакте с металлом. Было известно, что при этом из воздуха исчезает $1/5$ часть, но никто не знал, что собой представляет эта израсходованная часть воздуха и чем она отличается от остав-



А. Л. Лавуазье. Гравюра Л. Ж. Д. Делетра.

шейся. Как показали эксперименты, остаток воздуха не поддерживает горения и дыхания: свеча в нём гаснет, мышь жить не может. Аналогичные результаты были получены при сжигании серы и фосфора.

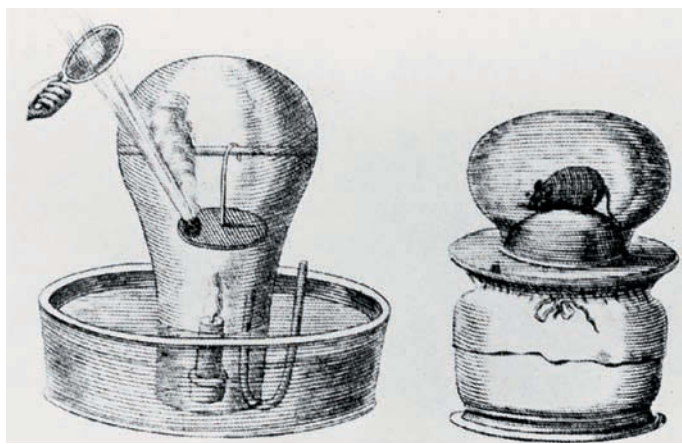
Открытый в 1774 году Шееле и Пристли кислород помог Лавуазье понять, что именно кислород — та пятая часть воздуха, которая присоединяется к металлу при прокаливании. Развитая Лавуазье теория горения и окисления окончательно покончила с флогистоном. Одновременно Лавуазье первым показал, что воздух не простое вещество, как считали до этого, а смесь «жизненного воздуха», или кислорода, и «нездорового воздуха», или азота, в соотношении 1 : 4 (само слово «азот» произведено от *греч.* «безжизненный»). Лавуазье не только провёл анализ воздуха, но осуществил его «синтез», смешивая в нужных пропорциях азот с искусственно полученным из оксида ртути кислородом.

Лавуазье объяснил также, какие изменения происходят с воздухом и при горении в нём свечи, и при дыхании мыши в замкнутом пространстве. Он показал, что дыхание — это, по сути, медленное горение, дающее животному энергию. При этом поглощается кислород и выделяется углекислый газ. Он также установил состав этого газа. Доклад «Опыты над дыханием животных и об изменениях, которые совершаются в воздухе, проходящем через их лёгкие» Лавуазье зачитал

на заседании академии 3 мая 1777 года. Эти опыты были исключительно важны для развития не только химии, но и физиологии.

Лавуазье подробно исследовал роль кислорода в образовании кислот. Известные тогда кислоты содержали этот элемент, поэтому он и получил латинское название *oxygenium*, то есть «рождающий кислоты». Особенно важную роль сыграли тщательные эксперименты по соединению с кислородом «горючего воздуха», то есть водорода, открытого Кавендишем в 1767 году. Оказалось, что при горении водорода образуется чистая вода. Измерения показали, что 12 объёмов водорода соединяются примерно с 23 объёмами кислорода. Это близко к истинному соотношению объёмов 1 : 2, а небольшое отклонение объясняется, очевидно, примесями в изучаемых Лавуазье газах. Одновременно было установлено и массовое соотношение этих газов: 1 часть водорода требует для сгорания примерно 8 частей воздуха. Таким образом, Лавуазье и воду «перевёл» из разряда простых тел в сложные.

После синтеза воды Лавуазье провёл её анализ (то есть разложение сложного на простое), как он привык поступать при работе с другими веществами. Он разложил пары воды, пропуская их через раскалённый ружейный ствол и собирая выделяющийся газ. Одновременно железный ствол покрылся изнутри окалиной, то есть соединением металла с кислородом, а газ оказался водородом. В современной записи это выглядит так: 3Fe (железо) + $4\text{H}_2\text{O}$ (водяные пары) = Fe_3O_4 (окалина) + 4H_2 (водород). Этот опыт подтвердил качественный состав воды. А взвешивание продуктов реакции позволило рассчитать и её количественный состав: 85% кислорода и 15% водорода (современные значения — 88,81 и 11,19%). Более того, Лавуазье теперь мог правильно истолковать такие реакции, как восстановление металлов из их оксидов водородом (например, восстановление оксида меди $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$) и выделение водорода при действии кислот на металлы, например Fe (железо) + H_2SO_4 (серная кислота) =



Ранние эксперименты по определению состава воздуха (XVII в.).

= FeSO_4 (сульфат железа) + H_2 (водород). «Железопаровой способ» получения водорода был предложен Лавуазье для заполнения воздушных шаров вместо более дорогого, основанного на реакции чугунных стружек с раствором серной кислоты. Способ Лавуазье для получения водорода применялся наряду с другими вплоть до середины XX века.

Новую теорию горения, несмотря на её простоту и плодотворность, многие химики встретили исключительно враждебно. Такое часто происходит с новыми теориями. Причины могут быть разными. Одна из них — привычка мыслить по-старому. Основоположник квантовой теории немецкий учёный Макс Планк писал в 1949 году в автобиографии: «Новая научная истина прокладывает дорогу к триумфу не посредством убеждения оппонентов и принуждения их видеть мир в новом свете, но скорее потому, что её оппоненты рано или поздно умирают и вырастает новое поколение, которое привыкло к ней». Другой причиной может быть и неприязнь к «иноземным» учёным. В Берлине, где особо чтит память создателя теории флогистона немецкого химика Штала, Лавуазье был объявлен «научным еретиком», а его портрет подвергнут показательному сожжению. Но постепенно убедительные рассуждения Лавуазье, подкреплённые не менее убедительными опытами, начали привлекать на его сторону всё большее число учёных. Этот процесс значительно ускорился после издания в 1789 году «Начального курса химии», который в течение трёх лет был переведён на голландский, английский, итальянский и немецкий языки, опубликован во многих странах Европы и Америки. Сдался даже английский химик Ричард Кирван (1733—1812), один из самых жёстких критиков Лавуазье. В 1792 году Кирван в письме к виднейшему французскому химику Клоду Луи Бертолле (1748—1822) признался в том, что «кладёт оружие и оставляет флогистон». Таким образом, теория Лавуазье полностью восторжествовала.

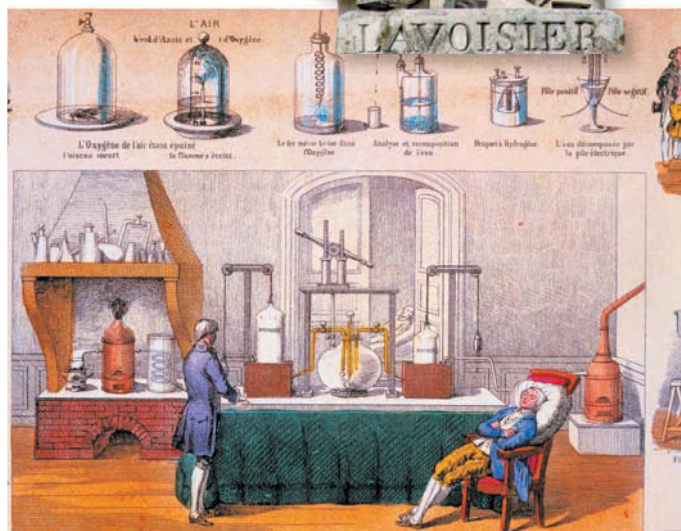
История флогистона типична для развития науки. Сначала новая теория

создаётся, чтобы объяснить что-то непонятное, и учёные в основном её принимают. Но со временем появляются факты, которые этой теории противостоят. Некоторые учёные пытаются всеми силами спасти привычную теорию. Но большинство понимает, что она стала тормозом для развития науки. Значит, пришло время с устаревшей теорией расстаться и создать новую, более совершенную. Именно так и случилось с флогистоном.

Статуя Лавуазье
работы скульптора
Ж. Л. Майлье.
1853 г. Франция,
Лувр.



Аппарат Лавуазье
для «рекомбинации
воды», т. е.
воссоединения
воды из водорода
и кислорода.



Охота за элементами

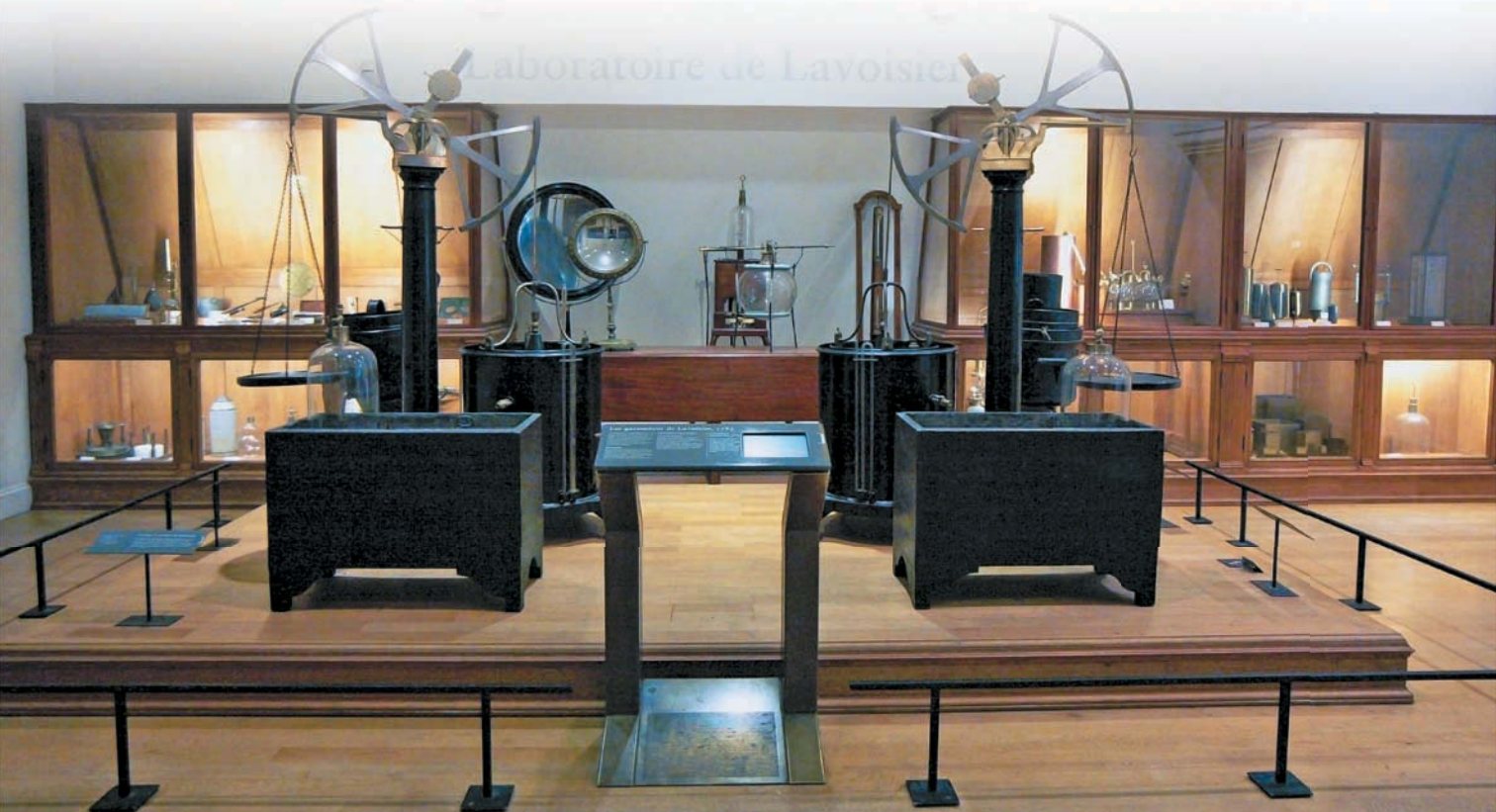
Судьба Лавуазье

Один из создателей современной химии Антуан Лоран Лавуазье родился в очень богатой семье. Его отец был адвокатом, и по его настоянию Антуан окончил юридический факультет Парижского университета, чтобы тоже стать адвокатом. Но Антуана больше привлекали естественные науки. Поэтому одновременно с юриспруденцией под руководством лучших парижских профессоров он изучал математику, астрономию, ботанику, минералогию и геологию, химию. Уже в возрасте 22 лет он представил работу в Академию наук на тему «О лучшем способе освещать улицы большого города», за которую в 1766 году был награждён золотой ме-

Лаборатория Лавуазье. Музей искусств и ремёсел. Париж, Франция.

далью академии. При выполнении этой работы ярко проявились качества Лавуазье как исследователя: необыкновенная настойчивость и целеустремлённость, изобретательность и тщательность при проведении экспериментов. Так, не имея приборов для измерения силы света (в то время их ещё не существовало), он полтора месяца провёл в тёмной комнате, чтобы повысить чувствительность глаз к свету. А участие в 1763—1767 годах в составлении минералогической карты Франции помогло молодому учёному выработать такие качества, как наблюдательность и тщательность ведения рабочих журналов.

Благодаря работам по химическому анализу минералов Лавуазье стал известен среди химиков. В 1768 году его избирают сверхштатным адъюнктом



Академии наук по химии, в 1774-м — экстраординарным, а в 1778-м — ординарным (то есть действительным) академиком. Во время Великой французской революции Лавуазье прилагал все силы, чтобы спасти Академию наук, но это ему не удалось: в 1793 году она была упразднена, а в следующем году жертвой революции стал и сам учёный. Таким образом, ему была отпущена четверть века, чтобы навсегда оставить своё имя в истории науки. Кроме научных работ, Лавуазье выполнял множество других обязанностей. В 1775 году он был назначен управляющим пороховым делом, и в результате за 13 лет производство пороха во Франции удвоилось, а его качество значительно улучшилось. Лавуазье сам жил в пороховом арсенале и здесь же устроил лабораторию, в которой выполнил основные свои исследования. Эта лаборатория фактически стала научным центром Парижа. В ней он устраивал демонстрации опытов, на которые приглашал не только химиков, пробуждая у широкого круга людей интерес к науке. Лавуазье выполнял и массу других поручений: занимался изучением тюремного дела, улучшением положения земледельцев, контролем качества продуктов, снабжением водой морских судов, организацией благотворительных учреждений и страховых касс, народного просвещения, школ пряжи и тканья... В 1790 году он стал секретарём и казначеем комиссии по выработке рациональной системы мер и весов. В результате была разработана метрическая система, распространившаяся постепенно по всему миру. Но основные интересы Лавуазье касались химии. В работе ему помогала жена Мария, которая, по сути, стала его секретарём. Она вела его рабочие журналы, переводила с английского научные статьи, рисовала и гравировала чертежи для его книг. На известной картине «Портрет господина Лавуазье и его жены» кисти Жака Луи Давида (1788 г.) супруги Лавуазье запечатлены у лабораторного стола (сейчас эта картина хранится в Метрополитен-музее в Нью-Йорке).

Огромный вклад Лавуазье в науку заключается в том, что он фактически создал новую систему понятий в химии, впервые правильно истолковал процессы горения, разработал новую химическую номенклатуру — удобный способ называния веществ. Лавуазье провёл эксперименты, выводы из которых оказали огромное влияние на химию и другие науки. Он, например, убедительно показал, как с помощью точного взвешивания можно не только получить новые научные данные, но и подтвердить научную теорию.

В качестве примера приведём опровержение одного заблуждения. Многие учёные в то время полагали, что вода при нагревании может самопроизвольно превращаться в твёрдое вещество. Действительно, когда «чистую» воду упаривали досуха, всегда обнаруживали некото-



Ж. Л. Давид. Портрет господина Лавуазье и его жены. 1788 г.

Титульный лист первого издания «Начального курса химии» Лавуазье.





Лавуазье и его жена.
Глиняный барельеф.

рое количество сухого остатка, который называли «землёй». Чтобы проверить это, Лавуазье в 1770 году взял наиболее чистую природную воду — дождевую, перегнал её последовательно восемь раз, налил в предварительно точно взвешенный стеклянный сосуд, который затем герметично закупорил, и снова взвесил. После этого Лавуазье нагревал сосуд с водой почти до кипения в течение 100 дней. После прекращения опыта оказалось, что в воде действительно появилась «земля». Однако повторное точное взвешивание сухого сосуда показало, что его масса уменьшилась, причём ровно настолько, сколько в нём образовалось твёрдого вещества. Таким образом, Лавуазье убедительно показал, откуда в воде появляется «земля» — просто стекло частично растворяется в горячей воде.

Лавуазье сделал также много других научных открытий. Найдя, что при сжигании органических соединений образуются вода и углекислый газ, он

установил, что в состав этих соединений входят углерод, кислород и водород. Одновременно Лавуазье выполнил первые анализы органических соединений путём их сжигания в определённом объёме кислорода и определения объёма выделившегося углекислого газа. Исследуя процессы брожения сахаристых веществ, Лавуазье установил, что виноградный сахар при этом расщепляется с образованием спирта и углекислого газа. Лавуазье провёл также измерения тепловых эффектов химических реакций и этим заложил основы новой науки — термохимии.

Очень важно, что Лавуазье, как истинный учёный, чётко разделял опытные факты и гипотезы. Так, по поводу возможности в будущем разложить некоторые «земли» на металл и кислород (что было сделано Дэви в начале XIX века) Лавуазье пишет: «Я высказываю здесь простое предположение и надеюсь, что читатель не смешает то, что я даю как фактическую и опытную истину, с тем, что ещё только гипотетично».



Большое значение для науки имела работа Лавуазье в составе комиссии по химической номенклатуре. В 1787 году Лавуазье совместно с рядом известных французских химиков предложил новую рациональную химическую номенклатуру. В соответствии с ней получили современные наименования многие простые и сложные неорганические соединения. Названия элементов подбирались так, чтобы по возможности отразить их свойства: кислород, водород, углерод, азот. Кислоты стали обозначать по названиям элементов или веществ, из которых они получались: серная кислота, соляная, азотная, угольная, фосфорная и т. д. Это значительно облегчило систематизацию веществ.

Весьма плодотворная и полная высочайших научных достижений жизнь Лавуазье была достаточно спокойной в бытовом плане. Как писал итальянский историк химии Микеле Джуа, «его жизнь до последних лет не представляет ничего, что могло бы привлечь особое внимание историка; но её финал, перенесённый стоически, ставит

Эксперименты Лавуазье с воздухом.

Лавуазье в ряды мучеников, достойных восхищения».

Знаменитый 93-й год стал гибельным не только для французской монархии. Лавуазье погубила принадлежность к Компании откупов, куда он вступил в 1769 году. В эту организацию входили 40 крупных финансистов, которые вносили в казну все государственные налоги за счёт собственных средств, а взамен получали право «откупать» эти налоги, взимая их с населения. Понятно, что внакладе они при этом не оставались, собирая вдвое больше потраченного, не считая большого жалованья. Поэтому народ ненавидел и систему откупа, и самих откупщиков. К 1791 г., когда система откупов была ликвидирована, Лавуазье нажил на ней огромное состояние — более миллиона ливров. Правда, значительную часть доходов от откупа он тратил на научные опыты. Но всё это не могло служить оправданием в глазах революционного Конвента.



Памятная медаль в честь А. Л. Лавуазье.

В 1793—1794 годах якобинцы развернули жестокий террор против «врагов народа», к которым причисляли любого, заподозренного во враждебности революции, будь то даже самые рьяные революционеры. По декрету от 24 ноября 1793 года были арестованы и все бывшие откупщики. Лавуазье мог скрыться, но отдался в руки властей, уверенный, что на суде сумеет опровергнуть обвинения, а его научные заслуги и широкая известность будут способствовать его оправданию. Однако в то страшное время одно только предъявление обвинения уже фактически означало смертный приговор. Вице-президент революционного трибунала в Париже Жан Батист Коффиналь на суде заявил: «Республика не нуждается в учёных», отказав Лавуазье в отсрочке на 15 дней, о которой тот просил, чтобы закончить важный научный опыт. К сожалению, почти никто, даже его ближайшие друзья-академики, ничего не сделал, чтобы способствовать спасению великого учёного. А ведь среди них были видные революционеры, в том числе известные химики Луи Бернар Гитон де Морво, Антуан Франсуа Фуркруа, Клод Луи Бертолле. Многие из них благополучно пережили годы террора, а при правлении Наполеона получили в награду за научные труды графские титулы и богатое жалованье.

Как утверждает биограф Лавуазье французский химик Луи Эдуард Гримо (1835—1900), жена Лавуазье говорила,

что её муж стал жертвой не столько революции, сколько учёных, которые не спасли его. Возможно, ими руководил страх за собственную жизнь, ведь в годы террора от гнева диктатора не спасает самое высокое положение. Когда химик Фуркруа в Комитете общественного спасения попытался что-то сказать в защиту Лавуазье, Робеспьер разразился по его адресу такими угрозами, что один из членов Комитета немедленно сообщил Фуркруа, что его жизни угрожает опасность.

Официальную петицию в защиту Лавуазье направили только математик Ж. Ш. Борда и минералог Р. Ж. Аюи. Она не возымела действия, и Лавуазье вместе с другими откупщиками был приговорён к смерти. В формулировке приговора, как это обычно бывает в подобных случаях, фигурировали самые нелепые обвинения, например в том, что Лавуазье подмачивал табак и добавлял в него вредные для здоровья вещества. Лавуазье был гильотинирован 8 мая 1894 года. Смерть он встретил достойно и мужественно. Узнав об этом, знаменитый математик Ж. Л. Лагранж сказал не менее знаменитому математику и физика Ж. Л. Даламберу: «Понадобилось лишь одно мгновение, чтобы отрубить эту голову, но, может быть, и столетия будет мало, чтобы создать подобную ей». Через два года Лавуазье был посмертно реабилитирован.

После падения Робеспьера Коффиналь бежал, но был выдан, присуждён к смерти и казнён 18 ноября 1794 года, пережив свою жертву на полгода; история знает немало подобных случаев.

Жена Лавуазье пережила мужа на 42 года. Её жизнь не была счастливой. В 1805 году она вышла замуж за известного английского физика Бенджамина Томпсона, графа Румфорда, но вскоре супруги развелись. Об их отношениях можно судить по тому, что после очередной ссоры графиня полила кипятком любимые цветы супруга...

Современные историки науки единодушны в мнении, что «работы Лавуазье произвели в химии, пожалуй, такую же революцию, как два с половиной века до того открытия Коперника в астрономии».

Охота за элементами

От Дальтона до Менделеева

До начала XIX века теория, в соответствии с которой все вещества состоят из атомов, была чисто умозрительной и мало отличалась от воззрений древних. Даже те учёные, которые соглашались с ней, считали эту теорию скорее философской и никак не связанной с задачами, которые должны решать химики в своей повседневной работе. Основу современной атомистики заложил английский учёный Джон Дальтон (1766—1844). Огромная заслуга Дальтона в том, что он впервые начал рассматривать атомистическую теорию не как абстрактную философскую концепцию, а как реальность. Каждому известному элементу у Дальтона соответствовал свой сорт атомов — со своей массой и своими свойствами. А раз так, можно было на основании экспериментов с *реальными* веществами, состоящими из *реальных* атомов, проверять те или иные следствия, которые вытекали из его предположений. Это была настоящая научная теория, которая могла быть и ошибочной, но могла также оказаться верной. А главное — эксперименты, целенаправленно проведённые с учётом новой теории, могли дать очень важные сведения о самих атомах, например, о том, какие из них тяжелее, чем другие, и во сколько раз. А следовательно, и химические расчёты, и получение новых веществ можно будет проводить целенаправленно, комбинируя в нужных сочетаниях атомы разных элементов. Такое Демокриту не могло даже придаться!

Основные положения своей теории Дальтон сформулировал в дневниковой записи от 6 сентября 1803 г. Первые два утверждения полностью соответствуют идеям Демокрита, но остальные являются принципиально новыми. Вот эти положения.

1. Материя состоит из мельчайших первичных частиц — атомов.

2. Атомы неделимы, не создаются и не разрушаются.

3. Все атомы данного элемента одинаковы и имеют один и тот же неизменный вес.

4. Атомы разных элементов обладают разным весом.

5. Частица сложного вещества (современному — химического соединения) состоит из определённого числа атомов разных элементов.

6. Вес такой сложной частицы равен сумме весов составляющих её атомов.

На основании таких простых и понятных постулатов Дальтон построил свою теорию. Он вывел её, исходя, как и Лавуазье, из строгих количественных соотношений в химических реакциях.

Дальтоновские символы элементов.

ELEMENTS			
○ Hydrogen 1	⊕ Silicon 46		
⊖ Azote 5	⊗ Barytes 68		
⊙ Carbon 57	⊖ Iron 50		
○ Oxygen 7	⊖ Zinc 56		
⊖ Phosphorus 9	⊖ Copper 56		
⊕ Sulphur 13	⊖ Lead 90		
⊖ Magnesia 20	⊖ Silver 190		
⊖ Lime 24	⊖ Gold 190		
⊖ Soda 28	⊖ Platin		
⊖ Potash 42	⊖ Merc		

Памятник
Дж. Дальтону
(скульптор
Ф. Л. Чантри,
1837 г.).





Дж. Дальтон. Гравюра У. Г. Вортингтона по картине Дж. Аллена (из книги Г. Роско «Джон Дальтон и рост современной химии», 1895 г.).

Здесь ключевым является пятый пункт, а в нём — слово «определённый». Дальтон обратил внимание на, в общем-то, не новый факт: один и тот же элемент может соединяться с другим элементом в разных соотношениях, причём при этом образуются разные вещества. А самое главное — в этих веществах массы второго элемента, приходящиеся на единицу массы первого, кратны друг другу и соотносятся как небольшие целые числа. В этом состоит сущность открытого Дальтоном нового закона в химии.

Вот один из примеров, которые приводил Дальтон. Углерод может соединяться с кислородом в разных соотношениях. При этом получаются разные вещества, в которых на 3 части углерода приходится либо 4, либо 8 частей кислорода (это угарный газ CO и углекислый газ CO_2). То есть массовые соотношения углерода и кислорода равны в одном газе $3 : 4$, в другом — $3 : 8$. Значит, на 1 часть углерода в этих газах приходится $4/3$ и $8/3$ частей кислорода, а между собой массы кислорода относятся как $4 : 8$, или

$1 : 2$. То есть как небольшие целые числа. Впоследствии были открыты и другие соединения углерода и кислорода, о которых знают далеко не все химики. В одном из них на 1 массовую часть углерода приходится $8/9$ частей кислорода. Это так называемый недооксид углерода C_3O_2 , ядовитый газ с резким запахом. Под действием света от него отщепляется CO и образуется ещё один оксид углерода C_2O . Соотношение масс углерода и кислорода в нём составляет $3 : 2$. В трихине C_6O_6 соотношение между массами углерода и кислорода такое же, как в угарном газе CO , но строение этого вещества совершенно другое. В меллитовом ангидриде C_{12}O_9 углерода и кислорода по массе содержится поровну. И для всех этих соединений массовое соотношение углерода и кислорода равно $1 : 1$. Если выписать все эти соотношения и провести с ними простые арифметические выкладки, то окажется, что массы кислорода в указанных соединениях относятся как $6 : 8 : 9 : 12 : 18$. То же получились целые числа, хотя их вряд ли можно назвать небольшими. Правда, если исключить из рассмотрения оксид C_3O_2 (он даёт восьмёрку), получим ряд из меньших чисел: $2 : 3 : 4 : 6$.

А вот другие примеры, которые использовал Дальтон для создания своей теории. Сера соединяется с кислородом в массовом соотношении $1 : 1$ или $2 : 3$ (образуются оксиды SO_2 и SO_3). В известных Дальтону соединениях углерода и водорода на одну и ту же массовую часть углерода приходилась 1 или 2 части водорода (это были этилен C_2H_4 и метан CH_4). Было ещё несколько подобных примеров. Из известных современным химикам примеров можно привести соединения азота и кислорода, которых существует шесть. Массы азота и кислорода в них относятся как $7 : 4$, $7 : 8$, $7 : 12$, $7 : 16$, $7 : 20$ и $7 : 24$, то есть на одну и ту же массовую часть азота в них приходится 1, 2, 3, 4, 5 и 6 массовых частей кислорода. Опять получается ряд небольших целых чисел!

Дальтон понял, что подобные примеры указывают на очень важную закономерность в химии: соотношения масс элементов в сложных веществах (это

«Философские журналы»

Не следует особенно удивляться названию общества, перед которым выступал учёный: такова была английская традиция. Старейший английский научный журнал, основанный в Лондоне в 1665 году, назывался «Philosophical Transactions» («Труды философского общества»). «Философское» название имеет и другой английский научный журнал: «The Philosophical Magazine» («Философский журнал»). Он образовался в 1814 году в результате слияния двух журналов тоже с «философскими» названиями: «The Philosophical Magazine», основанного в 1798 году, и «Philosophical Journal», основанного в 1797 году. В 1827 году «Философский журнал» объединился с издававшимися в Эдинбурге «Анналами философии». «The Philosophical Magazine» издаётся поныне. В нём публиковали свои работы многие выдающиеся учёные XX века: в этом журнале печатались вовсе не философские труды, а статьи, посвящённые теоретической, экспериментальной и прикладной физике; именно на его страницах были опубликованы многие пионерские работы Э. Резерфорда и других крупнейших физиков. До сих пор в англоязычных странах получивших учёную степень доктора наук по старинной традиции называют докторами философии — Philosophy Doctors, сокращённо PhD (читается «пи-эйч-ди»).

Платон, наверное, долго ломал бы голову, соображая, как эти странные числа, которыми оперировал Дальтон, можно подогнать к его теории строения мира. Дальтон же понял, что в его руках находится мощный инструмент. Но как им воспользоваться? Мог ли Дальтон на основании сравнения масс различных соединений сделать правильные выводы об относительной массе атомов? Его рассуждения сводились к следующему. Мы не знаем, в каком именно соотношении находится число атомов разных элементов в том или ином веществе.

соотношение находится из эксперимента) как-то связано с соотношением масс самих атомов, из которых эти вещества состоят! Найденную закономерность Дальтон выразил в виде закона кратных отношений, носящего его имя. Закон этот гласит: «Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходится такие массы другого, которые относятся между собой как небольшие целые числа».

Это была революция в химии — появлялась принципиальная возможность «взвесить» атомы! «Насколько я знаю, — пишет Дальтон, — вопрос об относительном весе конечных частиц тел совершенно нов». Понятно, что под «конечными частицами» Дальтон подразумевает атомы. Впервые Дальтон публично сообщил о своей атомной теории в докладе, прочитанном 20 октября 1803 года в Манчестерском литературно-философском обществе; затем его статья была напечатана в «Записках» этого общества.



Дж. Дальтон. 1840 г.

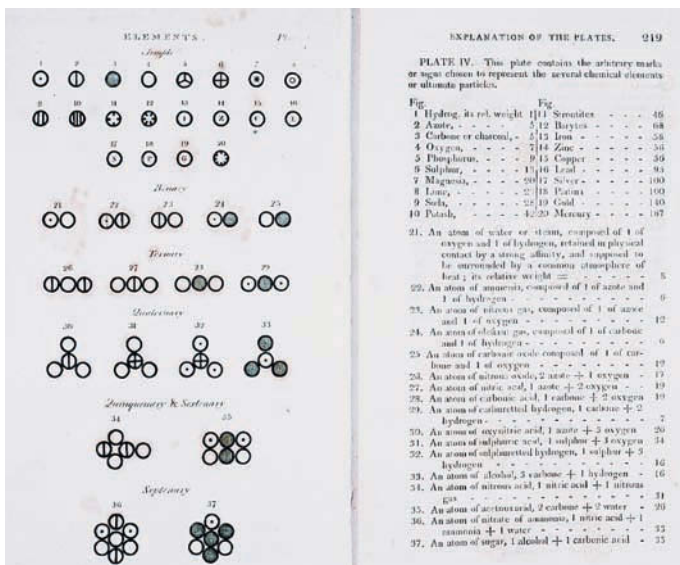
Но мы знаем, в каком соотношении находятся их массы. Если бы мы знали, во сколько раз одни атомы тяжелее других, мы смогли бы правильно записать формулу вещества. Это можно показать на таком примере. Точное определение состава воды показывает, что на 1 массовую часть водорода приходится 8 массовых частей кислорода. Можно ли на этом основании узнать формулу воды? Оказывается, нет: ведь мы не знаем, во сколько раз атом кислорода тяжелее атома водорода. Если, например, принять, что в восемь раз, то формула воды будет HO , если в 16 раз, то H_2O ($2 : 16 = 1 : 8$), если в 24 раза, то H_3O ($3 : 24 = 1 : 8$).

Другой пример. Эксперимент показывает, что в двух оксидах серы соотношение масс серы и кислорода равно 1 : 1 и 2 : 3. Если принять, что атомы кислорода и серы имеют равную массу, то формулы этих оксидов будут SO и S_2O_3 (что неверно). Если же принять, что атом серы вдвое тяжелее атома кислорода, то формулы этих оксидов будут SO_2 и SO_3 (эти формулы правильные). Но как это узнать? Можно, конечно, попытаться сравнить соединения серы и кислорода с водородом, то есть проанализировать сероводород и воду. Но чтобы узнать, во

сколько же раз атом серы тяжелее атома кислорода, нужно знать правильные формулы и сероводорода, и воды! Получается замкнутый круг: чтобы узнать соотношение масс атомов, нужно знать формулы соединений, а чтобы правильно записывать формулы, нужно знать правильное соотношение масс. Выходит, что правильное определение соотношения масс атомов во времена Дальтона было почти неразрешимой задачей. Тем более что и экспериментальные данные о соотношениях элементов в разных веществах часто были очень неточными. Поэтому и формулы многих веществ во времена Дальтона записывали неправильно.

Тем не менее Дальтон записывает формулы различных веществ. Как он рассуждал? Он исходил из двух принципов. Первый заключался в следующем. Водород образует соединения со многими элементами: кислородом, серой, углеродом, азотом, фосфором... Анализ этих соединений показывает, что массовая доля водорода в них всегда меньше 50%. Так, в метане водорода по массе 25%, в аммиаке — 17,6%, в этилене — 14,3%, в воде — 11%, в сероводороде — 5,9% и т. д. Значит, делает вывод Дальтон, у водорода из всех элементов самая маленькая масса. И это не удивительно: ведь водород — самый лёгкий газ. Поэтому массу одного атома водорода Дальтон принимает равной единице. А массы атомов других элементов он определяет на основании анализа соединений этих элементов с водородом.

Второй принцип, которым руководствовался Дальтон: атомы в веществах соединяются друг с другом в самых простых соотношениях. Например, в воде соотношение атомов водорода и кислорода он принимает равным 1 : 1, то есть формула воды по Дальтону — HO . И если это так, то из экспериментальных данных по составу воды легко рассчитать относительные массы этих атомов. Согласно анализам, проведённым Лавуазье, вода состоит из 85% кислорода и 15% водорода, соотношение масс 5,67 : 1. Дальтон округлил это значение до 5,5 : 1, откуда получил относительную (отно-



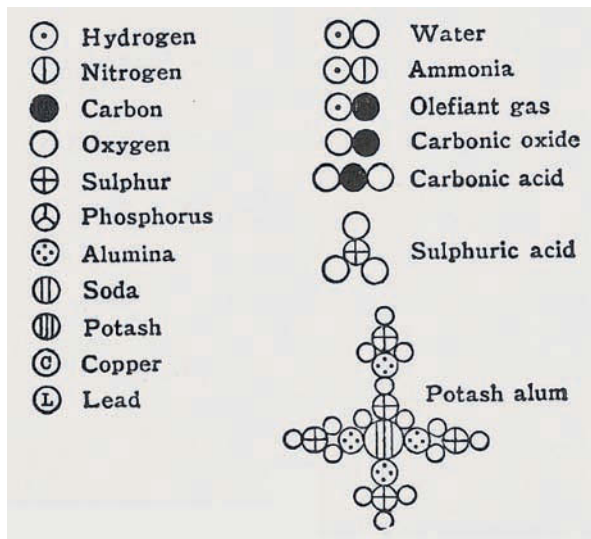
Изображения атомов и молекул из книги Дж. Дальтона «Новый курс химической философии». 1808 г.

сительно водорода) массу атома кислорода: 5,5. Таким образом, Дальтон вводит в химию важнейшее понятие — относительную атомную массу для разных элементов. Вот что у него получилось в самой первой в истории науки таблице атомных масс (атомных весов):

Водород	1
Азот	4,2
Углерод	4,3
Кислород	5,5
Фосфор	7,2
Сера	14,4

Эти значения пока ещё очень сильно отличаются от современных. Так, масса атомов азота на самом деле не в 4,2, а в 14 раз больше массы атомов водорода; атом серы тяжелее атома водорода в 32 раза и т. д. Конечно, ошибка связана прежде всего с неправильной записью формул: HO для воды, NH для аммиака, HS для сероводорода... (На самом деле верны формулы H_2O , NH_3 , H_2S , но надёжно установить это удалось не скоро — только после открытия закона Авогадро в 1811 г. и признания этого закона всеми химиками ещё через несколько десятков лет!) Другая причина ошибочных атомных масс — в неточности анализов, результатами которых пользовался Дальтон. Со временем, по мере совершенствования техники химического эксперимента, Дальтон уточнял свою таблицу. Так, более точные анализы Гей-Люссака и Гумбольдта показали, что в воде содержится не 85, а 87,4% кислорода и 12,6% водорода. Тогда соотношение масс для формулы воды HO будет 6,94 : 1. Дальтон округляет это значение и уточняет относительную массу атома кислорода, которая теперь у него равна 7. И если бы Дальтон знал истинную формулу воды (H_2O), то масса кислорода у него получилась бы вдвое больше, что уже близко к современному значению 16.

В последующем, когда уточнили массовые соотношения элементов в разных веществах, некоторые формулы были исправлены, но многие всё равно оставались неверными. Причина была прежней: соотношение числа атомов



Различные символы, использованные Дж. Дальтоном для обозначения атомов и молекул.

разных элементов в мельчайшей частице вещества (молекуле) оставалось неизвестным и принималось произвольно (как в случае воды).

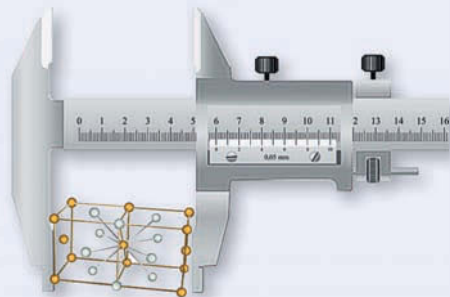
Атомы разных элементов Дальтон обозначал разными фигурками, запомнить которые было довольно трудно, трудно было их также печатать в книгах. Позднее шведский химик Йёнс Якоб Берцелиус (1779—1848) предложил очень простой способ для обозначения атомов — по первой букве названий элементов на латинском языке. Если же буквы у разных названий оказывались одинаковыми, то надо было брать вместо одной буквы две. Например, водород на латыни — Hydrogenium («рождающий воду»), а знак элемента — H. Но в русском языке эта буква читается, в том числе и в формулах, не как в латинском языке («ха»), а как во французском («аш» — от французского названия этой буквы). Такова традиция. Углерод — Carboneum, знак C (читается «це»), кислород — Oxygenium («рождающий кислоты»), знак O, азот — Nitrogenium («рождающий селитру»), знак N (читается «эн»), сера — Sulphur, знак S (читается «эс») и т. д. В записях химических формул и химических реакций символы элемента — это «буквы» химической азбуки, формулы — это «слова», а уравнения ре-

Какая точность возможна?

Уточнения относительных атомных масс продолжались более полутора веков после работ Дальтона. Впервые достаточно точно отношение масс водорода и кислорода в воде определил в 1842 году французский химик Жан Батист Андре Дюма (1800—1884); он получил соотношение масс $O : H = 7,98 : 1$. В 1885 году американский химик (и священник) Эдвард Морли получил значение 7,9396; в 1933-м американский физик Кеннет Бейнбридж — 7,9383; современное значение — 7,9367. Значит ли это, что один атом кислорода во столько же раз тяжелее атома водорода? Нет, не значит. Ведь мы пока не знаем правильную формулу воды. Но вот что интересно: даже из правильной формулы воды H_2O не следует, что масса атома кислорода в $7,9367 \cdot 2 = 15,8734$ раза больше массы атома водорода. Более того, вопрос «о точном соотношении масс атомов кислорода и водорода», оказывается, неправильный! Дело в том, что в XX веке выяснили, что в природе существует несколько разновидностей атомов и водорода, и кислорода (они называются изотопами этих элементов). Например, кроме обычного водорода в природе есть также тяжёлый водород (он называется дейтерием), атомы которого вдвое тяжелее обычного. Тяжёлый водород присутствует и в воде, и в сероводороде, и в аммиаке — во всех соединениях, в которых водород встречается. Правда, его в природе немного — всего 0,015%. Поэтому в среднем атомная масса природного водорода почти такая же, как и у его лёгкой разновидности. Учёные смогли выделить тяжёлый водород в чистом виде, а также получить воду, в которой все атомы водорода замещены

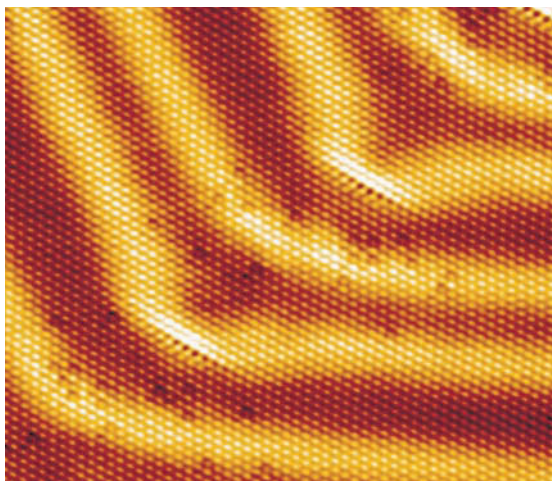
дейтерием. Такая вода называется тяжёлой. По своим свойствам она отличается от обычной: замерзает при $+3,8^\circ C$, кипит при $101,4^\circ C$, тяжелее обычной воды на 10,6%. Природный кислород тоже состоит из трёх изотопов. Массы их атомов больше массы атома лёгкого водорода в 16, 17 и 18 раз, то есть изотопы кислорода различаются по массе не так сильно, как изотопы водорода. Содержание двух «тяжёлых кислорода» в природе составляет соответственно 0,038 и 0,2%.

Итак, можно говорить только о том, во сколько раз *средняя* масса встречающихся в природе атомов кислорода (с учётом их распространённости) больше *средней* массы встречающихся в природе атомов водорода (также с учётом их распространённости). Поскольку тяжёлых изотопов водорода и кислорода в природе очень мало, средняя атомная масса кислорода отличается от средней атомной массы водорода почти точно в 16 раз. Но бывает и иначе. Например, атомов хлора в природе две разновидности с атомными массами 35 и 37. Причём лёгкого изотопа около 76%, а тяжёлого соответственно примерно 24%. Вот и получается, что *средняя* атомная масса хлора близка к 35,5. Когда-то такие дробные значения атомных масс очень удивляли химиков, которые ничего не знали ни о строении атомов, ни о существовании изотопов...



акций — «предложения». Используя химическую символику, различные формулы, даже очень сложные, можно записать совсем просто. Например, формула сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, формула фермента аминоксиферазы $C_{2087}H_{3316}N_{570}O_{606}S_{11}$ и т. д. (Правда, эти формулы показывают толь-

ко, какие атомы и в каких количествах содержатся в молекулах этих веществ, но ничего не говорят о том, в каком порядке атомы между собой соединены, и тем более о том, как они расположены в пространстве.) На этом «языке» говорят сегодня все химики мира; прочи-



Изображение кристаллической решётки золота, полученное с помощью сканирующего туннельного микроскопа.

тав формулы, бразильский химик легко поймёт японского, хотя может не знать ни одного слова по-японски, а японец — по португальски.

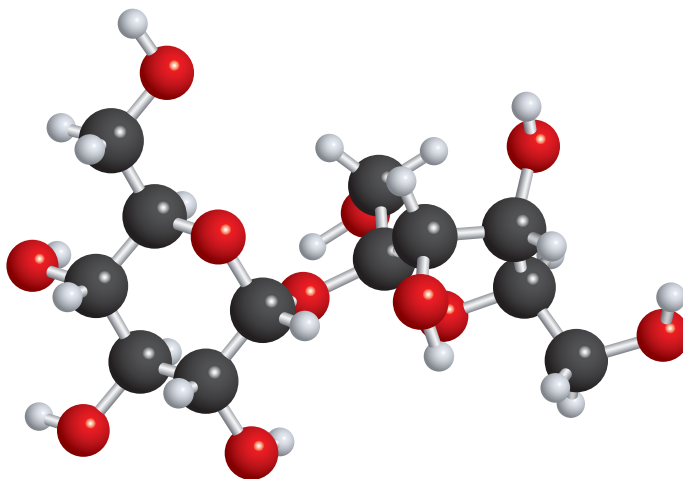
Помимо простых соотношений масс в пользу атомного строения вещества были и другие доводы. Например, существование красивых кристаллов разной формы можно было объяснить тем, что они построены из атомов, которые соединены друг с другом по определённым правилам. А вот из равнобедренных треугольников (как у Платона) многие кристаллы построить невозможно.

Дальтон, чтобы его теория была понятной и наглядной, демонстрировал на своих лекциях разноцветные кубики, которые символизировали атомы разных элементов. Из этих кубиков, беря их в нужных количествах, он составлял различные химические соединения. Не все слушатели Дальтона хорошо понимали суть его теории. Когда одного из студентов спросили, что такое атомы, тот ответил: «Атомы — это разноцветные деревянные кубики, которые мистер Дальтон показывает на лекциях»...

Как уже говорилось, массы атомов Дальтон выражал в относительных единицах; так же делают и современные химики, хотя и по другой причине. Дальтон не мог взвесить отдельный атом, который так мал, что не виден даже

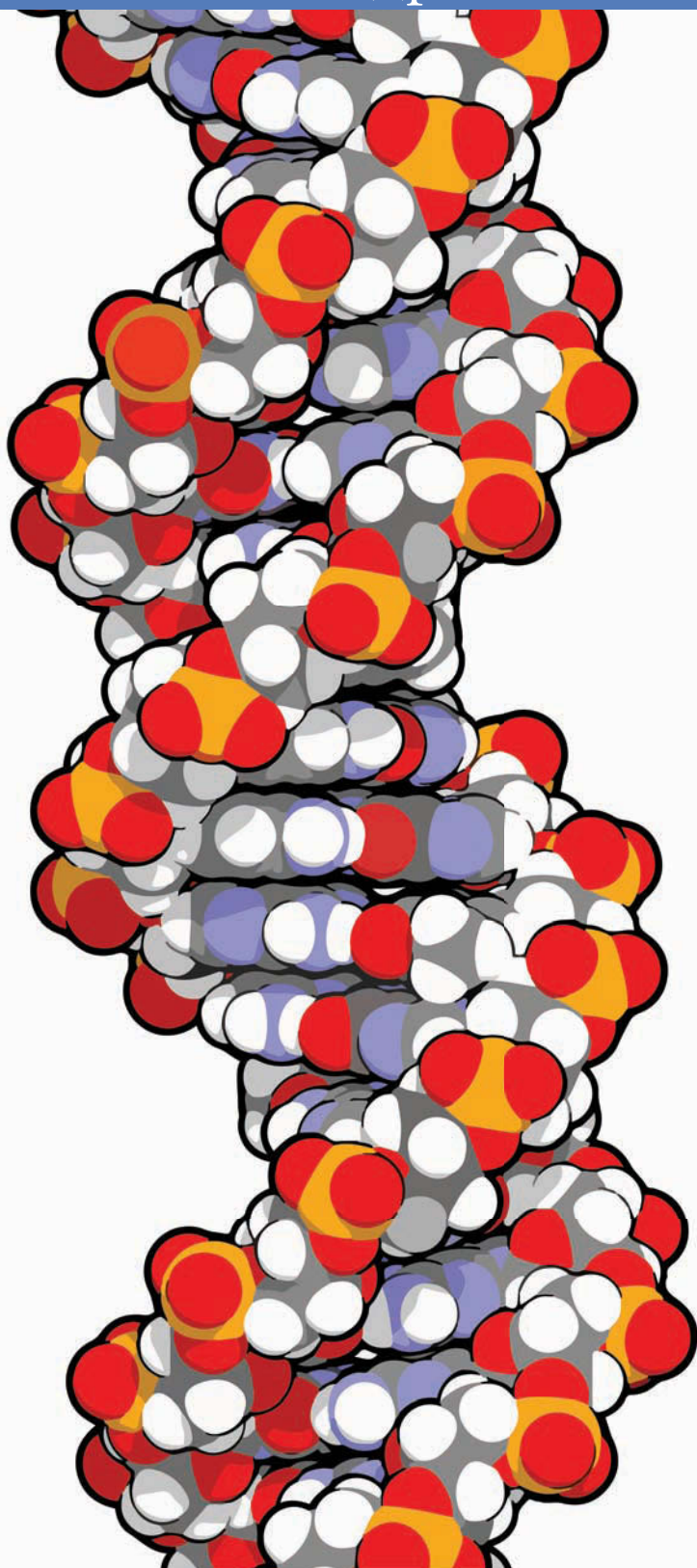
в микроскоп! Можно было бы взвесить кусок простого вещества, состоящего из одинаковых атомов. Но тогда для определения массы одного атома надо было точно знать, сколько атомов в этом куске. Во времена Дальтона (и даже спустя почти 100 лет) этого не знали. В XX веке химики и физики определили, сколько атомов содержится, например, в одном миллиграмме золота — маленькой, едва заметной крупинке. Оказалось — астрономическое число: $3,06 \cdot 10^{18}$ атомов! Теперь известно, что масса одного атома золота равна $3,271 \cdot 10^{-22}$ г. Известны массы атомов и других элементов. Но с такими числами работать неудобно, поэтому химики продолжают, вслед за Дальтоном, использовать относительные массы атомов (правда, единица измерения теперь у них другая, в этой шкале масса атома золота равна 197, а более точно, 196,966469 — вот какой невероятной точности достигли современные измерения!). Сумели построить и приборы, которые позволили разглядеть отдельные атомы. Теперь уже никто не может усомниться в том, что атомы существуют на самом деле! Впрочем, их греческое название (*átomos* — «неделимый») не соответствует действительности: атомы состоят из более мелких «деталей» — протонов, нейтронов и электронов, а есть и ещё более «элементарные» частицы — кварки. Но этот «конструктор» уже не для химиков, его используют для «постройки материи» физики.

Модель молекулы сахарозы.



Охота за элементами

«Взвешивание» атомов и молекул. Закон Авогадро



Во многих веществах атомы довольно прочно соединены друг с другом в группы, которые называются молекулами (в переводе с латинского это слово означает «маленькая масса»). Из молекул состоят все газы и жидкости, многие твёрдые тела (например, сахар, лимонная кислота). Молекулы бывают разные. Есть среди них маленькие — молекулы водорода (H_2), кислорода (O_2), азота (N_2) — они содержат всего два небольших атома (цифра внизу справа от символа элемента указывает на число атомов этого элемента в молекуле). Молекулы углекислого газа (CO_2) и воды (H_2O) состоят из трёх атомов. Бывают молекулы побольше; например, молекула сахара содержит 12 атомов углерода, 22 атома водорода и 11 атомов кислорода, её химическая формула $C_{12}H_{22}O_{11}$. А бывают просто гигантские молекулы. Они встречаются во всех живых существах. Это молекулы белков, молекулы вещества наследственности — дезоксирибонуклеиновой кислоты (ДНК), многие другие. Такие молекулы могут содержать миллионы атомов! Но даже эти огромные по сравнению с другими молекулы оправдывают название «маленькая масса», потому что они столь малы, что их невозможно взвесить и на самых чувствительных весах.

В пользу существования молекул говорили многие факты. Молекулярной теории теплоты придерживался М. В. Ломоносов. Из газового закона Бойля — Мариотта тоже можно было сделать вывод, что давление газа обусловлено многочисленными ударами его молекул о стенки сосуда. С повышением темпера-

Модель молекулы ДНК — гигантской молекулы, содержащей много миллиардов атомов.



Ж. Л. Гей-Люссак, французский физик и химик.

туры скорости молекул растут, увеличиваются частота и интенсивность их ударов о стенки, поэтому растёт давление. То же происходит и при постоянной температуре в случае уменьшения объёма: число молекул в единице объёма возрастает, значит, о стенки ударяется больше молекул.

В 1808 году французский физик и химик Жозеф Луи Гей-Люссак (1778—1850) совместно с немецким естествоиспытателем Александром Гумбольдтом (1769—1859) сформулировал важнейший для развития химии закон объёмных отношений. Согласно этому закону, реагирующие газы соединяются таким образом, что соотношение между их объёмами, а также объёмом газообразного продукта реакции выражается простыми целыми числами (при условии, что температура и давление остаются постоянными). Так, 2 объёма водорода соединяются с 1 объёмом кислорода, давая 2 объёма водяного пара; 1 объём хлора соединяется с 1 объёмом водорода, давая 2 объёма нового газа — хлороводорода; 3 объёма водорода, реагируя с 1 объёмом азота, образуют 2 объёма аммиака и т. д.

В 1811 году итальянский учёный Амедео Авогадро (1776—1856), размышляя над тем, как можно объяснить закон объёмных



А. Гумбольдт, знаменитый немецкий естествоиспытатель.

ёмных отношений, предположил, что если взять несколько одинаковых сосудов с разными газами, то число молекул каждого газа в этих сосудах будет одинаковым, если одинаковы условия (температура и давление). Гипотеза Авогадро, подтверждённая многими опытами, стала законом: *в равных объёмах газов при одинаковых условиях содержатся равные количества молекул*. Этот закон оказал огромное влияние на развитие химии. Из него следовал очень важный вывод: взвесив одинаковые сосуды с разными газами, находящимися в одинаковых условиях, мы сразу определяем относительные массы молекул этих газов! Например, масса одного кубометра газа водорода при атмосферном давлении равна 90 г, а другого газа — кислорода — 1430 г. Отсюда следует, что молекула кислорода в 16 раз тяжелее молекулы водорода (понятно, что не обязательно взвешивать кубометры газов, можно и литры). Так, не видя молекул, учёные узнали, что среди них есть лёгкие и тяжёлые. Например, молекула хлора тяжелее молекулы водорода в 35,5 раза, молекула иода — в 127 раз, а молекула самого тяжёлого газа — шестифтористого урана (именно этот газ используют при обогащении урана, отделяя его «взрыв-



А. Авогадро, итальянский учёный.

чатый» изотоп от других) тяжелее молекулы водорода в 176 раз!

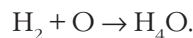
Закон Авогадро, однако, не давал ещё возможности определить состав молекул. Например, из него непосредственно никак не следовало, что в молекулах водорода и кислорода именно по два атома, а не по одному, по три или даже больше. А может быть, в этих молекулах разное число атомов? То же относится и к составу сложных веществ. Например, по уточнённым данным, соотношение масс водорода и кислорода в воде составляет 1 : 8. Как мы уже говорили, взвешивание этих газов показало, что молекула кислорода в 16 раз тяжелее молекулы водорода. И что отсюда следует? Можно ли по этим данным определить правильную формулу молекулы воды? Очевидно, что нельзя. Например, если молекулы водорода двухатомные (H_2), а кислорода — одноатомные (O), то масса одного атома кислорода будет в 32 раза больше массы атома водорода, и формула воды H_4O . Если молекулы и водорода, и кислорода двухатомные (H_2 и O_2), то масса одного атома кислорода будет в 16 раз больше массы атома водорода, и формула воды H_2O . Наконец, если молекулы

водорода одноатомные (H), а кислорода — двухатомные (O_2), то масса одного атома кислорода будет в 8 раз больше массы атома водорода, и формула воды HO. Аналогично можно рассматривать и другие варианты. Сделать однозначный логический выбор между этими вариантами на основании только анализа воды и закона Авогадро нельзя.

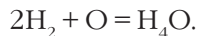
Чтобы пояснить этот вывод, рассмотрим эти варианты, используя закон объёмных отношений, закон Авогадро и результаты анализа воды (соотношение масс водорода и кислорода в ней равно 1 : 8). Запишем соответствующие схемы, а затем уравнения реакций для разных предположений.

Вариант 1. Молекулы водорода двухатомные, а кислорода — одноатомные.

Уравнение реакции:



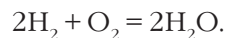
Подбираем коэффициенты (это числа перед формулами веществ, они должны быть такими, чтобы число атомов в молекулах исходных веществ и продуктов было одинаковым, поскольку атомы в ходе реакции не создаются и не исчезают):



Соотношение объёмов газов 2 : 1 : 1.

Вариант 2. Молекулы и водорода, и кислорода двухатомные.

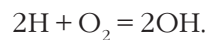
Уравнение реакции после подбора коэффициентов:



Соотношение объёмов 2 : 1 : 2.

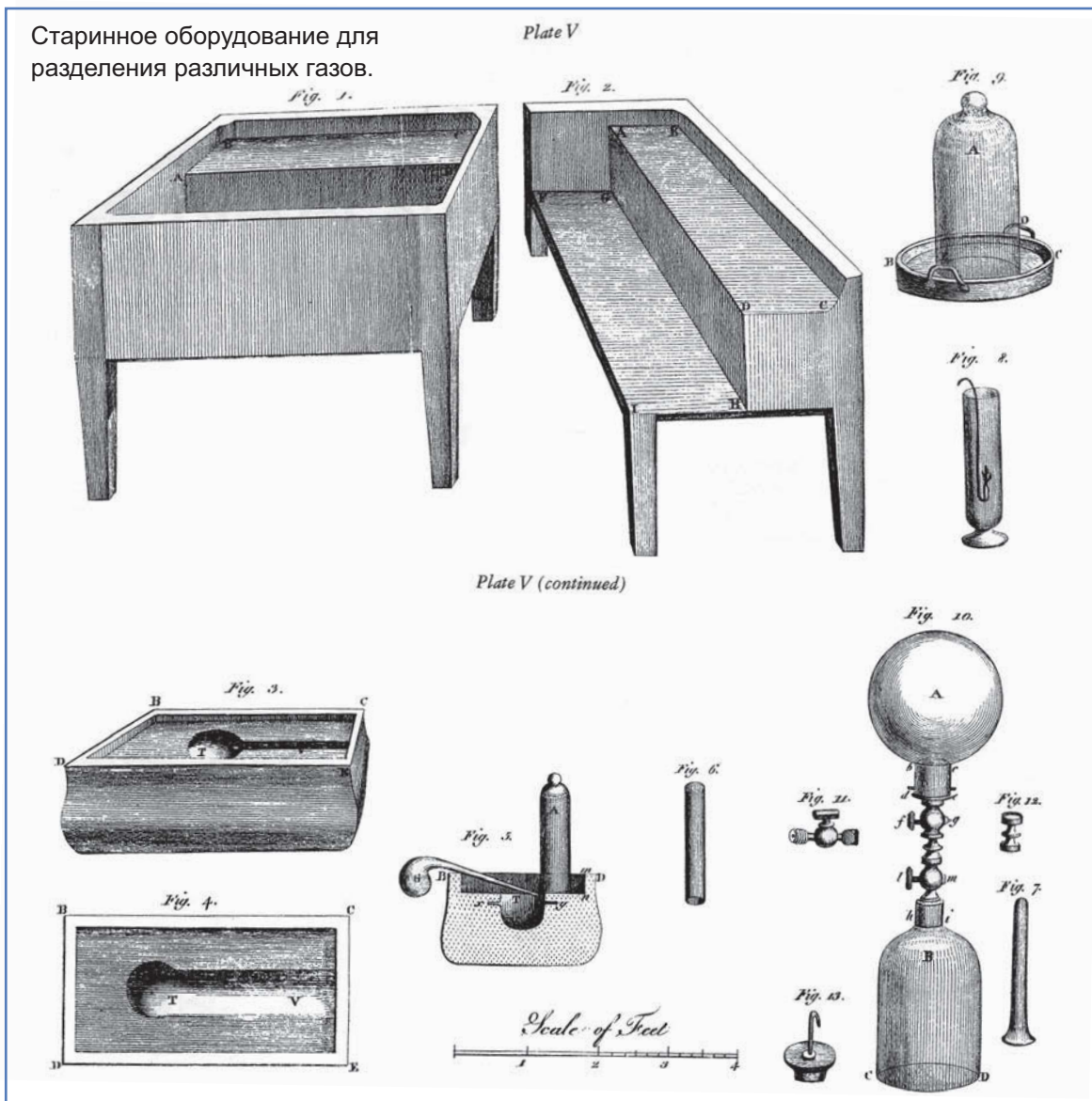
Вариант 3. Молекулы водорода одноатомные, а кислорода — двухатомные.

Уравнение реакции после подбора коэффициентов:



Соотношение объёмов 2 : 1 : 2.

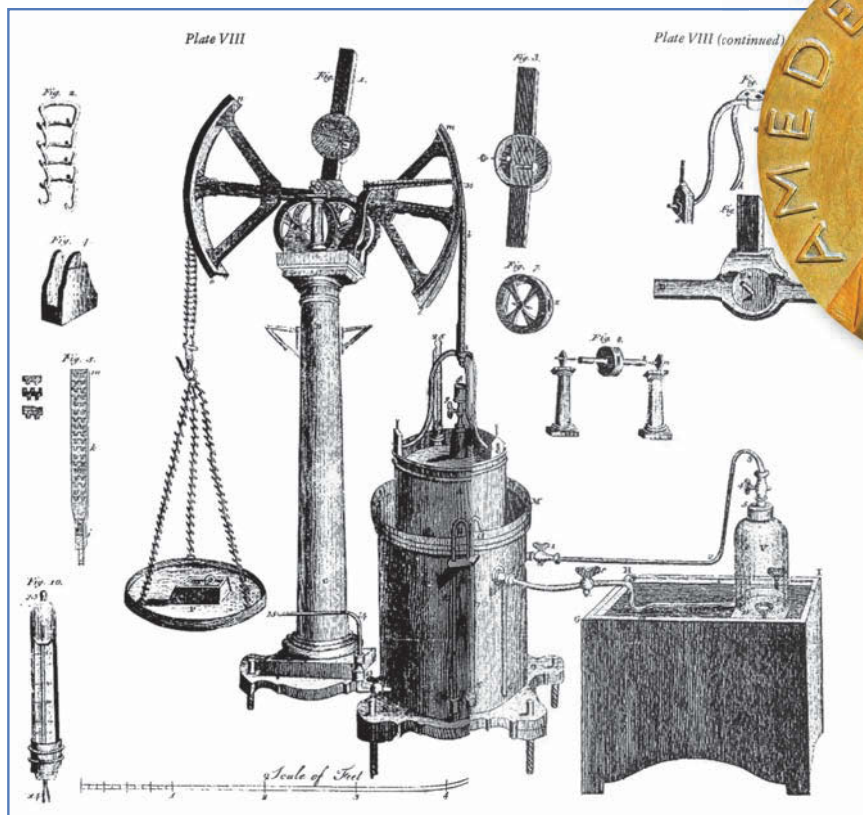
Итак, первый вариант мы можем сразу отбросить, тогда как второй и третий соответствуют эксперименту. Какой из них правильный?



Ответить на этот вопрос можно лишь на основании других опытов. Из них следует, например, что равные объёмы водорода и хлора дают удвоенный объём хлороводорода. Этот факт сразу отвергает возможность одноатомных молекул водорода: реакция $H + Cl = HCl$ не даёт удвоенного объёма HCl . Не годятся и уравнения типа $H + Cl_2 = HCl_2$. Получить удвоенный объём хлороводорода можно лишь для такой реакции: $2H_2 + Cl_2 = 2HCl$. Следовательно, молекулы водорода (а также хлора и кислорода!) двухатомные и верно уравнение во втором

из рассмотренных выше вариантов: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$. Удивительно, что такие не очень сложные логические построения на протяжении долгого времени не могли убедить некоторых химиков в справедливости (и мощи) закона Авогадро. К сожалению, теория Авогадро в течение нескольких десятилетий оставалась практически незамеченной.

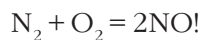
Вероятно, отчасти это объясняется тем, что в то время отсутствовала простая и ясная запись формул и уравнений химических реакций. Берцелиус, имевший непререкаемый авторитет среди химиков, отверг гипотезу Авогад-



Медаль Авогадро.
1956 г.

Старинное
оборудование
для газометрии —
измерения
веса и объема
газообразных
веществ.

ро. С ним согласились и другие химики. Например, Джон Дальтон указывал, что если бы 1 л азота и 1 л кислорода содержали одинаковое число молекул, то в соответствии с уравнением реакции $N + O = NO$ при взаимодействии этих газов образовался бы 1 л оксида азота NO. А это противоречило эксперименту: 1 л азота и 1 л кислорода давали **два** литра NO. На этом основании Дальтон, Берцелиус и большинство других химиков отвергли гипотезу Авогадро как не соответствующую экспериментальным данным. Им не приходило в голову, что в молекулах азота и кислорода по два атома, так что уравнение реакции имеет вид



Когда в 1894—1898 годах были открыты благородные газы — гелий, неон, аргон, криптон и ксенон, закон Авогадро помог установить, сколько атомов в молекулах этих газов. Химики не могли получить никаких соединений этих

газов с другими элементами и потому назвали их инертными газами (первое соединение ксенона с фтором было получено лишь в 1962 г.). Но можно было определить плотность этих газов, то есть относительную массу их молекул. И вот что оказалось. В таблице Менделеева газы азот, кислород, фтор и неон идут один за другим под номерами 7, 8, 9 и 10. А какова плотность этих газов? Плотность азота (при нормальных условиях, то есть при температуре $0\text{ }^\circ\text{C}$ и давлении 1 атм) равна 1,25 г/л, плотность кислорода — 1,43 г/л, плотность фтора — 1,69 г/л, а плотность неона при тех же условиях — всего 0,9 г/л. Как объяснить такую аномалию? Очень просто: молекулы азота, кислорода и фтора содержат по два атома (N_2 , O_2 , F_2), а молекулы неона одноатомные (Ne). Действительно, если неон — инертный газ, то его атомы не могут соединяться не только с атомами других элементов, но и друг с другом. Если бы молекулы неона были двухатомными, их плотность должна была быть примерно 1,8 г/л!

Охота за элементами

Что такое моль

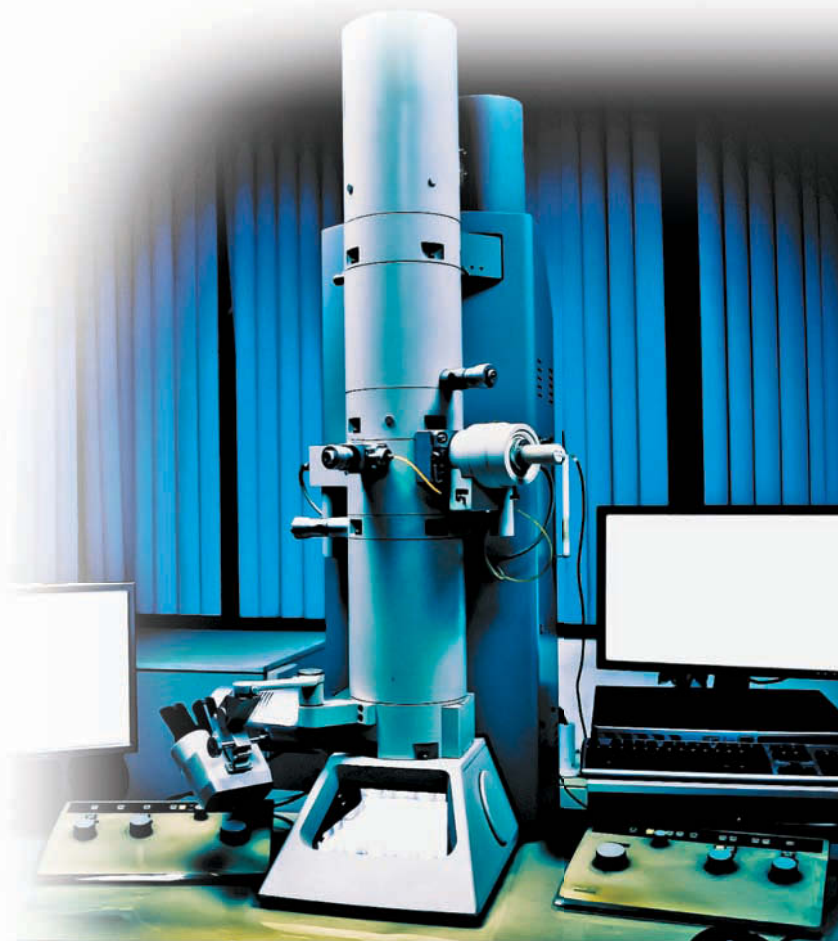
Не видя молекул, учёные смогли узнать не только их относительную массу, но также и их размеры. Например, если капнуть на воду жидким маслом, оно растечётся по поверхности, образуя очень тонкую плёнку. Зная объём капли и измерив площадь маслянистого пятна, можно узнать толщину плёнки. В некоторых случаях она соответствует размерам отдельных молекул масла. Эти размеры оказались очень маленькими — всего несколько миллионных долей миллиметра. Вот почему их не видно в обычный микроскоп! Только современные электронные микроскопы позволяют разглядеть отдельные молекулы.

Раз молекулы такие маленькие, их должно быть очень много даже в небольшом количестве вещества. Это число настолько велико, что его трудно себе представить. Например, в стакане воды содержится в несколько раз больше молекул, чем самых мелких песчинок в пустыне Сахара. Если небольшую баночку с водорастворимой краской вылить в океан и подождать, пока она равномерно распределится по всем морям и океанам, до самого их дна, то, зачерпнув воду кружкой в любом месте земного шара, мы обязательно обнаружим в ней несколько десятков молекул этой краски.

Так как число атомов и молекул даже в еле видной глазом крупинке вещества огромно, для их «подсчёта» химики ввели понятие «моль». Они имели в виду вовсе не противное насекомое, гусеницы которого съедают в шкафу всё, что попадётся, и особенно шерстяные вещи. У химиков слово «моль» — мужского рода и происходит от латинского *moles* — «громада», «полчище», «масса». (А уменьшительное от этого слова — «молекула», т. е. «маленькая масса».)

Так что же такое моль? Из закона Авогадро следует, что, измеряя плотности газов, можно узнать относительные массы молекул. Самый лёгкий газ — водород. Поэтому и его молекулы — самые лёгкие из всех молекул. Истинные массы атомов и молекул химии XIX века не знали, поэтому они просто приписали атомам водорода массу, равную единице. Тогда, например, масса атома азота будет равна 14 таким же единицам, кислорода — 16 и т. д. Молекулы этих газов содержат по два атома, поэтому их массы (в тех же относительных единицах) равны 2, 28 и 32.

Электронный микроскоп.

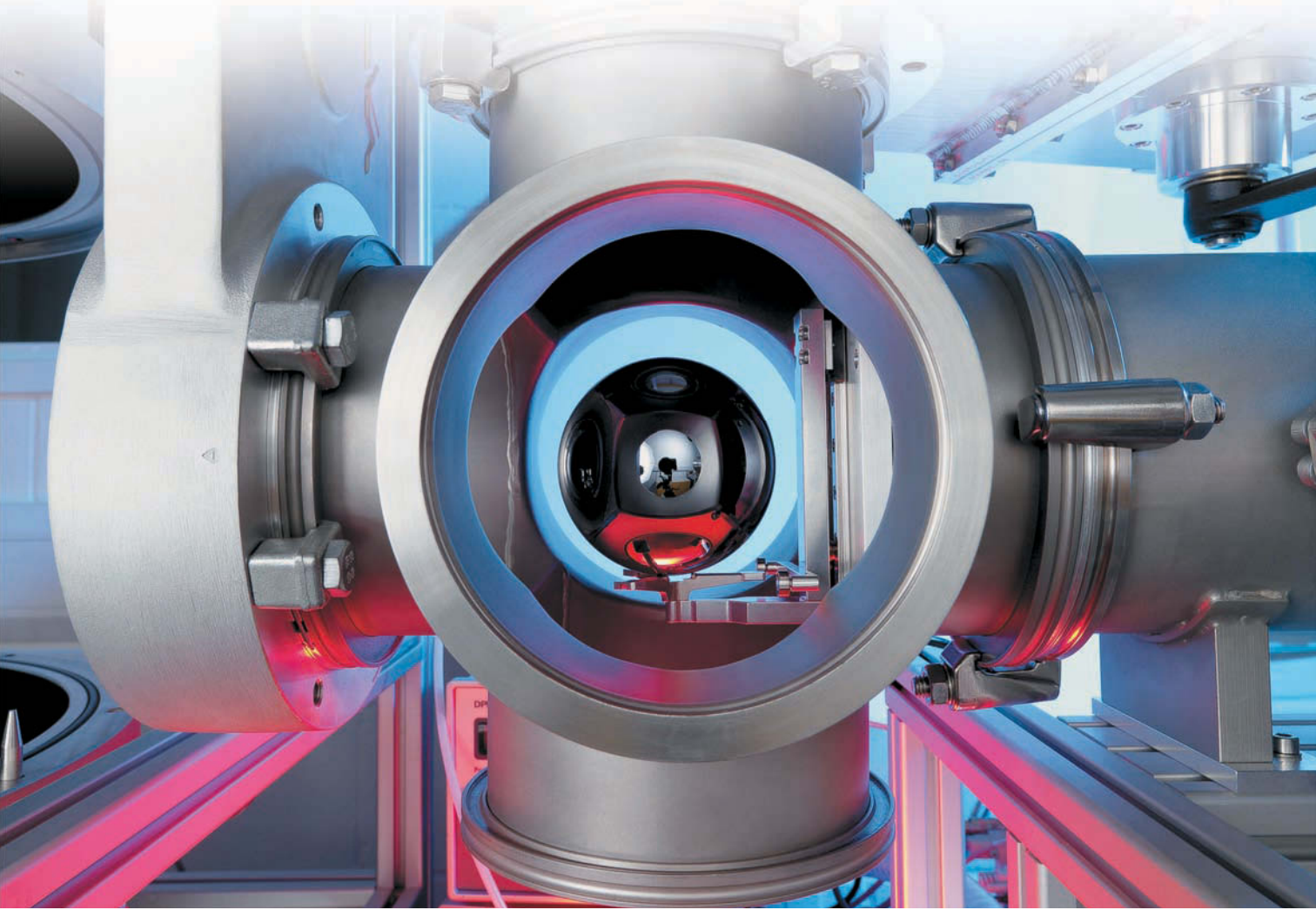


А что, если взять не относительные единицы массы, а привычные для нас граммы, а числа оставить те же самые? Например, относительная молекулярная масса водорода равна 2. Возьмём два грамма газа водорода. Это довольно большое количество: при нормальных условиях 2 г водорода имеют объём 22,4 л. Молекул же в этих двух граммах огромное множество, которое даже трудно представить. Но самое удивительное и одновременно замечательное заключается в том, что это число химикам и физикам знать и не требовалось! И вот почему.

Как мы знаем, *относительная* молекулярная масса газа азота равна 28. Возьмём теперь 28 *граммов* азота. Если одна молекула азота в 14 раз тяжелее

одной молекулы водорода, а 28 граммов в 14 раз больше, чем 2 грамма, то понятно, что в 28 г азота будет столько же молекул, сколько их в 2 г водорода. И при нормальных условиях эти 28 г азота занимают те же 22,4 л! А по закону Авогадро во всех газах, имеющих объём 22,4 л, содержится одинаковое количество молекул. Значит, если мы от относительных атомных и молекулярных весов просто перейдём к граммам, то мы сможем оперировать этим несметным и неизвестным числом молекул, просто зная, что их число для разных веществ одинаково. Что это даёт? Очень много! Если, например, известно, что одна молекула азота N_2 реагирует с тремя молекулами водорода H_2 и при этом образуются две молекулы газа аммиака NH_3 ,

Установка для получения особо чистого кремния, использовавшая в международном проекте «Авогадро» для определения числа Авогадро с высокой точностью.



то можно записать уравнение реакции: $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$. С отдельными молекулами химики работать не могли (это стало возможно только в последние годы). Но они могли работать с граммами. И если *относительные* молекулярные массы азота, водорода и аммиака равны 28, 2 и 17 единицам, то 28 *граммов* азота должны вступить в реакцию с 6 *граммами* водорода и образовать 34 *грамма* аммиака. Аналогично из уравнения реакции водорода и кислорода $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ следует, что две молекулы H_2 реагируют с одной молекулой O_2 и дают две молекулы H_2O . Значит, 4 *грамма* водорода должны полностью прореагировать с 32 *граммами* кислорода, и в результате реакции (даже если она прошла со взрывом) должно получиться ровно 36 *граммов* воды.

Вот эти числа (2 для водорода H_2 , 28 для азота N_2 , 17 для аммиака NH_3 , 32 для кислорода O_2 , 18 для воды H_2O), совпадающие с относительными массами этих молекул, но выраженные в граммах, и называли молям (недаром раньше эта величина называлась грамм-молекулой). В одном моле всех перечисленных веществ содержится одинаковое число молекул. Значит, в соответствии с записанными уравнениями реакций один моль газа азота реагирует с тремя молями газа водорода и даёт два моля газа аммиака; аналогично два моля водорода реагируют с одним молем кислорода, в результате получается два моля воды. Очень удобно для реальных расчётов в граммах для любых реакций, если известны их уравнения. И вовсе не нужно знать, сколько же на самом деле молекул в этом моле — главное, что их число в моле любого вещества одинаковое. Сейчас моль определяют так: это количество вещества, содержащее столько же частиц, сколько атомов содержится в 12 г главного природного изотопа углерода, относительная масса которого равна 12. В честь Авогадро число частиц в одном моле вещества называли постоянной Авогадро.

Сколько же молекул в одном моле? Химиков это не особенно занимало: ведь чтобы проводить расчёты с молями различных веществ, совсем необяза-



Различные жидкие и твёрдые вещества в количестве 1 моль.

тельно знать, сколько частиц содержит 1 моль — миллион, миллиард, триллион или намного больше. Главное, что моль любого вещества содержит одинаковое количество частиц. И только в конце XIX века физики получили первые приблизительные оценки этой величины. Сейчас она известна с высокой точностью. Оказалось, что постоянная Авогадро очень велика — это 6 с 23 нулями (то есть $6 \cdot 10^{23}$). Современное значение — $6,0221415 \cdot 10^{23}$. Преподаватели химии разных стран придумали множество способов дать наглядное представление громадности числа молекул в одном моле вещества. Например, если взять моль долларовых бумажек, они покроют все материки плотным двухкилометровым слоем. А вот ещё один пример. В некоем сказочном царстве находится огромная гранитная скала в виде



Жидкие, твёрдые и газообразные вещества в количестве 1 моль.

куба с ребром, равным 1 км. Нужен целый час, чтобы обойти кругом эту скалу, а вершина её нередко скрыта за облаками. И вот раз в сто лет на эту скалу садится ворон и чистит о неё клюв; при этом скала стирается всего на 0,0001 грамма, что совершенно незаметно. Так вот: число лет, за которое от скалы не останется ни песчинки, меньше, чем постоянная Авогадро!

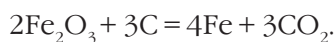
Моль большинства веществ, в отличие от отдельных атомов и молекул,

легко «пощупать», в буквальном смысле взять в руки (конечно, если вещество не ядовитое; ну а газы и жидкости придётся помещать в сосуды). Так, в спичечной коробке (её объём около 27 см^3) легко поместится один моль многих металлов: железа (56 г , 7 см^3), меди (64 г , $7,1 \text{ см}^3$), алюминия (27 г , $12,9 \text{ см}^3$), серебра (108 г , $10,3 \text{ см}^3$), золота (197 г , $10,2 \text{ см}^3$), ртути (201 г , $14,8 \text{ см}^3$), цинка (65 г , $9,2 \text{ см}^3$), лития (7 г , $13,9 \text{ см}^3$), урана (238 г , $12,5 \text{ см}^3$). Видно, что мольные объёмы самых разных металлов мало отличаются. И это понятно: чем тяжелее атомы, чем больше масса моля металла, тем больше и плотность металла. Так, атомы урана в среднем в 34 раза тяжелее атомов лития, но и плотность урана примерно во столько же раз (точнее, в 35,7) больше плотности лития. Легко помещается в объёме спичечной коробке также моль других металлов и твёрдых неметаллов — серы, фосфора, кремния, углерода. А вот моль газа занимает намного больший объём — примерно 24 л при обычных условиях (комнатная температура, давление 740—750 мм рт. ст.); это объём надутого воздушного шарика обычных размеров.

Посмотрим теперь на химические соединения. Моль воды H_2O (18 г , 18 см^3 — примерно столовая ложка) в объёме спичечной коробке помещается легко, как и моль диоксида кремния SiO_2 в виде кварца (60 г , $22,4 \text{ см}^3$), а вот моль поваренной соли NaCl ($58,5 \text{ г}$, 27 см^3) помещается уже с трудом (и то если соль находится в виде одного большого кристалла, а не мелких крупинок, объём которых намного больше). Моль почти никаких других соединений, за очень редкими исключениями, в спичечный коробок не запихнёшь. Действительно, моль питьевой соды имеет массу 84 г , а объём $38,9 \text{ см}^3$, моль медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (250 г) имеет объём 110 см^3 , моль сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (342 г) — 215 см^3 , моль хлорофилла *a* ($893,5 \text{ г}$) — уже около 1 дм^3 . Огромны массы и объёмы одного моля природных и синтетических полимеров, которые представляют собой длинную цепочку из небольших со-

единённых друг с другом молекул. И чем длиннее цепочка, тем больше масса моля. Так, в 1994 году биохимики полностью расшифровали структуру сравнительно простого белка; его цепочка представляет собой примерно 170 соединённых небольших молекул (они называются аминокислотами). Молекулярная масса этого белка была равна 23896, следовательно, 1 моль имел бы массу почти 24 кг! Неизмеримо более «тяжёлым» был бы моль вещества наследственности — дезоксирибонуклеиновой кислоты (ДНК), молекулярная масса которой может исчисляться миллиардами! То есть 1 моль весил бы миллиард граммов, или тысячу тонн, и для его перевозки потребовался бы целый железнодорожный состав из десятков грузовых вагонов... Но препараты ДНК выделяют в микроскопических количествах, и никто их на моли не считает.

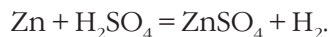
Теперь понятно, зачем химики ввели моль. Моль — очень удобная величина для разнообразных химических расчётов. Например, нужно узнать, сколько железной руды состава Fe_2O_3 потребуется для получения определённого количества железа (потерями и примесями в руде для простоты пренебрегаем). Запишем ещё раз уравнение реакции восстановления руды углеродом (в виде кокса):



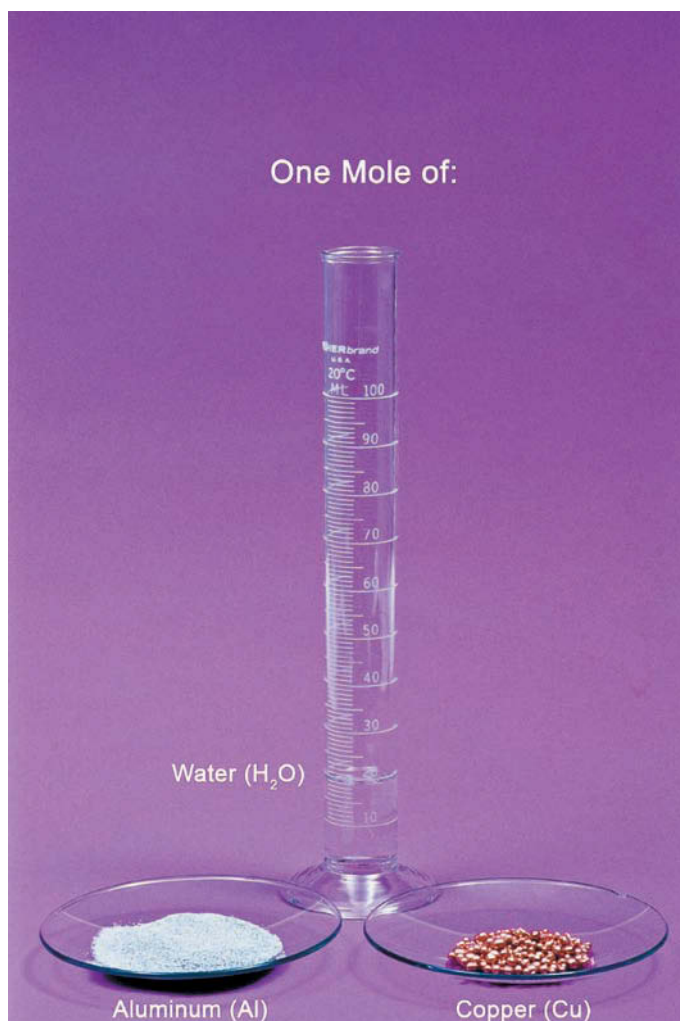
В соответствии с этим уравнением 2 моль оксида железа дают 4 моль железа. Моль железа — это округлённо 56 г, моль углерода — 12 г, моль кислорода (в виде атомов) — 16 г, моль оксида железа — $56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160$ г. Итак, в соответствии с уравнением реакции $2 \cdot 160 = 320$ г руды могут дать $4 \cdot 56 = 224$ г железа. Очевидно, что 320 тонн руды дадут 224 тонны железа, 320 тысяч тонн руды дадут 224 тысячи тонн железа и т. д.

Другой пример. Мы хотим надуть воздушный шарик объёмом 6 л водородом. Водород можно получить при взаимодействии цинка с серной кислотой. Много ли потребуются цинка? (Предполагаем, что в кислоте у нас недостатка

нет.) Запишем уравнение реакции получения водорода:



Из этого уравнения следует, что 1 моль цинка (65 г) позволяет получить 1 моль водорода. Мы знаем, что моль водорода при нормальных условиях занимает объём 22,4 л, а при обычных условиях — примерно 24 л. Значит, нам нужно получить $6 : 24 = 0,25$ моль водорода, а для этого необходимо растворить в кислоте 0,25 моль цинка или чуть больше 16 г. Таким образом, моль помогает проводить самые разнообразные расчёты.



Алюминий, вода и медь, взятые в количестве 1 моль.

Охота за элементами

Закон постоянства состава вещества

Французский химик К. Л. Бертолле (именно в его честь названа бертолетова соль) утверждал, что элементы могут соединяться друг с другом в любых пропорциях в зависимости от массы реагирующих веществ. Например, если ввести в реакцию немного железа и большой избыток серы, то получившееся вещество — сульфид железа — должно содержать по массе больше серы, чем железа. И наоборот, если же в реакции будет участвовать много железа и мало серы, в продукте будет по массе больше железа.

С такой точкой зрения решительно не был согласен современник и соотечественник Бертолле Луи Жозеф Пруст (1755—1826). Пруст значительную часть жизни прожил в Испании и был профессором химии в Мадриде. В 1799 году он провёл анализ природного малахита и синего порошка, полученного в лаборатории из растворов медного купороса и соды. Оказалось, что оба вещества имеют один и тот же постоянный состав. В последующие пять лет Пруст проанализировал различные соединения оло-

Минерал пирит.



К. Л. Бертолле, французский химик.

ва, сурьмы и железа, добытые из разных природных источников или полученные разными методами в лаборатории. Он показал, что отношение масс элементов, входящих в эти вещества, всегда постоянно независимо от их источника или способа получения. Так, было известно два разных вещества, состоящих из железа и серы. Одно из них — минерал пирритин представляет собой жёлтые кристаллы, обладающие магнитными свойствами. Как показал Пруст, в этом минерале на 7 массовых частей железа приходится 4 части серы. Точно такой же состав имел порошок, полученный в лаборатории при нагревании железного порошка с серой или при пропуске сероводорода через раствор железного купороса.

Другой состав имеет ещё один минерал, содержащий железо и серу. Это очень красивый минерал пирит, образующий большие кубические кристаллы

латунно-жёлтого цвета, блестящие, как металл. Такой же состав, как у пирита, имеет и минерал марказит, его маленькие блестящие кристаллики стального цвета используют как украшение. В обоих минералах на 7 массовых частей железа приходится 8 частей серы, то есть вдвое больше, чем в пирротине. Вещество такого состава можно получить и в лаборатории. В результате многих опытов Пруст установил, что если какой-нибудь элемент образует с другим (чаще всего с кислородом или серой) два или более соединений, то их состав при переходе от одного к другому меняется не постепенно, а скачком. Это означает, что никаких «промежуточных форм» между веществами определённого состава не существует. На основании большого экспериментального материала Пруст сформулировал *закон постоянства состава*: каждое определённое химическое соединение независимо от способа его получения состоит из одних и тех же элементов в одних и тех же пропорциях. Очевидно, что этот закон весьма близок к закону кратных отношений Дальтона. Открытие этих законов привело в дальнейшем к важному для химии понятию валентности, о котором речь впереди.

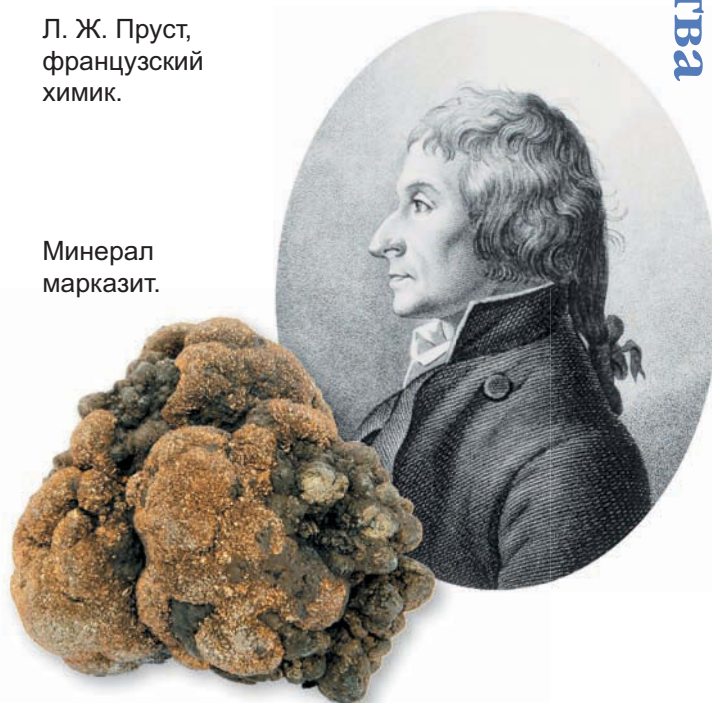
Бертолле же считал, что состав веществ может меняться непрерывно. Между Бертолле и Прустом завязалась ожесточённая дискуссия. Каждый химик отстаивал свою правоту. В конце концов победила теория Пруста. С точки зрения теории Дальтона в таких «скачках» и постоянстве состава каждого вещества нет ничего удивительного. Все вещества следует рассматривать как соединённые друг с другом атомы, причём соединяясь они могут только в определённых пропорциях. Так, состав пирротина соответствует химической формуле FeS , а состав пирита или марказита — формуле FeS_2 . Пруст считал, что никаких «промежуточных» веществ состава, например, $\text{FeS}_{1,5}$ не существует. В честь Дальтона вещества постоянного состава стали называть дальтонидами.

Однако со временем выяснилось, что в некоторых случаях всё же справедлива точка зрения Бертолле. Типичный при-

мер — соединения, образованные двумя металлами. В некоторых случаях их состав может быть переменным. Например, натрий Na и олово Sn образуют по крайней мере девять соединений, состав которых меняется от NaSn_6 до Na_4Sn .

Другой пример: оксиды свинца (PbO) и титана (TiO_2) могут образовывать соединение (титанат свинца), состав которого немного отличается от строгой формулы PbTiO_3 из-за того, что соотношение оксидов в этом веществе может плавно меняться в некоторых пределах. Оказалось, что таких веществ переменного состава множество. Так, точные анализы показали, что формулу минерала пирротина правильнее записывать не FeS , а FeS_{1-x} , где x принимает значение от 0 до 0,17, то есть в кристаллах может находиться довольно заметный избыток серы. Блестящие кристаллики натриево-вольфрамовой бронзы золотистого цвета состава NaWO_3 по мере удаления из них натрия меняют свой цвет сначала на красный, потом на фиолетовый и, наконец, становятся сине-зелёными. При этом их состав отвечает формуле $\text{Na}_{0,3}\text{WO}_3$. Подобные вещества крупнейший специалист в области физической химии академик Николай Семёнович Курнаков (1860—1941) в 1912 году предложил называть бертоллидами.

Л. Ж. Пруст,
французский
химик.



Минерал
марказит.





ВЫСТРАИВАНИЕ ЭЛЕМЕНТОВ ПО РАНЖИРУ



Выстраивание элементов по ранжиру

Охота за элементами продолжается

Основным достижением у химиков в течение почти двух столетий считалось открытие нового химического элемента. До появления «современной химии» (а это произошло в XVIII в.) было известно всего 15 химических элементов: углерод, сера, медь, серебро, золото, железо, олово, сурьма, ртуть, свинец, мышьяк, цинк, висмут, фосфор и платина. При этом только у двух элементов были первооткрыватели, оба — алхимики из Германии: Альберт Великий около 1250 года обнаружил мышьяк, а Хенниг Бранд в 1669 году — фосфор. Затем открытия посыпались как из рога изобилия: в XVIII веке узнали 17 новых химических элементов — то есть больше, чем за несколько тысячелетий до этого. Среди них были известные сейчас каждому человеку неметаллы водород, азот, кислород и хлор; металлы кобальт, никель, магний, марганец, хром, вольфрам, титан, уран и др. И первенство по числу открытых элементов принадлежало шведским химикам.

Итак, древняя теория «четырёх первооснов», из которых построен мир, была отброшена: «элементарных кирпичи-



Мышьяк.

ков» оказалось намного больше. Однако никто не знал, сколько же всего существует химических элементов — пятьдесят, сто или двести?

Настоящая лавина новых открытий обрушилась на химиков в следующем веке: только за первые восемь лет XIX века список пополнился 15 новыми элементами! Среди них были драгоценные платиновые металлы палладий и иридий, очень активные щелочные металлы натрий и калий, щёлочноземельные элементы кальций, стронций и барий... Ещё 15 элементов были открыты в следующие полвека.

К середине XIX столетия было известно уже около 60 элементов, то есть не поддающихся разложению простых веществ, и никто не мог сказать, сколько их ещё будет обнаружено. Правда, скорость появления новых элементов заметно снизилась. Если с 1801 по 1825 год их было открыто 18, то за следующие 25 лет — только шесть. Дело значительно ускорилось в конце 50-х — начале 60-х годов, когда немецкие учёные химик Роберт Вильгельм Бунзен (1811—1899) и физик Густав Роберт Кирхгоф (1824—1887) разработали очень чувствительный спектральный анализ. Этот метод



Кобальт.



Г. Р. Кирхгоф, знаменитый немецкий физик.

появился из хорошо известного химикам явления: многие элементы окрашивают пламя в разные цвета. Например, соли натрия окрашивают пламя в жёлтый цвет, калия — в фиолетовый, кальция — в красный, бария — в зелёный. Так, ещё в 1758 году немецкий химик Андреас Сигизмунд Маргграф (1709—1782) рекомендовал различать очень похожие по химическим свойствам соединения натрия и калия по изменению цвета пламени, когда в него вносят крупинки этих веществ.

Бунзен изобрёл очень удобную лабораторную горелку, которой химики до сих пор пользуются в лаборатории. Горелка Бунзена даёт сильное, ровное и почти бесцветное пламя. Очень горячее пламя позволяет переводить многие вещества в парообразное состояние. Если в такое пламя внести платиновую проволочку с ничтожным количеством, например, поваренной соли, пламя окрасится в жёлтый цвет; это явление можно наблюдать у себя дома на кухне, когда в пламя газовой горелки попадает «убежавший» суп, который уже посолили. Однако только по цвету пламени,

на глаз, часто трудно или невозможно определить состав вещества. Например, зелёный цвет дают и медь, и барий, и бор. Многие металлы окрашивают пламя в разные оттенки красного цвета. А если анализируется смесь? Как узнать, какие в ней присутствуют элементы? И хорошо бы также узнать — в каком количестве!

Бунзен и Кирхгоф проводили спектральный анализ не на глаз, а с помощью прибора — спектроскопа. Этот прибор, в отличие от глаза человека, регистрирует не цвет — красный, оранжевый, жёлтый, — а длину световой волны (её измеряют в миллиардных долях метра — нанометрах). Свет от газовой горелки с внесённым в пламя веществом Бунзен и Кирхгоф пропустили через призму — примерно так же, как за 200 лет до этого сделал Ньютон. Но результат получился совершенно другой. У Ньютона призма разлагала на составные части белый солнечный свет, и в результате получался непрерывный спектр — всем известная сплошная разноцветная радуга. Такую же можно увидеть в небе после дождя: роль призмы, разлагающей



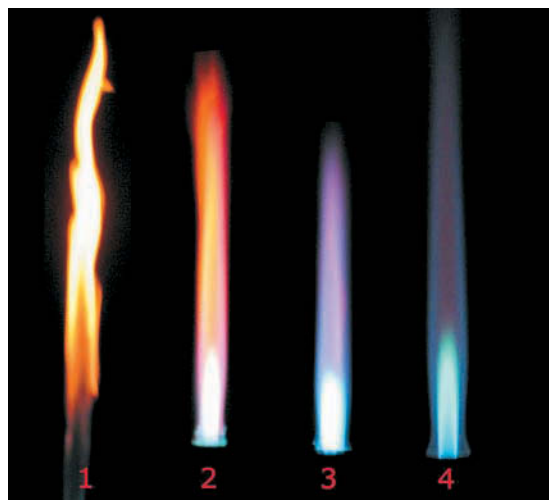
Р. В. Бунзен, немецкий химик.

белый свет на составные цвета, играют маленькие капельки воды в воздухе. Радуга возникает и в случае преломления света на стеклянных изделиях — зеркалах, хрустальных вазах, драгоценных камнях. Радугу можно увидеть и на плёнках бензина и машинного масла в лужах, и при отражении света под определённым углом от компакт-диска или старой патефонной пластинки (правда, механизм «разложения» белого света в этих случаях другой).

То, что увидели Бунзен и Кирхгоф, пропустив через призму свечение раскалённого в пламени вещества, совершенно не было похоже на радугу! Вместо сплошной разноцветной полоски, в которой один цвет постепенно переходит к другому — от тёмно-красного на одном конце до бледно-фиолетового на другом, — они увидели линейчатый спектр, то есть на тёмном фоне были узкие цветные полоски. Получилось так потому, что само пламя горелки было бесцветным, и в спектроскоп свет от него вообще не попадал. А раскалённые соли разных металлов испускали не белый свет, как Солнце (или яркая лампа), а лишь лучи в отдельных участках спектра. При этом важно, что эти участки были очень узкие!

Учёным сразу стало ясно, что они получили в свои руки замечательный и сравнительно простой прибор — спек-

Горелка Бунзена.



Различные конфигурации пламени горелки Бунзена.

троскоп. Оказалось, что каждый элемент даёт не одну, а несколько спектральных линий, и спутать их невозможно, даже если анализируется сложная смесь. Например, одна из спектральных линий бария имеет длину волны 553,5 нм, а меди — 521,8 нм. В спектре всех соединений натрия обнаружили две близко лежащие яркие линии в жёлтой области, соединения калия дали красную и фиолетовую линии, лития — оранжевую и красную (причём последняя была смещена относительно красной линии калия, так что их легко было различить). То есть каждый элемент обнаруживал себя своим неповторимым спектром, своеобразным «отпечатком пальцев». Как писали Бунзен и Кирхгоф в совместной работе «Химический анализ с помощью спектральных наблюдений», ни различие форм соединений, в которых присутствует данный элемент, ни разнообразие химических процессов в различных пламенах, ни большое различие в их температуре «нисколько не влияют на положение спектральных линий, соответствующих отдельным металлам».

Именно после этой работы наступила эра спектрального анализа, эра спектроскопии. Высокая чувствительность нового метода позволяет обнаружить элемент в сложной смеси, даже если этого элемента там очень мало. Время



Й. Фраунгофер, немецкий физик.

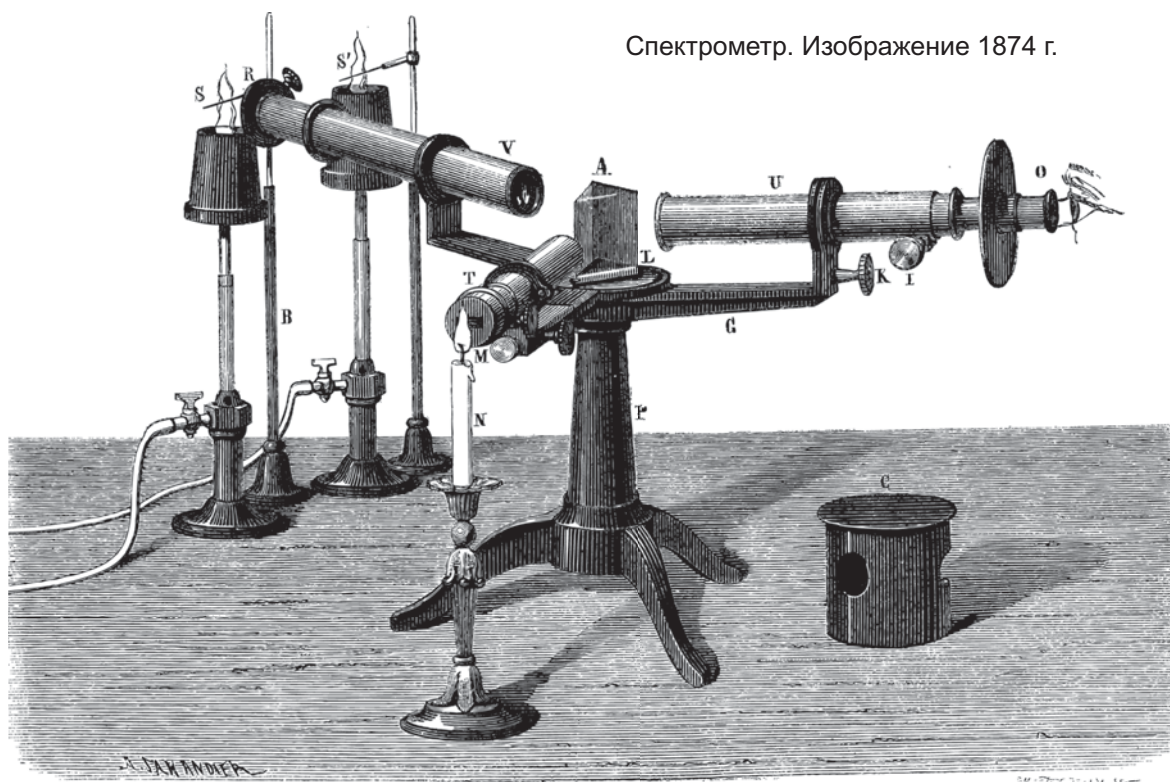
случайных открытий новых элементов закончилось; теперь их можно было искать целенаправленно.

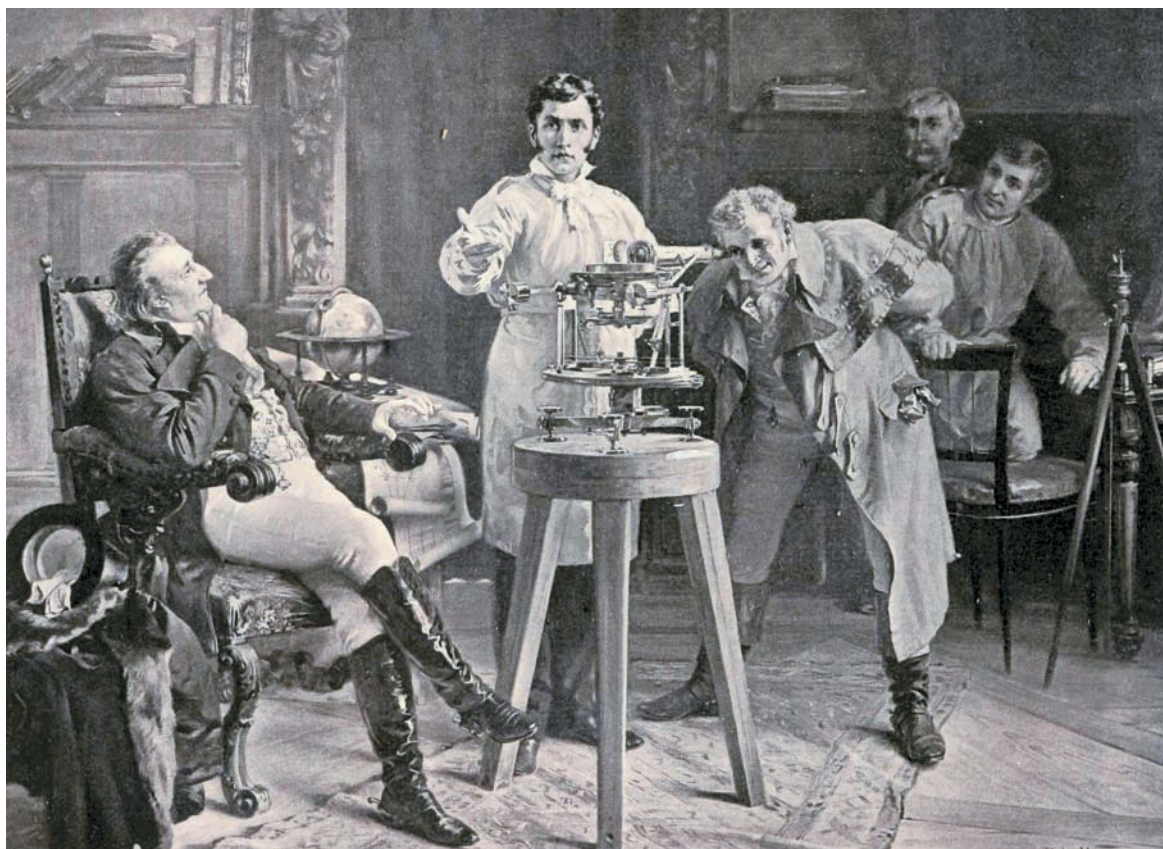
Но первую спектроскопическую установку изготовил ещё в 1814 году мо-

лодой немецкий физик Йозеф Фраунгофер (1787—1826), сын стекольщика и сам отличный оптический мастер. Солнечный свет в ней падал через узкую щель в ставнях на призму, находящуюся в 8 м от щели. А вместо экрана он расположил зрительную трубу. Поворачивая трубу по градуированной шкале, он мог наблюдать отдельные участки солнечного спектра и точно определять их положение. Кстати, само слово «спектр» происходит от латинского spectrum — «видимое, образ».

Тщательно изучив спектр солнечного света, Фраунгофер обнаружил в нём множество (до 700!), как он сам писал, «вертикальных линий, резких и слабых, которые, однако, оказались темнее остальной части спектра, а некоторые из них казались почти совершенно чёрными». Впоследствии эти тёмные линии в солнечном спектре назвали в честь первооткрывателя фраунгоферовыми. Наиболее заметные из них имели длину волны 760,8 нм (тёмно-красная область спектра), 686,7 и 656,3 нм (красная область), 589,3 нм (жёлтая), 527,0 нм (зелёная), 486,1 нм (сине-зелёная), 430,8 нм (синяя), 396,8 и 393,4 нм (фиолетовая).

Спектрометр. Изображение 1874 г.





Р. Виммер. Йозеф Фраунгофер демонстрирует спектроскоп. 1900 г.

Не так просто было сосчитать все эти линии и заметить самые крайние из них. Обычно глаз человека видит свет в диапазоне от 400 до 700—750 нм, причём самым ярким в спектре ему кажется зелёная область. И чтобы различить линии в дальней красной области или в почти невидимой ультрафиолетовой, нужно было иметь довольно яркий свет. К счастью, солнечный свет очень яркий, особенно в ясный летний день. Фраунгофер тщательно нанёс на рисунок положение 574 линий и измерил с помощью зрительной трубы (теодолита) их взаимное расстояние в спектре. Ньютон вполне мог бы заметить эти линии, но у него было слабое зрение.

Забавно, что семь самых заметных фраунгоферовых линий обнаружил в солнечном спектре ещё в 1802 году английский химик и физик Уильям Уолластон (1766—1828), прославившийся

открытием платиновых металлов палладия и родия. Сейчас трудно поверить, но он решил, что это линии, разделяющие цвета в спектре, и потому не обратил на них внимания!

В спектре искусственных источников света (а тогда это могли быть только свечи, факелы и т. п., а также электрические искры и дуга) никаких тёмных линий не было. Зато если в пламя вносили соль натрия, появлялась яркая жёлтая линия, положение которой всегда было постоянным и в точности совпадало с положением тёмной линии 589,3 нм в спектре Солнца. В 1832 году было обнаружено, что фраунгоферовы линии можно получить искусственно: для этого солнечный свет нужно пропустить через пары различных веществ.

Объяснение фраунгоферовым линиям дали Бунзен и Кирхгоф: все газы поглощают те же самые длины волн, которые они способны излучать в раскалённом состоянии. То есть вещества, присутствующие в более холодной

(по сравнению с поверхностью) солнечной атмосфере, «вырезают» из белого солнечного света те самые линии, которые они сами способны излучать. В результате в полном спектре появляются отдельные узкие «провалы». Как писал Кирхгоф в статье, опубликованной в 1860 году, «тёмные линии солнечного спектра... возникают из-за присутствия в раскалённой светящейся солнечной атмосфере именно тех веществ, которые в спектре пламени дали бы светлые линии на том же самом месте». Так можно узнать, по словам Кирхгофа, «о материальном составе атмосферы Солнца, а может быть, и наиболее светлых неподвижных звёзд». Некоторые слабые тёмные линии можно было объяснить поглощением света веществами, находящимися в земной атмосфере.

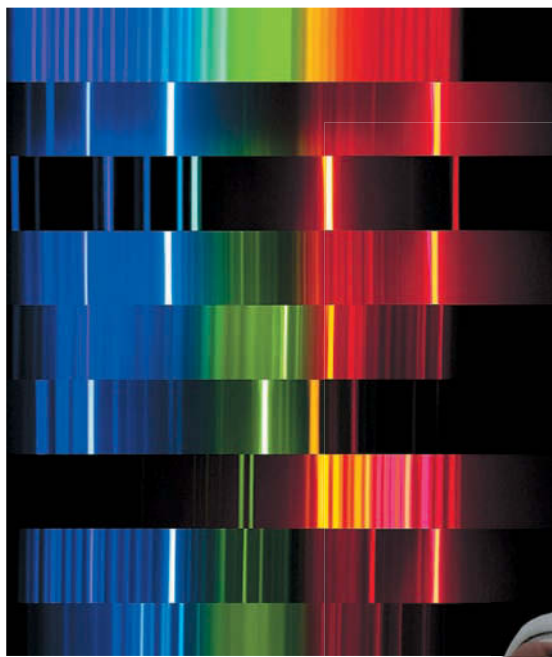
Впоследствии выяснили, что Fraunhofer's lines около 760 и 687 нм принадлежат кислороду, 656 и 486 нм — водороду, 589 нм — натрию, 527 и 431 нм — железу, 397 и 393 нм — кальцию. По этому поводу немецкий естествоиспытатель Герман Людвиг Фер-

динанд Гельмгольц (1821—1894) писал, что это открытие «вызвало восхищение всех людей и возбудило их фантазию в большей мере, чем какое-либо другое открытие, потому что оно позволило заглянуть в миры, представлявшиеся нам совершенно недоступными».

Было и ещё одно важное следствие открытия спектрального анализа, сыгравшее значительную роль в дальнейшем развитии учения об атомах. Почему атомы разных элементов при высокой температуре пламени испускают световые лучи с разной длиной волны? При жизни Бунзена и Кирхгофа никто из учёных не мог ответить на этот вопрос. Но можно было уже предположить, что атомы не так просты и «неделимы», как полагали раньше: возможно, при высокой температуре в них происходят какие-то процессы, сопровождающиеся испусканием световых лучей. А это значит, что атомы имеют внутреннюю структуру! Но окончательно это стало ясно только в начале XX века.

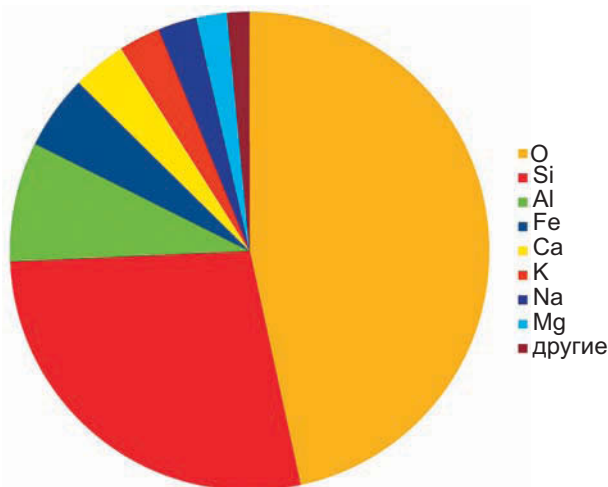
Овладев новым методом, Бунзен и Кирхгоф в 1860 году начали систематические поиски новых линий, а следовательно — новых химических элементов. Учёные вводили в пламя спектроскопа крупинки различных минералов, золу растений, прокалённые кости животных, осадки выпаренных минеральных вод. И вскоре им повезло: были открыты сразу два новых элемента! Выпарив целебную воду минеральных источников, исследователи в спектре остатка обнаружили среди хорошо знакомых линий натрия, калия и лития две слабые голубые полоски. Стало очевидно, что в минеральной воде содержится, хотя и в очень малых количествах, ранее неизвестный химический элемент. Первооткрыватели назвали его цезием — по

Цезий в запаянном сосуде.



Линейчатые спектры различных газов.





Содержание элементов в земной коре.

цвету спектральных линий (на латыни *caesius* — «голубой»). В минеральной воде был обнаружен ещё один новый элемент, в спектре которого выделялись тёмно-красные линии. Его назвали рубидием (*лат. rubidus* — «красный»). Оба элемента проявляли все свойства щелочных металлов. Но чтобы выяснить это, исследователи переработали 44 т (!) минеральной воды из источников вблизи города Дюркхейма в Баварии, а также свыше 180 кг сравнительно редкого минерала лепидолита (литиевой слюды), в котором в виде примесей присутствуют оксиды рубидия и цезия. В результате этой титанической, но целенаправленной работы удалось выделить несколько граммов солей новых щелочных металлов.

С помощью спектрального анализа вскоре были открыты металл индий, газ гелий, другие элементы. Последний из найденных в земной коре элементов, рений, был открыт в 1925 году тоже спектральным методом — только не оптическим, а рентгеновским. Все остальные из известных элементов были получены искусственным путём; эти элементы радиоактивны и в природе практически отсутствуют. Последние из таких элементов, имеющих на начало 2013 года своё имя (по счёту они 114-й и 116-й), были названы флеровием (в честь Лабора-

рии ядерных реакций им. Г. Н. Флёрова Объединённого института ядерных исследований в Дубне, где был синтезирован элемент) и ливерморием (в честь Ливерморской национальной лаборатории им. Э. Лоуренса в США, участвовавшей в открытии элемента).

В настоящее время известно 88 природных элементов, среди которых три четверти — металлы. Много это или мало? Однозначный ответ дать трудно, и мнений по этому поводу тоже может быть несколько. Один известный автору преподаватель физики высказался весьма своеобразно: «Разных химических элементов в природе раз в десять меньше, чем разных штанов в приличном магазине. Но из этого огорчительно мало количества атомов создано ВСЁ. Причина чудовищного разнообразия природы в том, что атомы можно по-разному располагать. В отличие от штанов, которые можно надевать только на одно место».

Распространены элементы на нашей планете весьма «несправедливо». Только один из них, кислород, составляет половину земной коры. Если взять три самых распространённых элемента — кислород, кремний и алюминий, то в сумме они дадут уже 85%, а если к ним добавить железо, кальций, натрий, калий, магний и титан, то получим уже 99,5% земной коры. На долю же десятков остальных элементов приходится всего 0,5%. Или



Во многих приборах используется свинец.

другой пример: атомов железа в земной коре примерно в тысячу раз больше, чем атомов меди, атомов меди в тысячу раз больше, чем атомов серебра, а серебра в сто раз больше, чем самого редкого на Земле элемента — рения. Совсем иначе распределены элементы на Солнце: там больше всего водорода (70%) и гелия (28%), а всех прочих элементов — всего 2%. Если же взять всю видимую Вселенную, то в ней водород преобладает в ещё большей степени.

Итак, к середине XIX века, когда начал работать замечательный русский учёный Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907), было известно уже более 60 химических элементов. Химики накопили очень много сведений и о химических элементах, и о множестве образуемых ими соединений, и о лабораторных методах, с помощью которых одни вещества можно превращать в другие. Оказалось, что прав был живший 20 веков назад Лукреций: как из разных букв слагаются разные слова, так из разных элементов «составляются» разные вещества. И что интересно: число букв в алфавите и число важнейших элементов примерно одинаково: несколько десятков.

Но чтобы понять, сколько всего элементов в природе, необходимо было разобраться, как устроены сами атомы, чем конкретно они друг от друга отличаются. И здесь нужны были усилия как химиков, так и физиков. Ведь даже сейчас никто не возьмётся предсказать, какой по счёту элемент станет последним!

К началу XX века химики открыли уже 85 химических элементов, большинство из которых были металлами. В быту мы встречаемся лишь с малой их частью. Это железо в иголках и гвоздях, алюминий и медь в проводах, свинец в изоляции для кабеля, вольфрам и молибден в электрических лампочках накаливания (из вольфрама сделана её спираль, а из молибдена — втяжные в стекло крюпочки, на которых спираль подвешена), водород или гелий в воздушных шариках, серебро, золото в украшениях, ртуть в термометре, олово на консервной банке, хром и никель на блестящих (хромированных или никелированных)



Медная и алюминиевая проволоки.

металлических изделиях, сера в средствах для борьбы с вредителями растений, цинк и уголь в электрических батарейках — вот, пожалуй, и всё. В музее можно полюбоваться на красивые (и очень дорогие) юбилейные и памятные монеты из платины и палладия. Правда, следует отметить, что многие из перечисленных простых веществ с точки зрения химика нельзя назвать чистыми, как правило, в них содержится немало примесей, например, «железный» гвоздь сделан не из чистого железа, а из низкоуглеродистой стали, содержащей небольшое количество углерода.

Нередко проводят аналогию между химическими элементами (из них построены все вещества) и буквами алфавита (из них состоят тексты). Сколько букв в алфавите? Смотря в каком. В латинском — 26 букв, в современном русском — 33 (в древнерусском их было больше), в венгерском — 38, в алфавите гавайского языка всего 12 букв, а в камбоджийском языке — 74!

А сколько известно элементов? Если не учитывать нестабильные (радиоактивные) элементы, то 81. Любопытно, что примерно столько же у физиков набирается своих «элементов» — элементарных частиц, из которых построен весь мир, в том числе и химические элементы.

Важность для человека разных химических элементов далеко не одинакова. Как в русском алфавите есть редко встречающиеся буквы, так и в мире элементов есть свои редкости. Кстати, тело человека практически на 100% состоит всего из 12 элементов! Более подробные сведения о среднем содержании разных элементов в организме человека массой 70 кг содержатся в таблице. Элементы расположены в порядке уменьшения их количества в организме, причём их выбрано столько же, сколько букв в русском алфавите — 33.

Следует учесть, что в таблице приведены усреднённые данные. Ведь содержание многих элементов (особенно тех, которые содержатся в микроскопических количествах) очень сильно зависит от того, где человек живёт, чем питается, какую воду пьёт, кем работает. Так, у человека, работающего на предприятии, где используется ртуть, этого элемента в организме может быть в десятки раз больше, чем у членов его семьи. Кроме того, микроэлементы зачастую распределены в организме очень неравномерно. Например, некоторых элементов больше в костной ткани, других — в мышечной. Основная масса железа сосредоточена в гемоглобине крови, причём у мужчин его больше, чем у женщин. Селена больше в сетчатке глаза, иода — в щитовидной железе, фтора — в зубной эмали. Следует также иметь в виду, что

роль многих микроэлементов, например никеля, для живого организма неизвестна, так что не исключено, что это просто примесь.

Кислород	45,5 кг
Углерод	12,6 кг
Водород	7 кг
Азот	2,1 кг
Кальций	1,4 кг
Фосфор	700 г
Калий	260 г
Сера	175 г
Натрий	100 г
Хлор	100 г
Магний	30 г
Железо	4,2 г
Фтор	2,6 г
Цинк	2,2 г
Кремний	1,4 г
Рубидий	680 мг
Стронций	320 мг
Бром	260 мг
Свинец	120 мг
Медь	70 мг
Алюминий	60 мг
Кадмий	50 мг
Бор	50 мг
Барий	22 мг
Мышьяк	18 мг
Иод	16 мг
Олово	14 мг
Селен	14 мг
Кобальт	14 мг
Ртуть	13 мг
Марганец	12 мг
Хром	7 мг
Никель	1 мг



Золото с древности применялось для чеканки монет.

В батарейках используются цинк и уголь.



В книге «Элементы Вселенной» американского учёного Гленна Сиборга (он участвовал в открытии многих искусственных элементов, один из них даже назван его именем) есть забавная картинка. На фотографии запечатлён мужчина средних лет в белой рубашке и в галстук, а на столе перед ним — куча баночек и несколько сосудов с газами. Подпись же гласит: «Здесь изображён известный химик Бернард Харви в двух различных вариантах — один в нормальном своём состоянии, а другой — расщеплённый на составные элементы».

Выстраивание элементов по ранжиру

Названия элементов

Чтобы каждый раз не отвлекаться на то, как обозначают химики разные химические элементы и как читают (по-русски) их названия, в том числе в формулах, полезно привести некоторые из них в отдельной таблице. В ней

в алфавитном порядке (латинском) расположены символы некоторых наиболее важных элементов, их произношение в химических формулах, а также русские и латинские названия элементов.

Символ	Произношение	Русское название элемента	Латинское название
Ag	Аргентум	Серебро	Argentum
Al	Алюминий	Алюминий	Aluminium
Au	Аурум	Золото	Aurum
B	Бор	Бор	Boron
Ba	Барий	Барий	Barium
Br	Бром	Бром	Bromum
C	Це	Углерод	Carboneum
Ca	Кальций	Кальций	Calcium
Cl	Хлор	Хлор	Chlorum
Co	Кобальт	Кобальт	Cobaltum
Cr	Хром	Хром	Chromium
Cu	Купрум	Медь	Cuprum
F	Фтор	Фтор	Fluorum
Fe	Феррум	Железо	Ferrum
H	Аш	Водород	Hydrogenium
He	Гелий	Гелий	Helium
Hg	Гидраргирум	Ртуть	Hydrargyrum
I	Йод	Иод*	Iodum
K	Калий	Калий	Kalium
Li	Литий	Литий	Lithium
Mg	Магний	Магний	Magnesium

* В химических текстах принято писать «иод», в остальных (в том числе медицинских) — «йод».

Символ	Произношение	Русское название элемента	Латинское название
Mn	Марганец	Марганец	Manganum
N	Эн	Азот	Nitrogenium
Na	Натрий	Натрий	Natrium
Ne	Неон	Неон	Neon
Ni	Никель	Никель	Niccolum
O	О	Кислород	Oxygenium
P	Пэ	Фосфор	Phosphorus
Pb	Плюмбум	Свинец	Plumbum
Ra	Радий	Радий	Radium
S	Эс	Сера	Sulfur
Si	Силициум	Кремний	Silicium
Sn	Станнум	Олово	Stannum
Sr	Стронций	Стронций	Strontium
Ti	Титан	Титан	Titanum
W	Вольфрам	Вольфрам	Wolfram
Xe	Ксенон	Ксенон	Xenon
Zn	Цинк	Цинк	Zincum

Конечно, некоторые названия произнести не очень просто (например, «гидраргирум»), но такова традиция. Химики иногда позволяют себе читать символ кремния просто как «си». Видно, что символы многих элементов (в основном это металлы) произносятся в формулах так же, как они называются по-русски. К слову, символ элемента Na химики чи-

тают «натрий» (но ни в коем случае не «на»!), символ Cl — «хлор», символ Br — «бром» и т. д. Такие слова понятны и людям, никогда не изучавшим химию.

Символы некоторых элементов (в основном это тоже металлы) произносятся на латыни. Например, Au читается «аурум», Sn читается «станнум». Подобные названия непосвящённые, скорее всего, не поймут. Некоторые элементы-неметаллы произносят только по первой букве их латинских названий. Таких элементов немного. Это H (по традиции читается как французская буква h — «аш»), N, C, O, P, S. И так совпало, что именно эти шесть элементов — одни из самых распространённых в живых организмах: на их долю приходится примерно 90% массы тела человека.

Не везде химики называют элементы и читают формулы так же, как у нас. Например, по-английски символы всех элементов читаются по буквам, так что



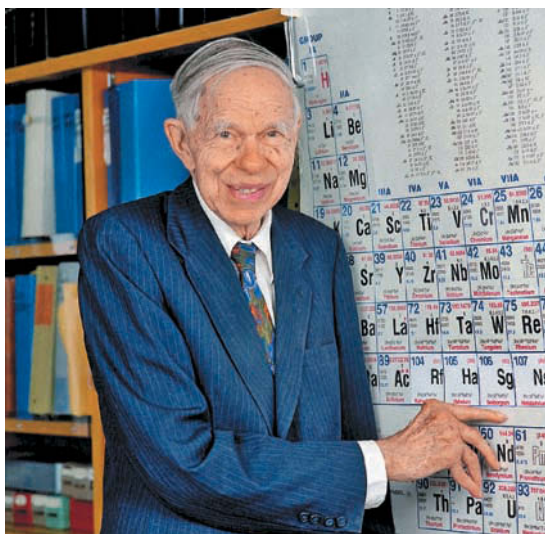
Консервные банки покрывают слоем олова.

олово — это не «станнум», а «эс-эн». Такое прочтение может приводить к забавным недоразумениям. Вот как описывает американский химик Алан Хигер начало своей работы над новыми электропроводящими полимерами, за которые он вместе с Аланом Макдиармидом и Хидеки Сиракавой в 2000 году получил Нобелевскую премию по химии.

«В 1975 году появилась первая статья, посвященная новому металлическому полимеру, полимерному нитриду серы (SN)_x. Меня поразил этот необычный металл, и я захотел принять участие в игре. Я выяснил, что Алан Макдиармид, профессор химического факультета Пенсильванского университета, знаком с химией нитрида серы. Я договорился с ним о встрече с целью убедить его поработать совместно и синтезировать (SN)_x. Вспоминаю, что мы встретились вечером осеннего дня. После довольно продолжительного обсуждения, в ходе которого я почти не приблизился к своей цели, мне наконец стало понятно, что, когда я произносил „(SN)_x“, он воспринимал это как „(Sn)_x“! Нечего и говорить, что на него не произвёл никакого впечатления мой энтузиазм, поскольку „(Sn)_x“ — это металл. Любой химик знает, что олово — металл и проводит ток! Как только Макдиармид и я справились с этой „лингвистической“ проблемой, началось наше тесное сотрудничество».

Принципы, по которому составлены символы элементов, были сформированы ещё в первой половине XIX века. Берётся первая буква латинского названия, а если она у разных элементов одинаковая, то символ составляется из двух букв, причём другая буква обязательно вторая в названии. Так, например, элемент кюрий (названный в честь супругов Марии и Пьера Кюри) имеет латинское название Curium. Но если взять первые две буквы этого названия (Cu), то получится символ меди! Поэтому для кюрия был выбран символ Cm.

Довольно много элементов было названо в честь учёных. Если у вас под рукой есть периодическая таблица Менделеева, можете попробовать их найти, почти все они расположены в её кон-



На этой фотографии Гленн Сиборг (1912—1999) показывает на элемент, названный его именем ещё при жизни учёного — уникальный случай! Сиборг участвовал в открытии девяти элементов!

це. Это гадолиний Gd (финский химик и минералог Юхан Гадолин), самарий Sm (горный инженер В. Е. Самарский-Быховец), эйнштейний Es (физик Альберт Эйнштейн), фермий Fm (итальянский физик Энрико Ферми), кюрий Cm (Мария и Пьер Кюри), менделевий Md (Д. И. Менделеев), нобелий No (Альфред Нобель), лоуренсий Lr (американский физик Эрнест Орландо Лоуренс), резерфордий Rf (английский физик Эрнест Резерфорд), сиборгий Sg (американский физик Гленн Сиборг), борий Bh

Марка Панамы с изображением Пьера и Марии Кюри. 1943 г.



Марка ФРГ с изображением
Лизы Мейтнер. 1986 г.



(датский физик Нильс Бор), мейтнерий Mt (австрийский физик Лиза Мейтнер), рентгений Rg (немецкий физик Вильгельм Рентген).

Названия ряда элементов происходят от имён древних богов, героев и даже злых духов. Вот эти «мифологические» элементы (кроме уже упоминавшихся ниобия и тантала): кадмий (Кадм — герой греческой мифологии, брат Европы, царь Кадмейской земли), кобальт и никель (злые духи в средневековой Германии), прометий (герой мифов Прометей), торий (древнескандинавский бог-громовец Тор), титан (Титаны — гиганты в древнегреческой мифологии), ванадий (древнескандинавская богиня красоты Ванадис), уран, нептуний, плутоний (эти элементы были названы так же, как незадолго до них открытые планеты, а те, в свою очередь, — по именам героев древнегреческих мифов), гелий (древнегреческий бог солнца Гелиос), теллур (*лат.* tellus — планета Земля), селен (*греч.* sēlenē — Луна), церий и палладий (названы по незадолго до этого открытым астероидам и так же, как и они, — в честь древнегреческой боги-



Уран. Марка Греции. 1972 г.

ни плодородия Цереры и богини мудрости Афины Паллады).

Многие элементы имеют «географические» названия. Вот они: бериллий Be (город Белур (Веллуру) в Южной Индии), магний Mg и марганец Mn (от Магнесии в Греции), скандий Sc (в честь Скандинавии), медь Cu (от *лат.* Cyprius — остров Кипр, где в древности добывалась медь — отсюда латинское название этого элемента cuprum), галлий Ga (Gallia — латинское название Франции), германий Ge, стронций Sr (шотландская деревня Строншиан), иттрий Y, иттербий Yb, тербий Tb, эрбий Er (шведский посёлок Иттербю, от названия которого «отрезали» одну или две буквы), рутений Ru (Ruthenia — латинское название России), гафний Hf (Hafnia — латинское название Копенгагена), рений Re (Рейнская провинция в Германии), полоний Po (на латыни Polonia — Польша), франций Fr, европий Eu, гольмий Ho (Holmia — старинное латинское название Стокгольма), тулий Tm (*лат.* Thulium, в честь Скандинавии: так римляне называли северную часть Европы — Thule), лютеций Lu (от старинного латинского названия города, на месте которого расположен современный Париж, — Lutetia Parisorum), америций Am, берклий Bk (город Беркли в США), калифорний Cf (штат в США), дубний Db (город Дубна), хассий Hs (Hassia — латинское название старинного немецкого

княжества Гессен), дармштадтий Ds (город в Германии Дармштадт).

Ряд элементов назван по их свойству. Например, хлор — от *греч.* chlōrós — «жёлто-зелёный»; бром — от *греч.* brōmos — «зловонный», иод — от *греч.* iōdēs — «фиолетовый» и т. д.

Бывали и многолетние споры о названии элементов. В 1841 году английский химик Чарлз Хатчет выделил из неизвестного минерала, присланного из Канады, оксид нового элемента. Минерал он назвал по месту находки (Британская Колумбия) колумбитом, а элемент — колумбием (Cb). Через три года немецкий химик Генрих Розе выделил оксид какого-то неизвестного ему элемента из минерала, найденного в Баварии. Этот оксид по своим химическим свойствам был очень похож на оксид другого элемента — тантала. Тантал открыл в 1802 году шведский химик Андерс Густав Экеберг, причём после долгих и мучительных поисков. Так что не зря он придумал новому элементу такое название. (Древнегреческие мифы рассказывают, что фригийский царь Тантал за свои преступления был жестоко наказан богами: он мучился от жажды и голода, стоя по горло в воде, а над его головой росли сочные плоды. Но ни напиться, ни утолить голод он не мог: когда Тантал наклонял голову, вода

уходила, а когда поднимал руку, поднимались ветви с плодами.)

Зная о том, что у Тантала была дочь Ниоба, Г. Розе назвал элемент, содержащийся в выделенном им оксиде, ниобием (Nb). Вскоре выяснилось, что Хатчет и Розе обнаружили один и тот же элемент. Но в течение более 100 лет в Англии и в Америке этот элемент называли колумбием, а в других странах — ниобием. И только в 1950 году решили называть этот элемент ниобием, а минерал, в котором он был впервые найден, — ферроколумбитом, так как кроме ниобия он содержит также железо, его формула $\text{Fe}(\text{NbO}_3)_2$.

Название новому элементу предлагают те, кто его открыл. В последние десятилетия новые элементы фактически не открывают (так как в природе их нет), а получают искусственно. И возникали споры между тремя группами исследователей, которые работали над синтезом новых элементов — в Лаборатории имени Лоуренса в Беркли (США), в Объединённом институте ядерных исследований в Дубне (СССР, затем РФ) и в Обществе по изучению тяжёлых ионов в Дармштадте (ФРГ). В разрешении споров участвовали члены международной комиссии по

Объединённый институт ядерных исследований, г. Дубна.



номенклатуре неорганических соединений, которая работает при ИЮПАК (сокращение от *англ.* International Union of Pure and Applied Chemistry — Международный союз теоретической и прикладной химии). Предложения этой комиссии затем выносятся на Генеральную ассамблею ИЮПАК, которая и принимает окончательное решение.

Если не приходили к согласию и Генеральная ассамблея долго не принимала решение, тот или иной элемент в разных

странах назывался по-разному. А бывало и так: новые работы опровергали результаты прежних, и учёные требовали изменить название элемента. Особенно часто это случалось со сверхтяжёлыми искусственными элементами — из-за споров, кто первый их открыл. Вот как предлагали называть один и тот же элемент в разных странах:

Окончательную точку над *i* поставило в 1997 году решение Генеральной ассамблеи ИЮПАК. Возможно, оно не всегда

	Беркли	Дубна	Дармштадт	ИЮПАК, 1994	ИЮПАК, 1997
№ 104	Резерфордий (Rf)	Курчатовий (Ku)		Дубний (Db)	Резерфордий
№ 105	Ганий (Ha)	Нильсборий (Ns)		Жолиотий (Jl)	Дубний
№ 106	Сиборгий (Sg)			Резерфордий	Сиборгий
№ 107			Нильсборий	Борий (Bh)	Борий
№ 108			Хассий (Hs)	Ганий (Hn)	Хассий



Гелиос. Марка Греции. 1991 г.



Логотип ИЮПАК.

было справедливым, но в 1999 году его подтвердила Генеральная ассамблея Международного союза физиков (IUPAP — International Union of Pure and Applied Physics), и с тех пор споры как будто прекратились. Хотя соперничество в области синтеза новых элементов осталось.

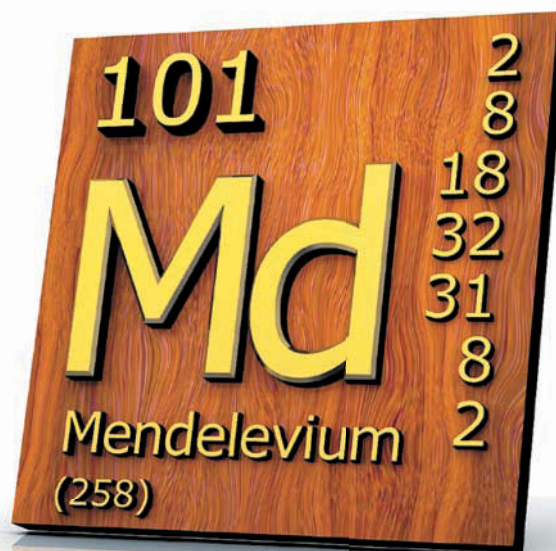
Известно, что по поводу ряда элементов с порядковым номером больше 101 (элемент менделевий, символ Md) велись многолетние споры о том, кто первый открыл данный элемент и кому, таким образом, принадлежит право его назвать. В результате случались переименования элементов, и даже не один раз. Чтобы избежать подобных разногласий и споров, комиссия по номенклатуре при ИЮПАК ещё в 1973 году предложила называть все новые элементы в соответствии с их порядковым номером, используя для этого латинские и греческие корни количественных и порядковых числительных: 0 — nil, 1 — un, 2 — bi, 3 — tri, 4 — quad, 5 — pent, 6 — hex, 7 — sept, 8 — oct, 9 — enn. Эти корни были

выбраны так, чтобы легко можно было образовывать не повторяющиеся названия и символы любого элемента вплоть до 999-го. При этом символы новых элементов, в отличие от уже существующих, состоят из трёх букв.

Некоторые примеры довольно необычных названий элементов и их символов в соответствии с предложением комиссии приведены в таблице.

Как видно, система действительно очень простая и каждый может научиться пользоваться ею буквально за пару минут. Но если с произношением названий самих элементов всё вроде бы в порядке, а некоторые названия звучат прямо-таки величественно, напоминая то ли римских цезарей, то ли речи Цицерона (ун-квад-нилийум, энн-септ-октиум), то с произношением символов дело обстоит намного хуже. Можно ещё смириться с элементом «эхо» (968-й) или «ухо» (168-й), хуже с элементами «ууу» (111-й), «эээ» (999-й), «укуку» (144-й) или «кукуку» (444-й), и совсем плохо с такими элементами, как «бнн» (200-й), «птс» (537-й) и т. п. Может быть, именно поэтому химики пока не приняли это

предложение и называют вновь открытые элементы по традиции — в честь учёных или по названиям мест, где были получены элементы.



№	Название	Символ	№	Название	Символ
104	Unnilquadium	Unq	168	Unhexoctium	Uho
105	Unnilpentium	Unp	194	Unennquadium	Ueq
106	Unnilhexium	Unh	200	Binilnilium	Bnn
107	Unnilseptium	Uns	204	Binilquadium	Bnq
108	Unniloctium	Uno	244	Biquadquadium	Bqq
109	Unnilennium	Une	344	Triquadquadium	Tqq
110	Ununnilium	Uun	444	Quadquadquadium	Qqq
111	Unununium	Uuu	544	Pentquadquadium	Pqq
114	Ununquadium	Uuq	644	Hexquadquadium	Hqq
120	Unbinilium	Ubn	744	Septquadquadium	Sqq
124	Unbiquadium	Ubq	844	Octquadquadium	Oqq
134	Untriquadium	Utq	944	Ennquadquadium	Eqq
144	Unquadquadium	Uqq	968	Ennhexoctium	Eho
154	Unpentquadium	Upq	999	Ennennennium	Eee

Выстраивание элементов по ранжиру

Первые попытки классификации элементов

Как уже отмечалось, ко второй половине XIX века химикам было известно около 60 различных элементов. Конечно, химики пытались разобраться в том, подчинены ли эти элементы каким-то правилам, есть ли у них какие-то свойства, позволяющие их классифицировать. Очень важным был также вопрос, конечно ли число элементов, и если конечно, то сколько их ещё не открыто.

Чтобы ответить на эти вопросы, для начала нужно было систематизировать уже известные элементы, выстроить в некоторую систему. Такие попытки, конечно, предпринимались, и неоднократно. И прежде всего химики обращали внимание на то, что некоторые элементы очень похожи по своим химическим (а иногда и физическим) свойствам. Типичный пример — щелочные металлы литий, натрий, калий. Всё это дало повод химикам задолго до Менделеева предлагать различные классификации элементов — примерно как биологи классифицируют близкие по ряду признаков растения и животных. В 1829 году немецкий химик и аптекарь (что типично для многих химиков того времени) Иоганн Вольфганг Дёберейнер (1780—1849) обнаружил у вновь открытого элемента брома любопытное свойство: его атомная масса (80) почти в точности равнялась среднему арифметическому атомных масс хлора (35,5) и йода (127). Кроме того, закономерны изменялись и физические свойства соответствующих простых тел: хлор — газ с бледной жёлто-зелёной окраской, бром — красно-бурая жидкость, иод — твёрдое вещество чёрно-серого цвета с металлическим блеском. А главное — хлор (Cl), бром (Br) и иод (I) в химическом отношении были очень похожими



И. В. Дёберейнер, немецкий химик и фармацевт.

и даже получили общее название галогены, то есть «рождающие соли».

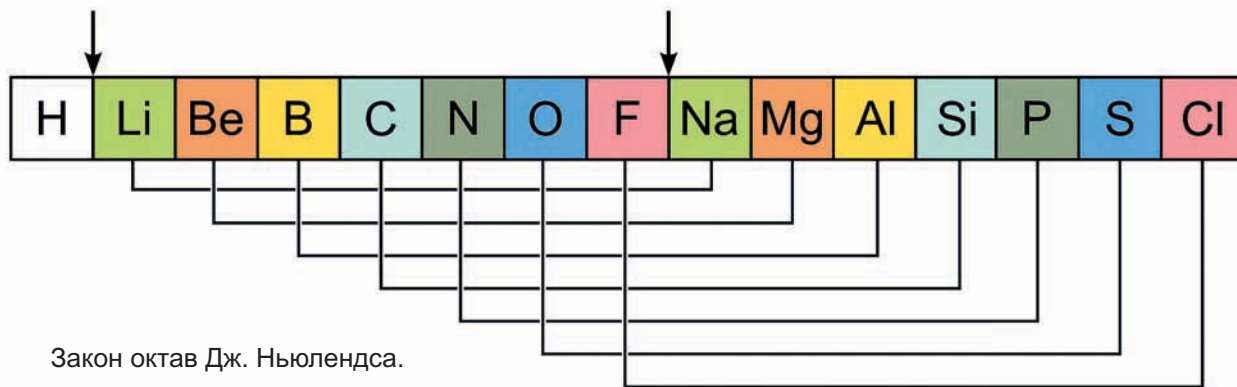
Конечно, это могло быть просто случайным совпадением. Поэтому Дёберейнер попытался поискать среди известных к тому времени 54 элементов другие подобные триады. Он нашёл ещё две: кальций (Ca, масса 40), стронций (Sr, масса 87,6) и барий (Ba, масса 137); сера (S, масса 32), селен (Se, масса 79,4), теллур (Te, масса 128). В этих триадах помимо закономерного увеличения атомной массы налицо было и химическое сходство. В первую тройку попали так называемые щёлочноземельные элементы, во вторую — халькогены (в переводе с греческого это слово означает «рождающие медь»; конечно, ни сера, ни селен, ни теллур медь не «рождают», но они встречаются в медных рудах). Эти три элемента

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	A	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII
1	(H)												
2	Li Литий	Be Бериллий	B Бор	C Углерод	N Азот	O Кислород	F Фтор	Ne Неон	He Гелий				
3	Na Натрий	Mg Магний	Al Алюминий	Si Кремний	P Фосфор	S Сера	Cl Хлор	Ar Аргон	Ne Неон				
4	K Калий	Ca Кальций	Sc Скандий	Ti Титан	V Ванадий	Cr Хром	Mn Марганец	Fe Железо	Co Кобальт	Ni Никель			
5	Rb Рубидий	Sr Стронций	Y Иттрий	Zr Цирконий	Nb Нобий	Mo Молибден	Tc Технеций	Ru Рутений	Rh Родий	Pd Палладий			
6	Cs Цезий	Ba Барий	La* Лантан	Hf Гафний	Ta Тантал	W Вольфрам	Re Рений	Os Осмий	Ir Иридий	Pt Платина			
7	Fr Франций	Ra Радий	Ac** Актиний	Rf Рифторидий	Db Дубний	Po Полоний	At Астат	Rn Радон	Hs Хассий	Mt Мейтнерий			
ФОРМУЛЫ ВЫСОКИХ ОКСИДОВ	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄					
ФОРМУЛЫ ЛЕГКИХ ОКСИДОВ				RH ₄									
СОСТАВЛЯЮЩИЕ СОЕДИНЕНИЯ													
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce Церий	Pr Празеодим	Nd Неодим	Pm Прометий	Sm Самарий	Eu Европий	Gd Гадолиний	Dy Диспросий	Ho Гольмий	Er Ербий	Tm Термий	Yb Иттербий	Lu Лютеций
АКТИНОИДЫ**	Th Торий	Pa Протактиний	U Уран	Np Нептуний	Am Америций	Cm Кюрий	Bk Берклий	Cf Калифорний	Es Эйнштейний	Fm Фермий	Md Менделевий	No Нобелий	Lr Лавренций

Выстраивание элементов по ранжированию

Первые попытки классификации элементов



Закон октав Дж. Ньюлендса.

сходны по своим химическим свойствам, а медь образует с ними очень устойчивые соединения. В их числе сульфид Cu_2S (минерал медный блеск), селенид Cu_2Se (минерал берцелианит), теллурид Cu_2Te (минерал риккардит).

Других подобных триад Дёберейнера найти не удалось, и они так и остались любопытным казусом, но не более. А главное, в те годы относительные массы атомов, в отличие от физических и химических свойств веществ, не считались чем-то важным для характеристики элементов, их использовали только для расчётов состава вещества и соотношения реагентов в реакциях (об этом рассказывалось в статье «Взвешивание атомов и молекул. Закон Авогадро»).



Дж. А. Р. Ньюлендс, английский химик.

Но прошло 35 лет, и английский химик Джон Александер Рейна Ньюлендс (1837—1898) вновь попытался найти закономерности в атомных массах элементов — к этому времени их число уже перевалило за 60. Расположив элементы в порядке возрастания их атомных масс, Ньюлендс обнаружил очень интересную закономерность, которую он назвал законом октав. Если расположить элементы вертикальными столбцами по семь элементов в столбце (как семь нот в музыкальной октаве), а затем начать новый столбец, то близкие по свойствам элементы, как и соответствующие ноты, оказываются в одном горизонтальном ряду. В этих рядах можно было найти и каждую из триад Дёберейнера. «Восьмой элемент, начиная с данного,— писал Ньюлендс, является как бы повторением первого, подобно восьмой ноте октавы в музыке». Вряд ли музыкальная аналогия была у Ньюлендса случайной, если учесть его итальянское происхождение по материнской линии. Совсем ещё молодой учёный (ему было тогда только 25 лет) уже успел прославиться тем, что сражался за свободу Италии в войсках Гарибальди.

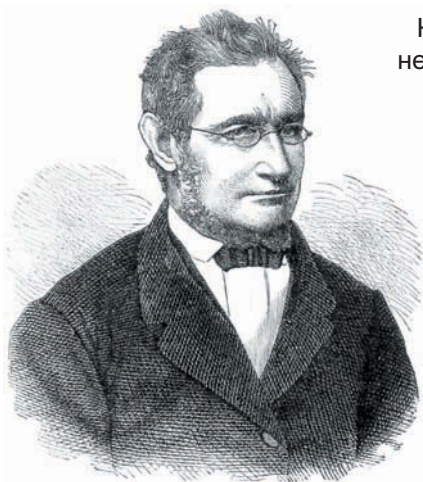
Вот как выглядела таблица Ньюлендса. Всего в ней 62 элемента, хотя в нескольких местах под одним номером «втиснуто» сразу два элемента. Ряд символов в таблице отличаются от современных. Так, G обозначает старое название бериллия (глициний), Bo — это бор, Ro — родий, J — иод, Di — дидим, который впоследствии оказался смесью двух элементов — неодима и празеодима.

№ H 1	№ F 8	№ Cl 15	№ Co Ni 22	№ Br 29	№ Pd 36	№ J 42	№ Pt Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Tl 53
G 3	Mg 10	Ca 17	Zn 25	Sr 31	Cd 38	Ba V 45	Pb 54
Bo 4	Al 11	Cr 19	Y 24	Ce La 33	U 40	Ta 46	Th 56
C 5	Si 12	Ti 18	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Hg 52
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro Ru 35	Te 43	Au 49	Os 51

Трудно было предположить, что такая повторяемость свойств элементов — явление чисто случайное. Поэтому Ньюлендс постарался обратить внимание химиков на открытую им закономерность, опубликовав в 1863—1866 годах в английском журнале «Химические новости» несколько статей на эту тему. Однако с «законом октав» Ньюлендсу не повезло. Он имел множество недостатков. Прежде всего, обращает внимание частый сбой порядковой нумерации (номера элементов расположены в порядке возрастания известных тогда атомных масс этих элементов). Ньюлендс был вынужден пойти на это, чтобы сходные по свойствам элементы оказались по возможности в одном ряду. Например, иод (№ 42) — явный аналог фтора, хлора и брома, поэтому его место именно в первом ряду. Торий (№ 56) считался тогда самым тяжёлым элементом, но его место было наверняка не в последнем ряду, поэтому Ньюлендс «подтянул» его повыше. Олово (№ 39) значительно ближе по свойству к титану (№ 18), чем к итрию (№ 24), и Ньюлендс поменял его местами с ураном. И всё же многие эле-

менты затесались среди совсем на них не похожих. Например, золото (№ 49) имеет много общего с медью (№ 23) и серебром (№ 37), но стоит почему-то совсем в другом ряду. Химические свойства хрома (№ 19), молибдена (№ 34) и вольфрама (№ 47) весьма близки, но в таблице все три элемента стоят в разных рядах. Не удивительно, что современники не посчитали эту таблицу достойной какого-либо внимания. Чего стоит только ехидное замечание профессора физики Джорджа Фостера (1835—1919): не пробовал ли Ньюлендс поискать какую-нибудь другую закономерность среди элементов, расположив их, например, в алфавитном порядке названий...

Очень близко подошёл к открытию закономерности в атомных массах элементов немецкий врач и химик Юлиус Лотар Мейер (1830—1895). Он даже несколько лет выступал с претензиями на первенство, а в Германии его до сих пор считают соавтором открытия периодического закона. Действительно, таблица Мейера, опубликованная в 1864 году, несколько напоминает будущую таблицу Менделеева. У Мейера элементы (правда, только 44) расположены в порядке возрастания атомных масс и расставлены в шести столбцах. В одну группу в этой таблице попадают родственные элементы, причём разность атомных масс соседних элементов, как правило, остаётся постоянной. Мейер построил также график зависимости от атомной массы элемента одного из физических свойств — объёма, занимаемого одним молем простого вещества (фактически это обратная величина от плотности). И на этом графике регулярно появлялись пики и впадины, что свидетельствовало об определённой закономерности.



Ю. Л. Мейер,
немецкий врач
и химик.

Выстраивание элементов по ранжиру

Открытие Менделеева

Знаменитый периодический закон был открыт Дмитрием Ивановичем Менделеевым (1834—1907) в начале 1869 года. Благодаря этому закону Менделеев, вероятно, является единственным отечественным учёным, имя которого известно школьникам всех стран мира — по крайней мере, тем, кто изучал в школе химию.

Задуматься над классификацией элементов Менделеева заставила работа над учебником «Основы химии». Нужно было как-то распределить обширный материал по свойствам элементов и их соединений. Открытый им закон позволял сделать это на научной основе. Что имел в своём распоряжении Менделеев, когда задумался над классификацией элементов? Чуть более 60 эле-



Д. И. Менделеев. Фото О. Карелина. XIX в.

ментов. Менделеев не просто расставил их в порядке увеличения атомных масс и заметил при этом определённые закономерности (например, повторяемость свойств элементов) — это до него делали и другие химики. Заслуга Менделеева (и, соответственно, честь открытия нового закона) заключается в том, что он видел в своей таблице не просто удобный способ классификации элементов, а глубокий внутренний закон (недаром свою систему элементов Менделеев назвал «естественной»). Правда, физическая сущность закона оставалась для него непонятной (объяснение периодического закона с точки зрения строения атомов было дано только в XX веке). Основываясь на своей уверенности, Менделеев оставил в таблице пустые места для ещё не открытых элементов. Более того, он отважился предсказать их свойства! Впоследствии учёные разных стран открыли эти элементы (галлий, скандий и германий) и подтвердили предсказания Менделеева, таблица которого быстро получила признание во всём мире, а её автору она принесла заслуженную всемирную славу.

Опубликовав 17 февраля (1 марта по новому стилю) 1869 года свою первую таблицу, Менделеев внёс в неё принципиальные новшества по сравнению с предшественниками. Как и раньше, за основу была взята атомная масса элемента, а элементы располагались в порядке её возрастания. Но Менделеев подошёл к этому принципу критически, считая, что химические свойства элемента важнее для определения места этого элемента, чем его атомная масса. В первом варианте своей таблицы Менделеев располагал элементы последовательно не по горизонтали, а по вертикали. Через два года он изменил этот принцип, и его

Н. А. Ярошенко. Портрет Д. И. Менделеева. 1886 г.

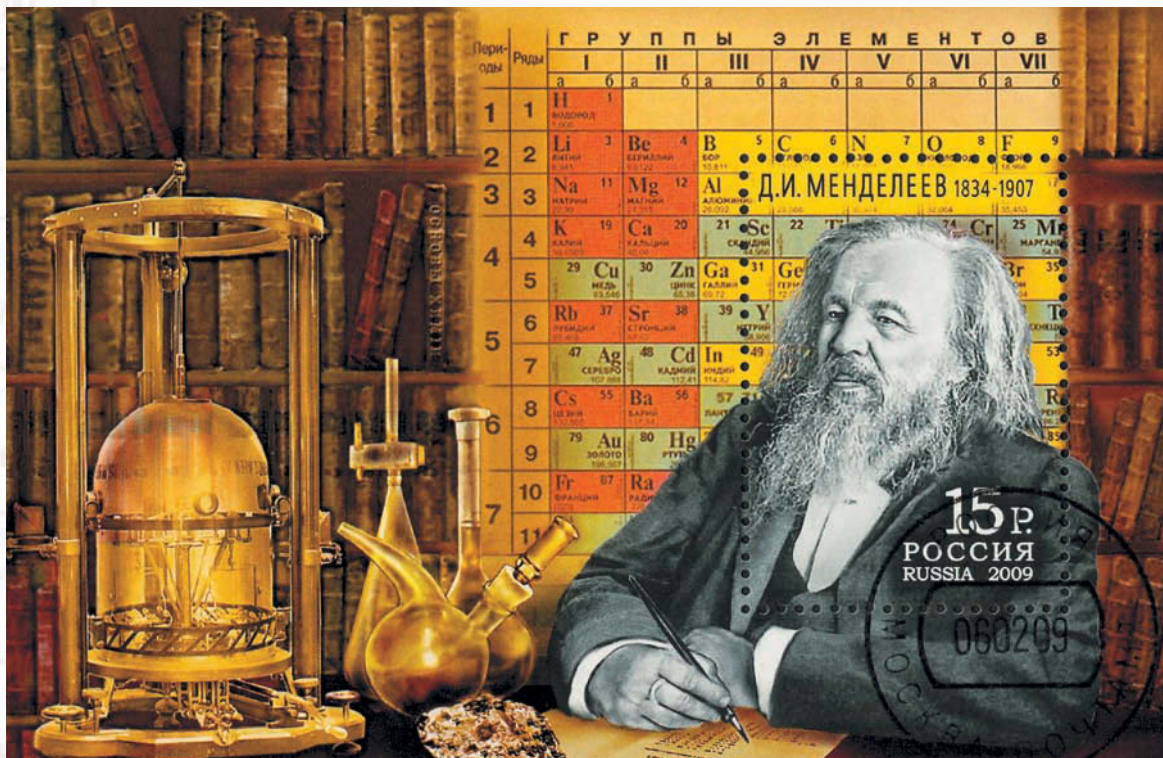
таблица, включённая во вторую часть учебника «Основы химии», изданного в 1871 году, имеет уже почти современный вид.

Основной принцип построения таблицы был нарушен, в отличие от системы Ньюлендса, только в одном месте. Теллур с атомной массой 128 оказался над иодом (атомная масса 127). Именно этого требовала, вопреки формальному правилу, логика размещения элементов в соответствии с их химическими свойствами. На всякий случай Менделеев поставил возле символа теллура (Te) знак вопроса: вдруг атомная масса этого элемента определена неточно и окажется всё-таки меньше, чем у иода (относительно хорошо изученного иода таких сомнений не было). Последующие исследования показали, что, действительно, атомная масса теллура была немного завышена; но всё равно теллур оказался тяжелее иода! По современным данным, атомная масса теллура равна 127,60, а иода — 126,9045.

Размеры атомов

Размеры атомов всех элементов настолько малы, что их трудно даже представить. Поэтому их выражают в непривычных для нас единицах — нанометрах (от греч. *nános* — «карлик»), то есть в миллиардных долях метра, а иногда даже в пикометрах (от *ит. piccolo* — «маленький»), триллионных долях метра. Самый маленький — атом водорода (0,046 нм, или 46 пм), самый большой — атом цезия (0,268 нм). Цезий — далеко не самый тяжёлый элемент, он значительно легче урана. Почему же он самый большой? Дело в том, что размер атома определяется двумя факторами: числом электронов (чем их больше, тем дальше они располагаются от ядра) и зарядом ядра (чем он больше, тем сильнее ядро притягивает к себе электроны, уменьшая тем самым размер атома).





Почтовый блок России, посвящённый Д. И. Менделееву. 2009 г.

В современной таблице есть ещё несколько таких мест, нарушающих общий принцип, которого придерживался Менделеев, — закономерного увеличения атомных масс элементов. Аргон (атомная масса 39,948) стоит перед калием (атомная масса 39,0983); кобальт (атомная масса 58,9332) стоит перед никелем (атомная масса 58,6934); торий (атомная масса 232,0381) стоит перед протактинием (атомная масса 231,0359). Исключительно высокая точность, с которой в настоящее время определяются атомные массы, говорит о том, что об ошибках в этой области не может быть и речи. «Нарушения» в таблице имеют объяснение. Оно связано с тем, как и в каком количестве образуются изотопы разных химических элементов. Сейчас известно, что атомы всех без исключения элементов, в том числе и тех, из которых состоит тело человека, были когда-то синтезированы в звёздах в результате ядерных реакций. При взрывах звёзд атомы рассеиваются в космосе, по-

том из них формируются новые звёзды, а также планеты.

Как уже говорилось, большинство химических элементов в природе существует в виде смеси изотопов, массы которых отличаются. При определении атомной массы элемента химик имеет дело с природной смесью изотопов. И изредка получается, что у элемента, который в таблице стоит впереди, тяжёлых изотопов синтезировалось в звёздах немного больше, чем у следующего элемента. Возьмём конкретный случай иода и теллура, по поводу которого Менделеев поначалу сомневался. У элемента иода в природе нет изотопов, все его атомы имеют одинаковую массу. А вот у теллура изотопов много — целых шесть; масса самого лёгкого 119,9040, а самого тяжёлого — 129,9062. Но лёгких изотопов в природном теллуре мало, а двух тяжёлых, масса которых больше, чем у иода, — много (65,5%). Так что в среднем атомы теллура немного тяжелее атомов иода. То же происходит и в случае других «исключений из правила». Но всё это стало известно уже после жизни Менделеева, когда учёные выяснили, как

устроен атом, и были открыты изотопы элементов.

Наиболее важное новшество таблицы Менделеева по сравнению с таблицами, предлагавшимися другими химиками, заключалось в теоретическом предсказании новых химических элементов. По логике построения своей таблицы он не мог в некоторых случаях найти известный элемент с «нужными» свойствами, чтобы поставить его на определённое место. И вместо того чтобы пытаться как-то приспособить таблицу, как это делали его предшественники, Менделеев оставил в ней пустые места, сделав очень смелое предположение: эти места соответствуют ещё не открытым элементам. Если же элементы следовали без пропусков, это означало, что никакие новые элементы с соответствующими свойствами туда втиснуть уже невозможно, так что и открыты они никогда не будут!

Оставив в своей таблице пустые места для не открытых элементов, Менделеев предсказал некоторые их свойства. «Такие неизвестные элементы, — писал Менделеев, — можно назвать по имени предшествующего известного элемента той же группы, прибавив предварительный слог "эка", что значит по-санскритски один». Иногда своей таблице он доверял больше, чем чужим экспериментальным данным! В современной таблице после калия (K, атомная масса 39) идёт кальций (Ca, атомная масса 40), затем скандий (Sc, атомная масса 45) и титан (Ti, атомная масса 48, во времена Менделеева определённая как 50). Но скандий тогда не был известен. Однако Менделеев не поставил титан вслед за кальцием! Так поступить не позволяли химические свойства этих элементов, иначе титан оказался бы «не в своей тарелке». И Менделеев не просто оставляет пустую клетку в своей таблице. Он ставит в ней предполагаемую атомную массу неизвестного элемента (45), называет его предварительно экабором, поскольку считает новый элемент аналогом бора (то есть это как бы «ещё один бор»). Наконец, Менделеев подробно описывает его свойства!

Так же Менделеев поступил ещё в нескольких местах своей таблицы, назвав

неизвестные ещё элементы экаалюминием, экакремнием, экаиодом и описав их свойства. Возможность предсказывать свойства новых элементов должна была существенно облегчить их поиски. Однако вначале химики отнеслись к этой идее с недоверием. Необходимо было явное и бесспорное доказательство действительности нового закона.

Оно появилось в 1875 году, когда мало кому известный в то время французский химик Поль Эмиль Лекок де Буабодран (1838—1912), используя новый метод спектрального анализа, обнаружил в спектре цинковой руды новую фиолетовую линию. Ему пришлось потратить много сил, чтобы выделить из руды около 100 мг нового элемента (его там было менее 0,1%). Он был назван галлием — в честь родины химика. Правда, злые языки утверждали, что в названии элемента его первооткрыватель неявно увековечил не Францию, а свою

Периодическая система элементов по группам и рядам.

Группы элементов	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ											
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1		Водород H 1,008										
2	Гелий He 4,0	Литий Li 7,03	Бериллий Be 9,1	Бор B 11,0	Углерод C 12,0	Азот N 14,01	Кислород O 16,00	Фтор F 19,0				
3	Неон Ne 19,9	Натрий Na 23,00	Магний Mg 24,30	Алюминий Al 27,1	Силиций Si 28,2	Фосфор P 31,0	Сера S 32,06	Хлор Cl 35,45				
4	Аргон Ar 39,95	Калий K 39,10	Кальций Ca 40,1	Скандий Sc 44,96	Титан Ti 48,1	Ванадий V 51,0	Хром Cr 52,0	Марганец Mn 55,0	Железо Fe 55,85	Никель Ni 58,71	Кобальт Co 58,93	Медь Cu 63,54
5		Цинк Zn 65,4	Галлий Ga 69,7	Германий Ge 72,6	Мышьяк As 75,0	Селен Se 79,6	Бром Br 79,9					
6	Криpton Kr 81,8	Рубидий Rb 85,5	Стронций Sr 87,6	Иттрий Y 89,0	Цирконий Zr 90,6	Ниобий Nb 94,0	Молибден Mo 96,0		Рутений Ru 101,1	Родий Rh 102,0	Палладий Pd 106,5	
7		Серебро Ag 107,9	Кадмий Cd 112,4	Индий In 114,8	Олово Sn 118,7	Сурь Sb 120,2	Теллур Te 127	Йод I 127				
8	Ксенон Xe 138	Цезий Cs 132,9	Барий Ba 137,4	Лантан La 138,9	Серебро Ag 107,9	Сурь Sb 120,2	Теллур Te 127	Йод I 127				
9												
10				Иттрий Yb 173	Тантал Ta 183	Вольфрам W 184			Осмий Os 191	Иридий Ir 193	Платина Pt 195	Золото Au 197
11		Золото Au 197,2	Ртуть Hg 200,6	Таллий Tl 204,4	Свинец Pb 206,4	Бисмут Bi 208,5						
12			Радий Ra 226		Торий Th 232	Уран U 238,5						

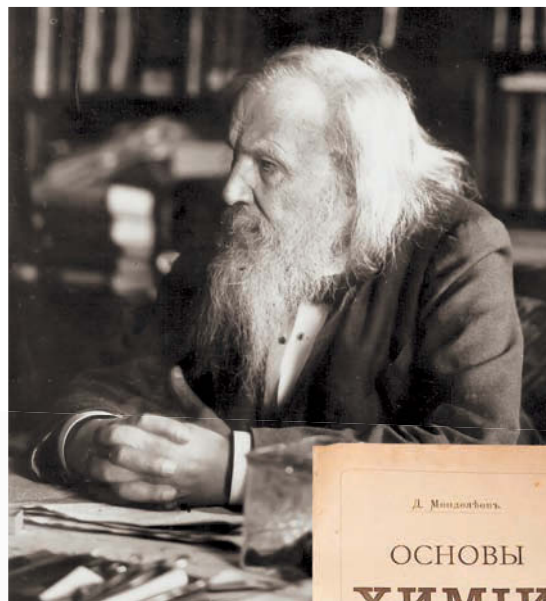
Выше обозначены окислы
R R⁰ RO RO² R³O² RO² R³O² RO² R³O² RO²
Выше обозначены соединения
RH³ RH² RH² RH

Д. Менделеев.
1869—1906.

Таблица Менделеева.
1869—1905 гг.

фамилию: ведь символ Франции — петух (le coq), что совпадает с фамилией химика (Lecoq)...

Менделеев прочитал сообщение о новом элементе, опубликованном в докладах Парижской академии наук, и сразу узнал в нём свой «экаалюминий»! И написал в Париж письмо, в котором осмелился утверждать, что в статье допущена неточность: плотность галлия равна не 4,7, а 5,9—6,0. Уверенность Менделеева следовала из его таблицы: свойства каждого элемента в ней можно предсказать на основании свойств его соседей. Оказалось, что Леккок де Буабодран никогда не слышал о периодическом законе и узнал о его существовании только из письма Менделеева! Тогда он тщательно очистил галлий и ещё раз измерил его плотность. Некоторые историки химии полагают, что кропотливую работу он предпринял лишь с целью посрамить самоуверенного русского учёного. Результат же оказался поразительным: плотность очищенного препарата оказалась равной 5,9 г/см³! Почти в точности совпали и другие свойства:



Д. И. Менделеев в своём кабинете. 1897 г.

Книга Д. И. Менделеева «Основы химии», издание 1906 г.



Экаалюминий Ea (предсказание Менделеева)	Свойства чистого галлия
Атомная масса — около 68	69,72
Должен быть легкоплавким	Плавится при 29,8 °С
Плотность блика к 6,0 г/см ³	Плотность 5,9 г/см ³
Объём одного моля 11,5 см ³	Мольный объём 11,8 см ³
Не должен окисляться на воздухе	Медленно окисляется при очень высокой температуре
При высокой температуре должен разлагать воду	При высокой температуре разлагает воду
Формула хлорида EaCl ₃	Формула хлорида GaCl ₃
Должен образовывать квасцы типа алюминиевых	Образует квасцы
Оксид Ea ₂ O ₃ должен легко давать металл, более летучий, чем алюминий	_____
Будет открыт путём спектрального анализа	Открыт методом спектрального анализа



Д. И. Менделеев.
1905 г.

Изображение
первого рукописного
варианта
(18 февраля 1869 г.)
Периодического
закона. Почтовый
блок СССР, 1969 г.

Сименс
Сименсовъ,
Симбирскы
рас. атомнаи вѣд) и (сходствѣ
Д Менделѣева.

$Ti = 50$	$Zr = 90$	$? = 180$
$V = 51$	$Nb = 94$	$Fa = 182$
$Cr = 52$	$Mo = 96$	$W = 186$
$Mn = 55$	$Rh = 104,4$	$Pf = 197,4$
$Fe = 56$	$Ro = 104,4$	$Ir = 198.$
$Ni = Co = 59.$	$Pt = 106,6$	$Os = 199$
$? = 22$	$Cu = 63,4$	$Ay = 108$
$Mg = 24$	$Zn = 65,2$	$Co = 112$
$Al = 27,4$	$? = 68$	$U = 116$
	70	$Sn = 118$
	75	$Pb = 122$
	79,4	$Te = 128?$
	80	$? = 127$
	85,4	$Cd = 133$
	87,6	$Ba = 137$
	12	$Pt = 204$
	14	$Pb = 207.$
	15	
	18?	

$18 \frac{II}{17} 69.$

(Предсказание Менделеева о летучести галлия смогли проверить только через 100 лет. Оказалось, что и здесь великий химик не ошибся.) Поражённый Лекок де Буабодран позднее написал: «Не нужно, я думаю, указывать на исключительное значение, которое имеет плотность нового элемента в отношении подтверждения теоретических взглядов Менделеева». Открытие галлия принесло славу французскому химику (впоследствии он открыл ещё два химических элемента), а сам он из скептика превратился, по словам самого Менделеева, в «укрепителя периодического закона».

Вскоре были открыты и другие предсказанные Менделеевым элементы: в 1879 году скандий («экабор»), в 1886-м — германий («экакремний»). Теперь уже все химики стали пользоваться таблицей Менделеева. Как писал сам Дмитрий Иванович, «до периодического закона простые тела (простыми телами в то время назывались простые вещества) представляли лишь отрывочные, случайные явления природы, не было поводов ждать каких-либо новых, а вновь находимые в своих свойствах были полной неожиданной новинкой. Периодическая законность первая дала возможность видеть неоткрытые ещё элементы в такой





дали, до которой невооружённое этой законностью химическое зрение до тех пор не достигало». В последующем «химическое зрение» учёных, вооружённых периодическим законом, позволило вдвое расширить число химических элементов по сравнению с известными Д. И. Менделееву в 1869 году.

Теперь-то мы знаем, почему был прав Менделеев, хотя доказать его правоту стало возможно только в XX веке. В каждом атоме есть положительно заряженное ядро, и элементы в таблице Менделеева следуют строго в порядке увеличения заряда ядра. Именно этот заряд, который указан в каждой клеточке современной таблицы Менделеева, определяет место элемента в таблице и соответствует его порядковому номеру. Заряд же ядра определяется просто — по числу протонов в ядре, потому что каждый протон несёт единичный положительный заряд. Так, у первого элемента — водорода заряд ядра +1, а у урана (последний известный Менделееву элемент) заряд ядра +92. И если, например, заряд ядра у атома драгоценного металла палладия (и номер этого элемента в таблице) равен +46, а заряд ядра атома серебра равен +47, то никаких других элементов, драгоценных или нет, между палладием и серебром нет и быть не может. Потому что не может быть атома, в ядре которого 46,5 протонов!

То же относится к любому другому месту таблицы — кроме, конечно, её конца. Только там остаётся ещё возможность открыть новые, всё более тяжёлые элементы. Но эти элементы получают искусственно, буквально по одному атому, которые после образования сразу же распадаются — как правило, ещё до того, как будет получен второй атом нового элемента. Так что ни оболочки космического корабля, ни даже булавки из этих элементов сделать в принципе невозможно.

В XX веке, когда стало известно, как устроены атомы, появилось чёткое и вполне определённое понятие химического

Памятник Д. И. Менделееву в Санкт-Петербурге.



Российский химико-технологический университет им. Д. И. Менделеева. Москва.

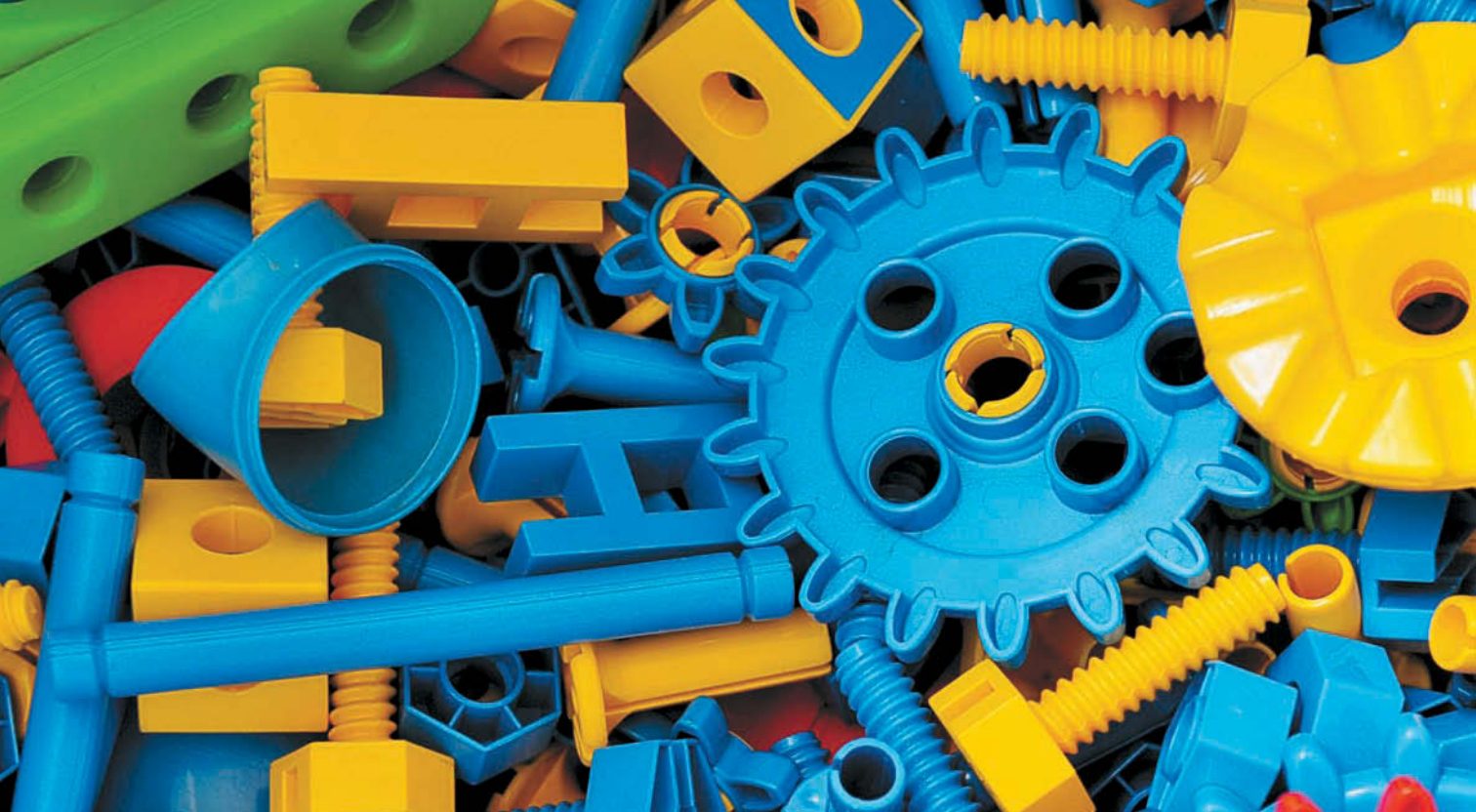
Памятник Д. И. Менделееву в РХТУ.

элемента. Элемент — это совокупность атомов, которые устроены одинаково. Одинаковы у них заряды ядер, потому что в этих ядрах одинаковое число протонов. Например, у всех атомов золота в ядрах находится по 79 протонов, а в атомах свинца — 82. Поскольку ни в каких химических реакциях ядра не изменяются, одни атомы не могут превратиться в другие. Следовательно, не переходят друг в друга и химические элементы. Это как в конструкторе: если в нём очень много разнообразных деталей, из них можно собрать множество сложных конструкций. Но невозможно одну деталь превратить в другую, не сломав её. Поэтому сейчас вряд ли кому может прийти в голову идея превращения одного элемента в другой химическим способом, которая для алхимиков была вполне естественной. Правда, физики научились «ломать» атомы и превращать одни элементы в другие (например, из урана делать начинку атомных бомб — плутоний), но к химическим реакциям эти процессы не имеют отношения.

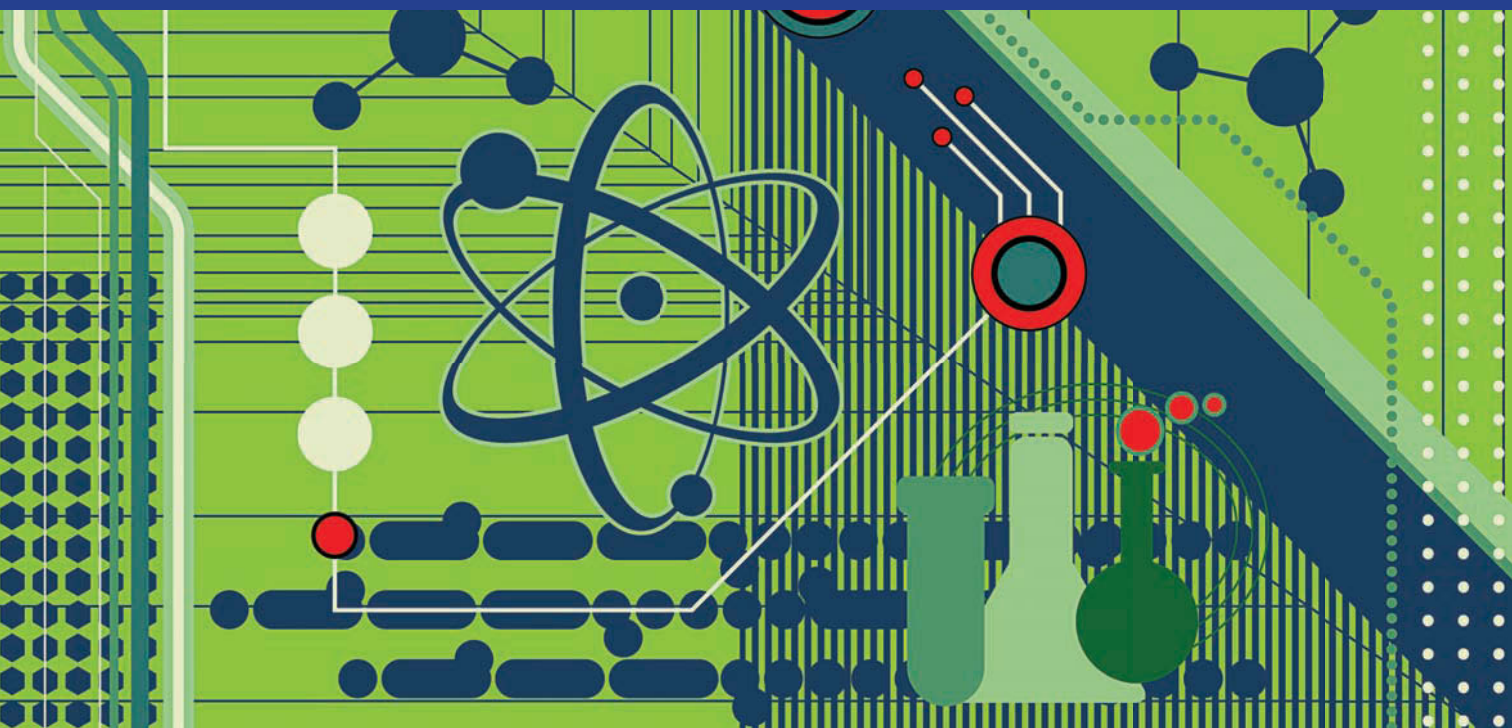
В 1931 году в Ленинграде на Московском проспекте возле Научно-исследовательского института метрологии им. Д. И. Менделеева (бывшей Главной палаты мер и весов) был установлен

памятник великому учёному. Рядом с памятником, на торцевой стене соседнего дома, в 1935 году поместили выложенную мозаикой периодическую таблицу элементов работы художника В. А. Фролова. Элементы, открытые Менделеевым, обозначены красным, а предсказанные им, но открытые позднее — синим. В 1955 году группа американских учёных назвала его именем синтезированный ими элемент № 101. Имя Менделеева с 1932 года носит Российское (бывшее Всесоюзное) химическое общество.





АТОМНО- МОЛЕКУЛЯРНЫЙ КОНСТРУКТОР



Атомно-молекулярный конструктор

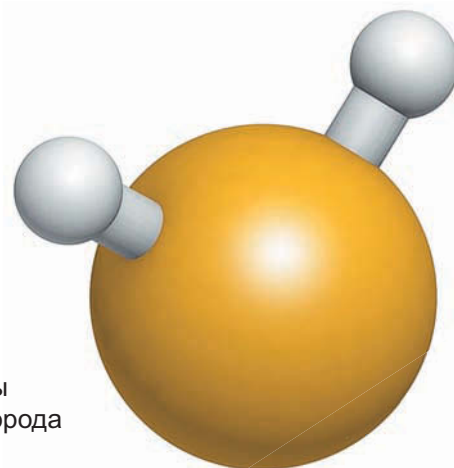
Валентность элементов

В настоящее время известно около 120 химических элементов, причём несколько самых тяжёлых ещё не получили даже своего названия. Реально же окружающий человека мир, включая его самого, построен примерно из 85 элементов. Как же эти несколько десятков разновидностей атомов создают всё многообразие растительного и животного мира, а также все материки и моря, горы и пустыни, песок и глину, нефть и уголь? Дело в том, что элементы могут соединяться, связываться друг с другом в самых разнообразных сочетаниях. И этим процессом управляют строгие законы. Один из самых важных связан с понятием валентности элементов.

Когда Дальтон формулировал свой закон кратных отношений, он опирался на данные химического анализа разных веществ, построенных из одних и тех же элементов. Постепенно таких примеров становилось всё больше, и химики стремились понять, существуют ли какие-то закономерности в числе атомов, соединяющихся друг с другом.

Когда к середине XIX века были правильно определены формулы большинс-

тва известных к тому времени веществ, оказалось, что атомы в них могут связываться друг с другом не в любых, а только во вполне определённых соотношениях. Так, атомы водорода любят связываться с одним атомом какого-нибудь элемента (включая и сам водород). Например, были известны такие соединения, как хлороводород HCl, бромоводород HBr, иодоводород HI, молекулярный водород H₂ и т. п. Но не было случая, чтобы получилось вещество состава, положим, HCl₂. Другие атомы могут связываться с несколькими атомами водорода, но тоже с определённым их числом. Например, в уже знакомой нам молекуле воды один атом кислорода связывается с двумя атомами водорода. Поэтому формулу молекулы воды можно записать так: H—O—H (чёрточка показывает, что два атома связаны друг с другом) или, сокращённо, H₂O. Атомы серы тоже могут связываться с двумя атомами водорода, образуя сероводород H₂S. Атомы азота и фосфора могут связываться с тремя атомами водорода, образуя аммиак NH₃ и фосфин PH₃. Атомы углерода могут связываться с четырьмя атомами водорода, образуя метан CH₄. Такое свойство атомов связываться с определённым числом других атомов назвали валентностью.



Модель молекулы сероводорода H₂S.

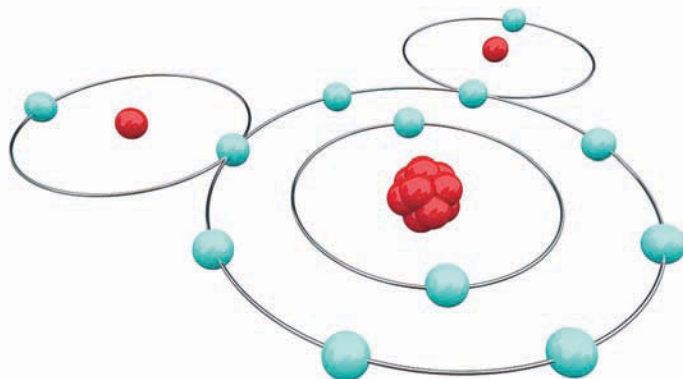
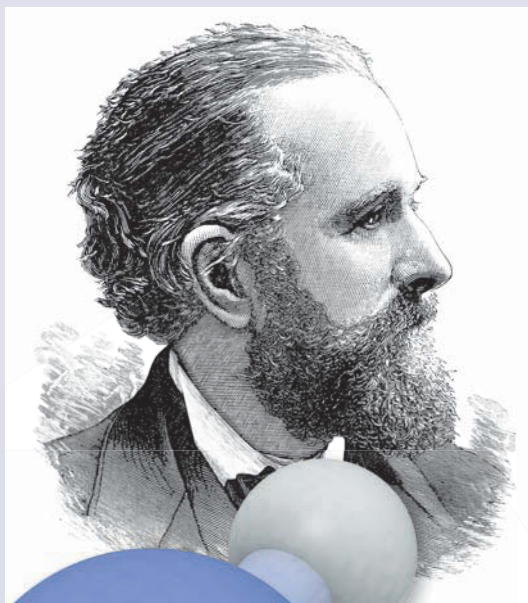


Схема атомного строения молекулы воды.



Э. Франкланд,
английский
химик.

Модель молекулы
аммиака NH_3 .

Сила валентности

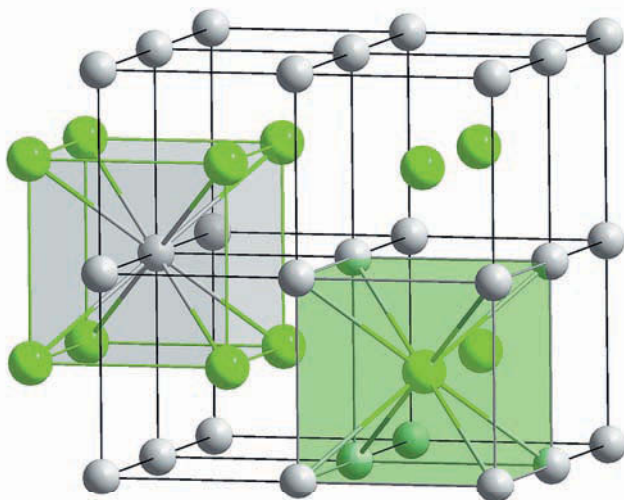
Описывая в «Евгении Онегине» разнообразные «таланты» своего героя, А. С. Пушкин отмечает, среди прочего, его способность «потолковать о Ювенале, в конце письма поставить vale». В подстрочном примечании обычно даётся перевод этого латинского слова: «Привет!» (дословно «Будь здоров!»). Именно от него произошёл распространённый химический термин «валентность». Однако используют его не только химики, но и, например, лингвисты. Хотя, если посчитать все случаи, когда в рус-

скоязычных текстах употребляется слово «валентность», то окажется, что в 99,9% из них (а может быть, и больше) этот термин встречается в химических текстах.

Заглянем в латинско-русский словарь: «vale: см. valeo»; «valeo: иметь силы, быть сильным, здоровым» (отсюда, кстати, и распространённое по всему миру имя Валерий). Есть в словаре и слово valens, у которого несколько близких по смыслу значений: «здоровый, сильный»; «крепкий, прочный»; «могущественный, влиятельный»; «убедительный, основательный». Есть и причастие valde: «очень», «сильно». Теперь очевидно, что слово «валентность» так или иначе связано с силой, недаром раньше использовался термин «сила сродства». Но только в 1852 году английский химик Эдуард Франкланд (1825—1899) впервые использовал термин «валентность». Кстати, в современном итальянском языке от этого древнего корня образовано слово valoroso — «мужественный», «храбрый». Попало оно и в другие европейские языки. По-английски valid — «действительный», «имеющий силу»; по-французски valide — «крепкий», «здоровый»; по-немецки Valoren — «ценные бумаги» и т. д. Отсюда недалеко и до «валюты» («сильной» денежной единицы), слова того же корня. Так от валентности мы добрались до валюты.

Модель молекулы
метана CH_4 .





Кристаллическая решётка хлорида цезия CsCl.

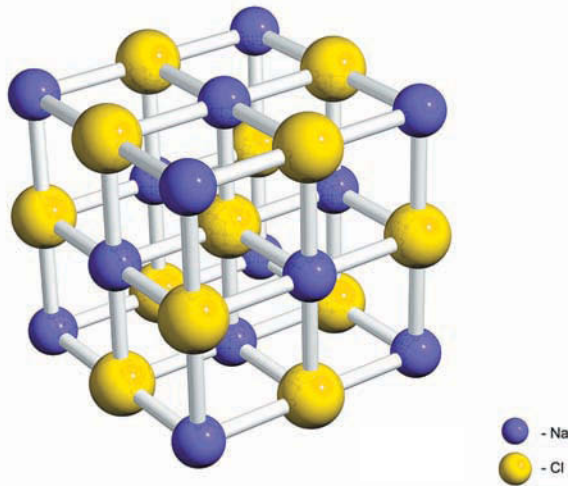
Зная валентность одних атомов, можно определить валентность других, связанных с ними. Скажем, водород в своих соединениях одновалентен, то есть образует одну связь с другими атомами. Поэтому хлор (Cl), бром (Br) и иод (I) в соединениях с водородом тоже одновалентны: это можно изобразить с помощью «формул с чёрточками», $\text{H}-\text{Cl}$, $\text{H}-\text{Br}$ и $\text{H}-\text{I}$, в которых одна чёрточка обозначает одну валентность. Валентность, равную единице, имеет также натрий (и все другие щелочные металлы, например литий и калий). Это проявляется, например, в формуле хлорида натрия NaCl — той самой поваренной соли, которую синтезировал и съел в молодости академик Н. Н. Семёнов: натрий одновалентен, хлор одновалентен, вот они и соединились в таком соотношении. А атом кислорода двухвалентен, именно поэтому он и связывается с двумя одновалентными атомами водорода в молекуле воды. Если же двухвалентные атомы кислорода связываются друг с другом (в газообразном кислороде), то между этими атомами образуется двойная связь, которая изображается двумя чёрточками: $\text{O}=\text{O}$ (а в молекуле газообразного азота N_2 между атомами образуется тройная связь $\text{N}\equiv\text{N}$).

Характерные валентности, которыми может обладать каждый элемент, помогли в своё время Д. И. Менделееву открыть

знаменитый периодический закон и составить не менее знаменитую периодическую таблицу химических элементов.

Как устанавливали валентность разных элементов с помощью одновалентного водорода, понятно. Но многие элементы, например серебро, с водородом не соединяются. Как узнать их валентность? На помощь пришёл кислород, который соединяется почти со всеми элементами. А кислород, как известно, двухвалентен. Значит, чтобы узнать валентность серебра, нужно получить его соединение с кислородом. Такое соединение (оксид серебра) было известно, его формула Ag_2O . А так как кислород двухвалентен, значит, серебро, как и водород, — одновалентно! Если оксид магния имеет формулу MgO , значит, магний двухвалентен. Если оксид алюминия имеет формулу Al_2O_3 , значит, алюминий трёхвалентен (три атома кислорода имеют суммарную валентность шесть, значит, на каждый из двух атомов алюминия приходится валентность три).

Теперь, зная, что водород одновалентен, а кислород двухвалентен, можно было установить валентность в разных соединениях для атомов элементов, которые образуют химические соединения с водородом или с кислородом. Например, из формулы диоксида кремния SiO_2 (такую формулу имеет, например, кварц) следует, что кремний четырёхвалентен.



Кристаллическая решётка хлорида натрия NaCl.

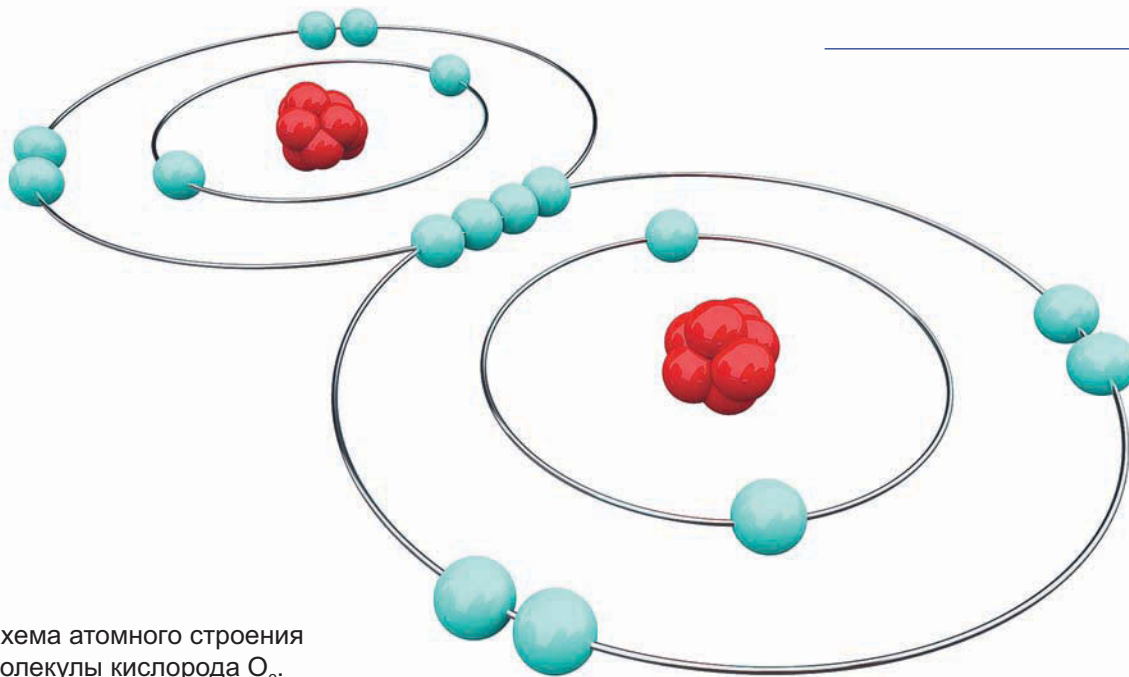


Схема атомного строения молекулы кислорода O_2 .

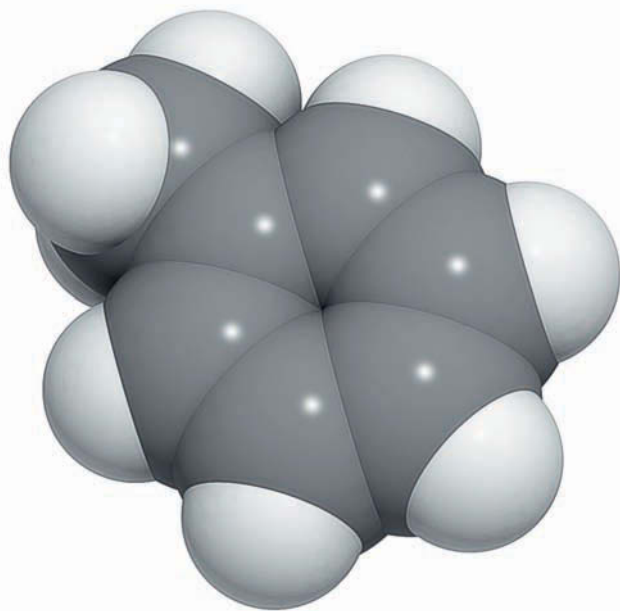
Понятие валентности сыграло в истории химии большую роль, прояснив, каким образом, в каких соотношениях и почему атомы разных химических элементов могут соединяться друг с другом. В случае простейших неорганических и органических соединений теория работала. Однако со временем, как это обычно и бывает в науке, накапливались сведения, которые постепенно заставили химиков отказаться от понятия валентности как универсального способа для описания строения вещества.

Прежде всего, оказалось, что многие элементы, в отличие от водорода и кислорода, могут иметь не одну, а несколько валентностей, так что водород и кислород скорее исключения. Но с этой трудностью довольно легко справились ещё в XIX веке, приписав ряду элементов несколько возможных валентностей. В результате стало понятно, почему некоторые вещества, образованные всего двумя элементами, могут так сильно отличаться по составу. Например, в одном из оксидов железа (то есть в соединении железа и кислорода) на одну массовую часть железа приходится примерно 0,3 массовые части кислорода, а в другом оксиде — вдвое больше. Выяснилось, что железо в этих оксидах имеет разную валентность: в оксиде FeO железо двухвалентно, а в оксиде Fe_2O_3 — трёхвалентно. Был известен

также оксид железа Fe_3O_4 . Какая же в нём валентность железа? Если кислород двухвалентен, то получается, что валентность железа $2 \cdot 4/3 = 8/3$! Как такое может быть? Проблему решили, когда было доказано, что в этом оксиде один атом железа двухвалентен, а два — трёхвалентны, то есть формулу этого оксида можно представить в виде $FeO \cdot Fe_2O_3$. Аналогично была решена проблема со свинцовым суриком, состав которого отвечает формуле Pb_3O_4 . Но атомы свинца трёхвалентными не бывают. В данном случае оказалось, что два атома свинца двухвалентны (как в PbO), а один — четырёхвалентен (как в PbO_2), так что формулу свинцового сурика можно представить в виде $2PbO \cdot PbO_2$.

Многовалентными могут быть и металлы, и неметаллы. Так, иод в соединениях с фтором может быть одновалентным (IF), трёхвалентным (IF_3), пятивалентными (IF_5) и семивалентным (IF_7), то есть проявлять четыре разные валентности, тогда как фтор всегда одновалентен. Металл молибден в соединениях с галогенами может проявлять валентности 2, 3, 4, 5 и 6.

Разная валентность у атомов данного элемента — скорее правило, чем исключение. Такое свойство весьма обогащает химию. Например, углерод с кислородом образует два газа — угарный CO и углекислый CO_2 , и понятно, что валент-



Модель молекулы толуола C_7H_8 .

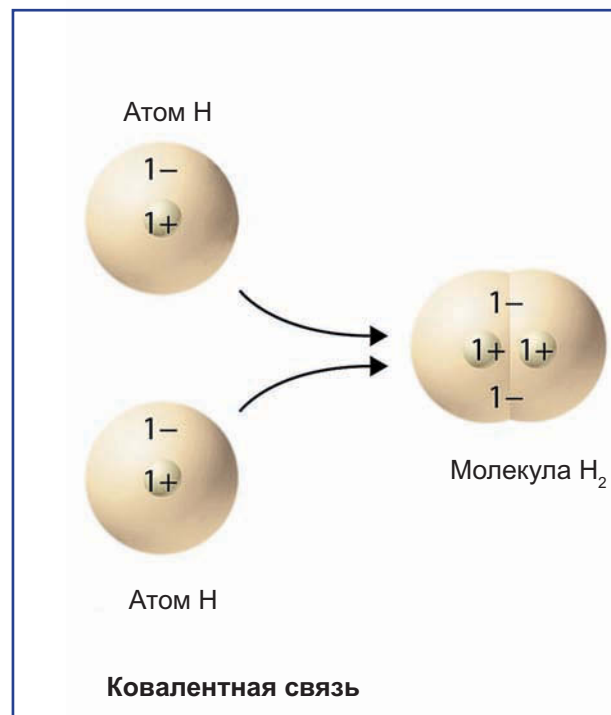
ность углерода в этих соединениях разная. Сера с кислородом тоже образует по крайней мере два соединения — сернистый газ SO_2 и серный ангидрид SO_3 , в которых сера, как нетрудно догадаться, имеет валентность соответственно 4 и 6. Существование разнообразных оксидов марганца (MnO , Mn_2O_3 , Mn_3O_4 , MnO_2 , Mn_2O_7 и др.) показывает, что марганец может иметь несколько разных валентностей. Валентность в названиях веществ часто обозначают римскими цифрами — в скобках после символа или названия элемента. Химик может назвать вещество FeO оксидом железа (II), а вещество Fe_2O_3 — оксидом железа (III). И поскольку кислород образует соединения со значительно большим числом элементов, чем водород, химики чаще всего устанавливали валентности элементов именно по их соединениям с кислородом.

Когда химики изучили сложные органические соединения, оказалось, что атомы углерода в них, как и в молекуле метана, практически всегда четырёхвалентны. Четырёхвалентность атомов углерода сыграла огромную роль в истории органической химии; это свойство исключительно важно также для всего

живого, поскольку химия органических соединений — это в подавляющем большинстве случаев химия углерода.

Как же объясняется определённая валентность элемента? Оказывается, это связано со строением атомов, вернее, их внешних (то есть наиболее далёких от ядра) электронных оболочек. Строение этих оболочек у разных атомов разное, поэтому отличается и их валентность. Именно благодаря электронам атомы могут связываться друг с другом в определённых соотношениях. Каким же образом электроны осуществляют химическую связь, то есть связывают атомы друг с другом?

Химическая связь бывает разной, и её тип зависит от строения электронных оболочек реагирующих атомов. Известно, что металлический натрий бурно (с пламенем) реагирует с хлором, образуя хлорид натрия $NaCl$ (поваренную соль). Как происходит образование этого вещества? Рассмотрим изолированный атом натрия. У него 11 электронов, расположенных на трёх электронных оболочках. На самой близкой к ядру находятся 2 электрона. Дальше — 8 электронов. Ещё дальше — оставшийся 1



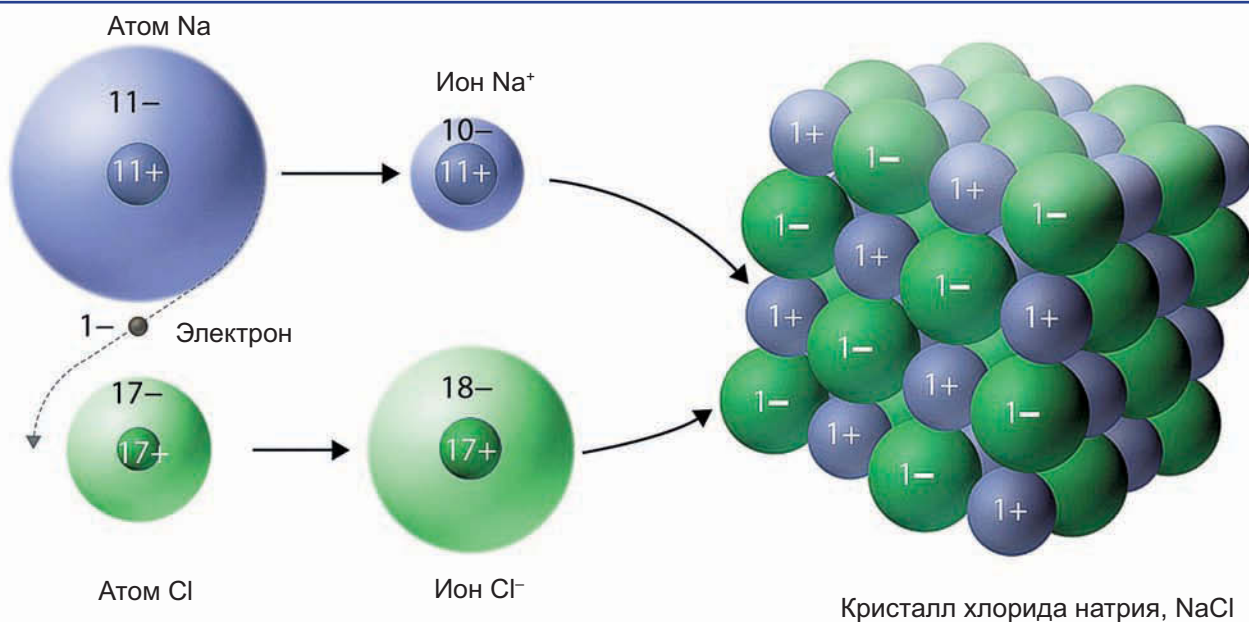
электрон. Именно этот единственный электрон и принимает участие в образовании химической связи натрия с другими элементами. По этой же причине натрий находится в 1-й группе периодической системы. Электронную оболочку, на которой расположен этот «дальний» электрон, называют валентной, а находящийся на ней электрон (или электроны, если их несколько) — валентными электронами.

Теперь рассмотрим атом хлора. В нём всего 17 электронов; при этом на первой (самой близкой к ядру) оболочке находятся, как и в атоме натрия, 2 электрона, на следующей — 8, а на внешней валентной оболочке — остальные 7 электронов.

Что произойдёт при сближении атомов Na и Cl? В этом случае валентный электрон натрия перейдёт на валентную оболочку атома хлора! Зачем он это делает, что заставляет его совершать такой прыжок? Ведь атомы натрия и хлора по-разному вполне устойчивы. Такой прыжок обусловлен тем, что при этом происходит большой выигрыш в энергии. Атом натрия довольно легко отдаёт свой электрон (хотя процесс и идёт с некоторой затратой энергии). При этом, потеряв

отрицательно заряженный электрон, атом натрия превратится в положительно заряженный ион — катион Na^+ . Атому хлора, наоборот, выгодно принять один электрон, добавив его к имеющимся у него на валентной оболочке семи электронам. При этом он превращается в отрицательно заряженный ион — анион Cl^- . В результате в атоме хлора образуется, как показывают расчёты, очень устойчивая восьмиелектронная оболочка. Кстати, и в атоме натрия, потерявшем валентный электрон, появится наружная восьмиелектронная оболочка. В этом заключается сформулированное в 1916 году правило октета (от *греч.* οκτώ — «восемь»).

Магний, кальций, барий, ряд других элементов находятся во второй группе. На валентной оболочке у них по два электрона. Поэтому эти элементы двухвалентны. Если они отдадут два своих валентных электрона, обнажится устойчивая восьмиелектронная оболочка. То же происходит с алюминием (3-я группа периодической системы), на внешней валентной оболочке которого расположены три электрона. Очень важный элемент углерод (4-я группа периодической



Ионная связь



системы) имеет на внешней валентной оболочке 4 электрона. И тут возможны уже варианты: для получения восьми-электронной оболочки атом углерода может либо отдать все свои валентные электроны (их у него 4), либо, наоборот, принять ещё 4. А в сумме получается та же восьмёрка! И это свойственно не только углероду. Так, атом фосфора может принять 3 электрона или отдать 5; атом серы может принять 2 электрона или отдать 6; атом хлора может принять 1 электрон или отдать 7. В сумме во всех случаях получаем 8.

Правило октета позволило также объяснить, почему валентность элемента не может быть больше 8, почему в ряде случаев свойства расположенных в ряд элементов повторяются при переходе от 8-го элемента к 9-му. Так что «закон октав» Ньюлендса приобрел чёткий физический смысл!

Говоря об образовании ионной связи, например, в молекуле NaCl , следует сразу сказать, что свойства катионов и анионов не имеют ничего общего со свойствами исходных незаряженных атомов! Например, нейтральные (не заряжен-

ные) атомы натрия химически очень активны, энергично реагируют с молекулами воды. Для человека они — сильный яд. А катионы натрия (они присутствуют в растворе NaCl) с молекулами воды в реакцию не вступают, а для человека не только не вредны, а жизненно необходимы, так как находятся во всех его тканях! То же и в случае атомов и анионов хлора — их свойства совершенно различны: атомы Cl при встрече немедленно объединяются в молекулы Cl_2 , а молекулярный хлор — сильный яд. Анионы же Cl^- (они тоже «плавают» в растворе NaCl) друг с другом не реагируют и для человека безвредны. Кстати, очень многие химики XIX века никак не могли понять различие между нейтральными и заряженными атомами и потому выступали против новых теорий.

Но главный выигрыш в энергии происходит в результате притяжения по закону Кулона между катионами натрия и анионами хлора. Если взять один катион Na^+ и один анион Cl^- , то, притянувшись, они образуют молекулу NaCl . Связь в ней называется ионной. Но если таких катионов и анионов огромное количество

тво, то получится кристалл поваренной соли! Как же он устроен?

Образовавшийся положительно заряженный катион натрия начинает притягивать к себе отрицательно заряженные анионы хлора. И наоборот — анионы хлора притягивают к себе несколько атомов натрия. Сколько именно? А сколько их поместится вокруг! Ведь электростатические силы не направлены (электрически заряженный пластмассовый шарик притягивает к себе лёгкую бумажку с любой стороны с одинаковой силой). При этом, конечно, должно строго выполняться условие электронейтральности вещества в целом. В данном случае это означает, что ионов натрия и хлора должно быть поровну. Размеры катионов натрия и анионов хлора различаются не очень сильно (анионы больше). В результате вокруг каждого иона натрия размещаются шесть ионов хлора (два сверху и снизу, два справа и слева и два сзади и спереди). Точно так же вокруг каждого иона хлора размещаются шесть ионов натрия. Получается кристалл с так называемой кубической решёткой, потому что катионы и анионы в строгом порядке располагаются по вершинам кубов. Модель этой решётки

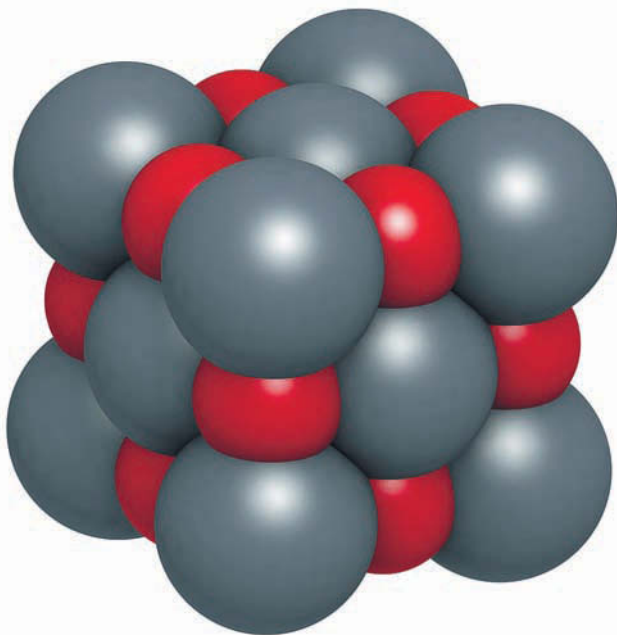
легко сделать из спичек и пластилиновых шариков двух цветов, символизирующих ионы натрия и хлора («хлорные» шарики должны быть больше).

Такое строение кристаллической решётки объясняет, почему поваренная соль при выпаривании её раствора кристаллизуется в виде кубиков. А если большой кристалл такой соли (она называется каменной) раскалывать на кусочки, эти кусочки также будут кубической формы. Очевидно, что никаких молекул в поваренной соли нет. Это вещество немолекулярного строения. Устойчивые молекулы NaCl могут существовать в газовой фазе.

Аналогичный процесс происходит и при взаимодействии с хлором очень активного щелочного металла цезия (у него, как и у всех щелочных металлов, имеется один валентный электрон). В результате реакции образуется бесцветное немолекулярное соединение — хлорид цезия CsCl. Но ионы Cs^+ значительно крупнее ионов Na^+ , и кристаллическая решётка CsCl устроена иначе: в каждой из восьми вершин куба находится по аниону Cl^- , а катион Cs^+ расположен

Каменная соль.





Модель молекулы оксида кальция CaO .

точно в центре куба. Как же согласуется такое строение кристаллической решётки с формулой CsCl ? Дело в том, что этот «кубик» — не единственный в кристалле. Со всех сторон к нему примыкают точно такие же кубики, и у каждого в центре находится катион Cs^+ . Сколько же анионов Cl^- придёт в среднем на один катион Cs^+ ? Пометим какую-нибудь вершину, находящуюся сверху нашего кубика. Она принадлежит не только этому кубику. Если приложить к нему вплотную ещё три кубика, чтобы помеченная вершина оказалась в центре, а потом сверху положить ещё четыре кубика, то станет понятно, что рассматриваемая вершина (а также находящийся там ион хлора) принадлежит одновременно восьми кубикам. Значит, на наш кубик приходится только $1/8$ иона хлора. Всего же в вершинах кубика 8 ионов. Значит, на данный кубик в среднем приходится ровно один ион хлора, и никакого противоречия с формулой CsCl нет.

Теперь посмотрим, что произойдёт, если двухвалентный атом кальция будет сближаться с атомами хлора. У атома Ca 20 электронов. На первой оболочке — 2 электрона, на второй — 8, на третьей

тоже 8, наконец, на внешней оболочке находятся 2 валентных электрона. Один атом хлора может принять для образования октета только один электрон. Как же эти атомы «договорятся» с атомами кальция? Очень просто: к каждому атому кальция подойдут два атома хлора, и каждый возьмёт себе по одному валентному электрону. В результате образуется изолированная молекула хлорида кальция CaCl_2 . Но если реагировали не отдельные атомы кальция и хлора, а кусочек кальция в виде металла и газообразный хлор (оба вещества, понятно, будут содержать огромное число атомов), то и продукт реакции будет представлять собой твёрдое кристаллическое вещество — хлорид кальция. Его кристаллическая решётка также ионная, но устроена значительно сложнее, чем у NaCl или CsCl . Хлорид кальция тоже является веществом молекулярного строения, как и большинство неорганических соединений.

Если же кальций будет реагировать с кислородом, то образуется оксид кальция CaO (негашёная известь). У атомов кислорода всего 8 электронов, причём валентных — 6. Значит, каждый атом кальция в ходе реакции отдаст по два своих валентных электрона, а каждый атом кислорода два электрона примет, построив свою валентную оболочку до восьмиэлектронной.

Аналогично образуется и фторид алюминия AlF_3 . В атоме алюминия всего



Рубин.

13 электронов, которые по оболочкам распределяются так: $2 + 8 + 3$. В атоме фтора 9 электронов (распределение $2 + 7$). И в ходе реакции каждый атом алюминия отдаёт три своих валентных электрона трём атомам фтора. При этом устойчивая восьмиэлектронная оболочка образуется у всех четырёх атомов. Если же реагируют атомы алюминия и кислорода, то для образования восьмиэлектронных оболочек потребуются 2 атома Al (они оба отдадут $2 \cdot 3 = 6$ электронов) и 3 атома O (все вместе они примут $3 \cdot 2 = 6$ электронов). И когда таких атомов очень много, получится довольно сложно устроенный бесцветный кристалл Al_2O_3 . В природе это минерал корунд, а если он окрашен примесями, получаются ещё более красивые драгоценные камни — синие сапфиры и красные рубины.

Валентность с учётом принятия и отдачи электронов и образования положительно и отрицательно заряженных атомов называют иногда электровалентностью. Теория валентности позволила объяснить многие факты. Например, почему с атомом углерода может связаться не больше четырёх атомов водорода или какова максимально возможная валентность. Атомы водорода с трудом принимают электроны, отрывая их от других атомов. Это возможно только в случае некоторых металлов, которые относительно легко расстаются со своими электронами. При этом атомы водорода превращаются в отрицательно заряженные ионы H^- , образуя вещества, которые называются гидридами (это слово многим знакомо по никелевым металлургическим аккумуляторам для мобильных телефонов и других устройств). Примером могут служить твёрдые ионные гидриды лития LiH или кальция CaH_2 .

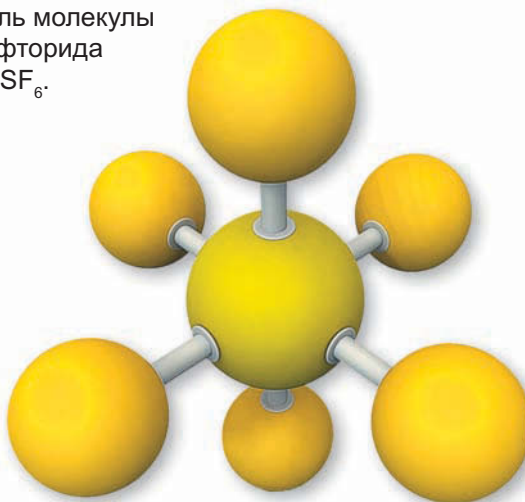
Атомы галогенов намного легче, чем атомы водорода, притягивают к себе электроны. Как говорят химики, у атомов галогенов высокая электроотрицательность. Поэтому атомы многих элементов могут отдать атомам галогенов (трудно сказать, добровольно или по принуждению) больше четырёх элект-

Корунд.



ронов. Например, в пятихлористом фосфоре PCl_5 атом фосфора «отдал взаимно» атомам хлора 5 электронов, и в этом соединении он пятивалентен. Причём здесь важно не только то, с какой силой атом галогена «тянет на себя» электроны, но и каков его размер. Так, из галогенов самый маленький атом у фтора, самый большой — у иода. Соответственно, около атома фосфора может уместиться 5 атомов фтора, хлора или брома (образуются PF_5 , PCl_5 и PBr_5), а вот соединения PI_5 не существует. Хорошо известна шестифтористая сера SF_6 (валентность атомов серы равна 6), а аналогичных соединений с другими галогенами (даже с хлором) не существует.

Атомы галогенов могут образовать химические связи и друг с другом. Так, атомы фтора могут заимствовать электроны у атомов иода. При этом около большого атома иода могут уместиться

Модель молекулы гексафторида серы SF_6 .



Немецкие физики В. Коссель (слева) и Дж. Франк. 1928 г.



Американский физикохимик Г. Н. Льюис.

7 атомов фтора: образуется IF_7 , в котором иод семивалентен (фтор всегда одновалентен). Максимально возможная валентность элемента равна 8. Восемь одновалентным атомам фтора, даже небольшим, трудно уместиться около одного восьмивалентного атома, но это могут сделать четыре двухвалентных атома кислорода, например в соединениях (оксидах) редких платиновых металлов осмия (OsO_4) и рутения (RuO_4).

С образованием ионной связи и веществами типа хлорида натрия NaCl или оксида кальция CaO мы как будто разобрались: химическая связь в них образуется в результате перехода электронов от одного атома к другому. Соответственно, мы говорили о ионной валентности (электровалентности), которая определялась числом отданных или принятых электронов. Но химикам известно множество веществ, в которых связь между атомами никак нельзя объяснить переносом электронов. Вот простой пример. В газообразном хлоре имеются молекулы Cl_2 , в которых прочно связаны друг с другом два атома хлора. Как образуется эта связь? Если один атом отдаст свой электрон другому, чтобы у того образовалась восьмиелектронная оболочка, то у первого на внешнем электронном слое

останется всего шесть электронов! На такое «неравноправие» два абсолютно одинаковых атома пойти никак не могут. Как же они выходят из положения?

Теория химической связи, развитая в 20-х годах XX века в работах американского физикохимика Герберта Ньютона Льюиса (1875—1946) и немецкого физика Вальтера Косселя (1888—1956), объясняет это так. Каждый атом хлора «дружески» отдаёт по одному своему валентному электрону в общее владение. Теперь оба атома «считают» своими и шесть оставшихся у них электронов, и два общих. То есть у каждого по-прежнему восемь электронов на внешней оболочке! Обобществлённые электроны (кстати, это официально принятый термин) находятся ровно посередине между двумя атомами Cl . Эта электронная пара и связывает друг с другом силами электростатического взаимодействия два атома хлора, притягивая к себе их положительно заряженные ядра. Так что в формуле $\text{Cl}-\text{Cl}$ чёрточка между атомами означает не только связь между ними, но и пару электронов (иногда такую пару действительно рисуют в виде двух точек над чёрточкой и под ней).

По теории Льюиса — Косселя, валентность атома определяется числом его

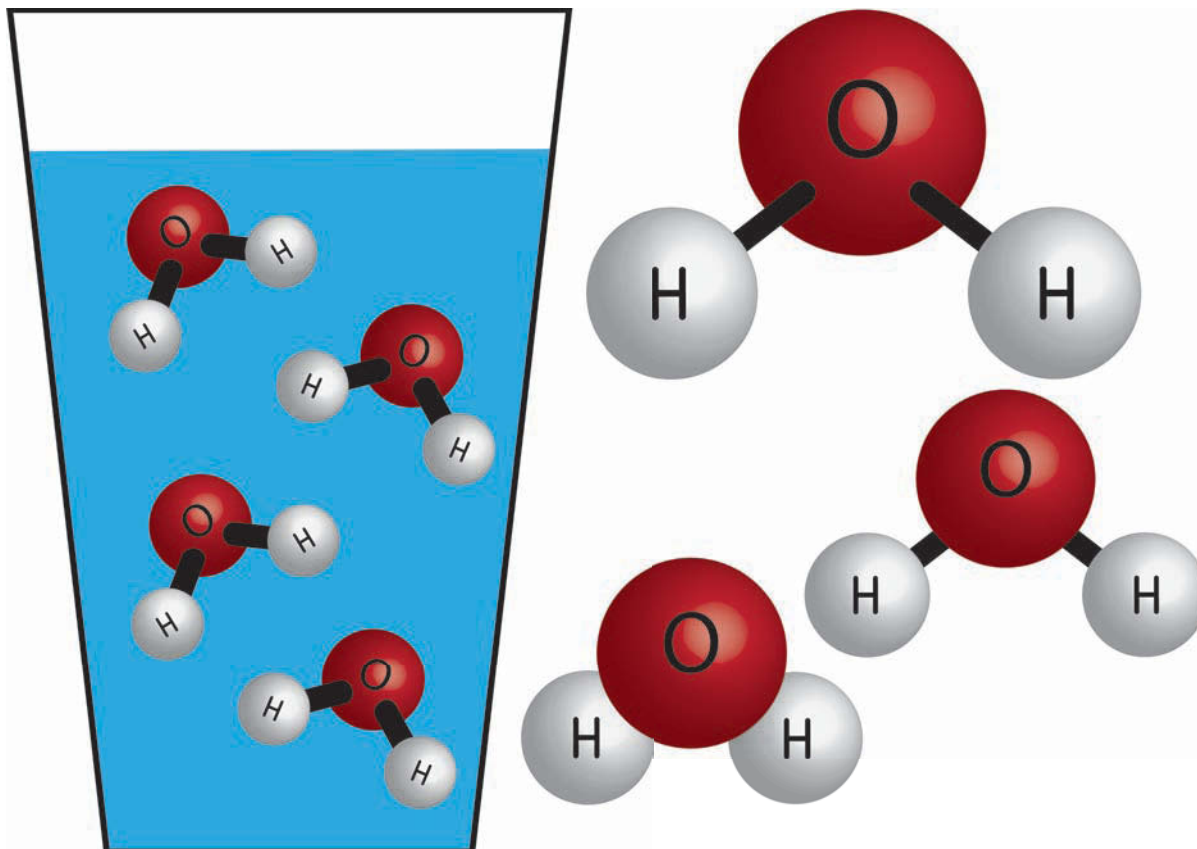
электронов, участвующих в образовании общих электронных пар с другими атомами. Поэтому такой тип валентности называют ковалентностью — от латинской приставки со (con) — «вместе», «с». Особенно распространены ковалентные связи в органических соединениях. Например, в молекуле газа метана CH_4 атом углерода отдаёт все четыре своих валентных электрона в общее пользование четырём атомам водорода. Так что в молекуле CH_4 имеются четыре простые (их называют одинарными) ковалентные связи С–Н.

В молекуле газа этилена C_2H_4 каждый атом углерода связан с двумя атомами водорода двумя простыми (одинарными) связями С–Н, а между собой два атома углерода связаны двойной связью $\text{C}=\text{C}$. И каждая чёрточка — это пара электронов. Таким образом, и в этой молекуле в образовании связей между атомами участвуют по одному (единственному) электрону каждого атома водорода и по четыре электрона, кото-

рые находятся на внешней оболочке каждого атома углерода. При этом все атомы углерода четырёхвалентны, а атомы водорода одновалентны: от каждого атома отходит по одной чёрточке. Попробуйте самостоятельно нарисовать «электронную формулу» по Льюису молекулы этилена с чёрточками-связями и точками-электронами.

Кстати, а что такое молекула? Странный вопрос, не так ли? Однако нередко ответить на подобные «простые» вопросы и дать строгое определение многим основополагающим понятиям удаётся не всегда (попробуйте определить, например, что такое время, пространство, длина...). Молекулу часто определяют как наименьшую частицу вещества, сохраняющую его свойства. Какие же свойства воды сохраняет молекула H_2O ? У неё нет температуры плавления и кипения, плотности, вязкости и массы других физических свойств воды. У отдельных

Модель молекулы воды.



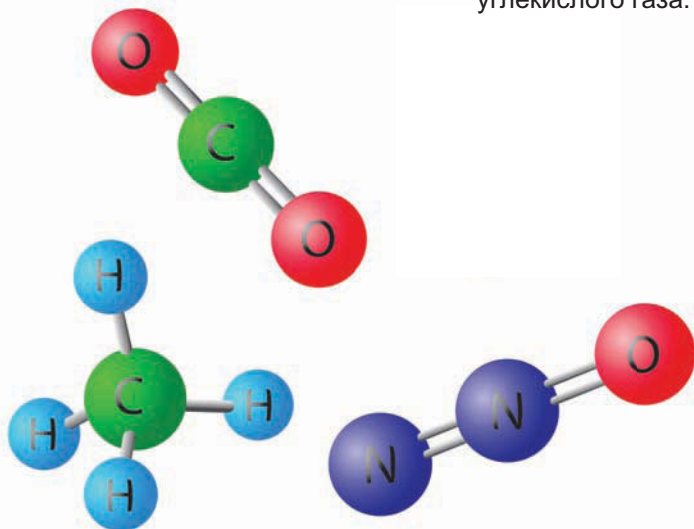
молекул нет также ни цвета, ни запаха, ни вкуса. Может быть, нужно говорить только о химических свойствах? Тоже не всегда получается. Например, молекулы нитроглицерина или тринитротолуола не взрываются.

Такие примеры можно продолжить. В кристалле NaCl невозможно выделить отдельные молекулы. Нет отдельных молекул в оксидах кальция CaO и железа FeO и Fe₂O₃, в сульфате алюминия Al₂(SO₄)₃, практически во всех других твёрдых неорганических соединениях ионного строения. Молекулы имеются в основном в сравнительно немногочисленных жидких и газообразных неорганических соединениях (например, H₂O, Br₂, SiCl₄, O₂, NH₃, SO₂ и др.). Из молекул состоят органические вещества, хотя и не все. Что такое, например, «молекула резины»? Это вещество состоит из множества длинных цепей, соединённых друг с другом в нескольких местах. Выделить индивидуальную молекулу в резине так же невозможно, как выделить отдельную верёвку в рыболовной сети.

Поэтому в современных учебниках и энциклопедиях молекулу определяют просто как группу связанных между собой атомов, способных существовать самостоятельно.

Но и при таком определении мы не избежим парадоксов. Вот простой при-

Молекулы парниковых газов: метана, оксида азота, углекислого газа.



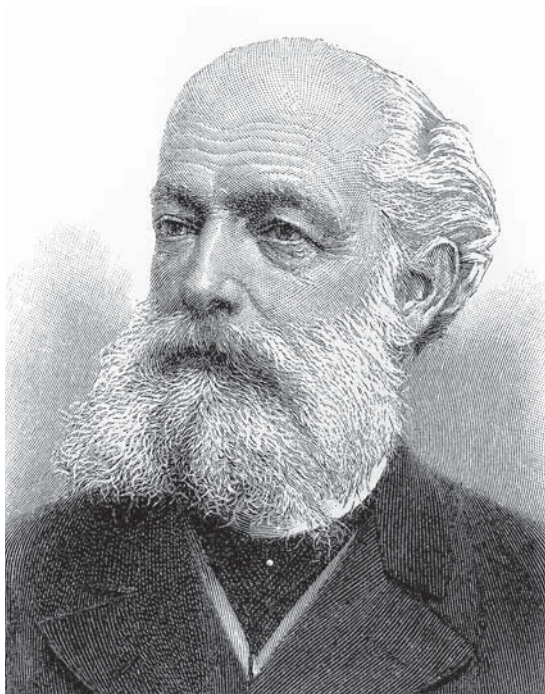
Корона Британской империи.

мер. Самый большой из найденных когда-либо алмазов, «Куллинан», обнаружили 26 января 1905 года в Южной Африке и назвали по имени президента добывающей компании сэра Томаса Куллинана. Это был камень размером с кулак, который весил более 600 граммов! Причём его форма свидетельствовала о том, что это лишь часть более крупного камня. Когда ценнейший подарок доставили английскому королю Эдуарду VII, он был явно разочарован. «Попадись на дороге этот камень мне, — сказал король, — я бы принял его за обыкновенную стекляшку и презрительно отшвырнул ногой!» Но когда через три года «Куллинан» раскололи и распилили на сотни кусков и кусочков, из них сделали множество сверкающих бриллиантов, самые крупные из которых украшают британскую корону и скипетр. Так вот, и исходный алмаз, и каждый из бриллиантов — это монокристалл, состоящий из связанных друг с другом атомов углерода. Значит, все они подпадают под определение молекулы! Некоторые учёные довели этот парадокс до конца, говоря, что мировой океан —

это тоже одна гигантская молекула! Чтобы избежать таких парадоксов, следует добавить, как это сделано в Химической энциклопедии, что молекула имеет постоянный качественный и количественный состав и обладает совокупностью свойств, позволяющих отличать одну молекулу от другой. Правда, и при таком определении огромный кристалл алмаза (а также множество других монокристаллов) следует всё же признать молекулами. И с этим ничего не поделаешь...

Теперь, когда мы выяснили, что существует два типа валентностей, зададим ещё один «странный» вопрос: какова валентность натрия и хлора не в одиночной молекуле NaCl, а в поваренной соли, то есть в её кристаллической решётке? На этот вопрос дать ответ не так-то просто, и он будет зависеть от того, как определить валентность. Если её определить просто как число атомов, с которыми связан атом данного элемента, то получится, что валентности и натрия, и хлора равны шести! И это не единственный подвох, который готовит нам понятие валентности.

Введённое в середине XIX века «простое» определение валентности в течение многих десятилетий относилось к основным, фундаментальным понятиям в химии. «Валентность — фундаментальное свойство атома, — писал более века назад один из создателей теории химического строения немецкий химик Фридрих Август Кекуле (1829—1896), — свойство такое же постоянное и неизменяемое, как и самый атомный вес» (как видим, Кекуле считал валентность элемента постоянной величиной). Первоначально под валентностью понимали способность атома присоединять или замещать определённое число других атомов (или групп атомов) с образованием химической связи. Но уже к концу XIX столетия некоторые вещества стали преподносить химикам сюрпризы: валентность атомов в них определить было очень трудно или даже невозможно! Сначала таких веществ было немного, но постепенно их становилось всё больше и больше, и уже нельзя было говорить о каких-то «исключениях из правила».



Ф. А. Кекуле, немецкий химик-органик.

Чтобы наглядно показать трудности, с самого начала сопровождавшие понятие «валентность», уместно процитировать популярный в начале XX века во многих странах учебник американского химика Александра Смита, изданный им в 1917 году (в русском переводе — в 1911, 1916 и 1931 гг.). «Ни одно понятие в химии не получало такого количества неясных и неточных определений, — пишет Смит, — как понятие валентности». И приводит конкретные примеры. Действительно, какую валентность, например, следовало приписать атому кобальта в его хлориде, если этот хлорид трёхвалентного кобальта CoCl_3 присоединил шесть молекул аммиака NH_3 с образованием нового соединения состава $\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_3$? В нём атом кобальта находится в центре октаэдра, в вершинах которого расположены шесть молекул аммиака, так что атом Co связан одновременно с шестью атомами N! (Октаэдр легко склеить из бумаги. Такая фигура получается, если сложить основаниями две «египетские пирамиды»; у октаэдра 6 вершин и 4 грани, отсю-

да и название, от *греч.* *oktō* — «восемь» и *hédra* — «поверхность», «сторона».) Кроме того, в кристаллах этого вещества положительно заряженный атом кобальта связан ионными связями с отрицательно заряженными ионами хлора. В растворе же ионы $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ и Cl^- «плавают» сами по себе.

Со временем химики открывали всё больше и больше соединений, не укладывающихся в простое понятие валентности. Чтобы спасти положение, швейцарский химик Альфред Вернер (1866—1919) ввёл понятия главной (первичной) валентности и побочной (вторичной) валентности. Обе валентности могут быть переменными, причём различить их в ряде случаев очень трудно или даже невозможно. А русский химик Л. А. Чугаев (1873—1922) упоминает химические соединения, для которых понятие валентности вообще неприменимо! Таковы, например, многие известные соединения металлов друг с другом (их называют интерметаллидами): NaCd_5 , NaZn_{12} , FeZn_7 и др. В 1951 году неожиданно было получено соединение железа состава $\text{Fe}(\text{C}_5\text{H}_5)_2$. В нём атом железа связан сразу с десятью (!) атомами углерода. Чтобы сделать модель этого вещества (оно называется ферроценом), нужно атом железа поместить между двумя пятиугольниками из атомов углерода — как в бутерброде; недаром такие вещества получили название сэндвичевых.

Классическая теория валентности не могла объяснить строение этих и многих других соединений. Пасовала зачастую и электронная теория валентности Льюиса — Косселя. Так, строение ряда соединений (например, озона O_3 , соединений бора с водородом с интересным названием «бораны» B_2H_6 , B_4H_{10} , B_5H_9 и др.) можно было объяснить единственным, хотя и неожиданным для химиков, способом: пара электронов в этих соединениях связывает друг с другом не два, а три атома. В других случаях химическая связь может осуществляться единственным электроном. Описать подобные связи без привлечения аппарата квантовой химии невозможно.

Большой неожиданностью для химиков было получение соединений ряда «инертных» газов. Кавычки не случайны: раньше так назывались эти элементы, поскольку их внешняя электронная оболочка полностью заполнена и считалось, что говорить о валентности этих элементов вообще не имеет смысла, так как они не могут связываться с другими элементами. Однако в 1962 году канадский химик Нил Барлетт получил первое химическое соединение одного из этих газов — гексахлороплатинат ксенона XePtF_6 . С тех пор было открыто более 200 соединений ксенона и криптона, в том числе фториды XeF_2 , KrF_2 , XeF_4 , XeF_6 , оксиды XeO_3 , XeO_4 , кислоты H_2XeO_4 , H_2KrO_4 и др. В результате химики отказались от прежнего названия «инертные» газы и называют их благородными.

Со временем выяснилось также, что чёткой границы между ионной и ковалентной связью нет. В некоторых веществах эта связь частично ионная, частично ковалентная. И для химии такое положение вообще типично, когда нет резких границ (как в математике) между разными явлениями.

Вот простой пример. Если в хлориде натрия NaCl атомы натрия отдали ато-



А. Вернер, швейцарский химик.



мам хлора по одному электрону, то заряд на этих атомах должен быть равен +1, а на атомах хлора, соответственно, -1. Однако прямые измерения показали, что на самом деле эти заряды меньше, хотя и ненамного: на атомах натрия +0,92, на атомах хлора -0,92. В хлориде магния $MgCl_2$ атомы магния по идее должны отдать атомам хлора по два своих электрона, которые у них были на внешней валентной оболочке. Однако действительный заряд на катионах магния равен не +2, как можно было ожидать, а заметно меньше: всего +1,5. На атомах алюминия в его хлориде $AlCl_3$ заряд оказался равным не +3, а всего +1,9.

Ещё сильнее отличаются заряды от «предполагаемых» в молекулах газообразных соединений, например в хлороводороде HCl . Если предположить, что в этой молекуле связь ионная, то есть атомы водорода отдали свой единственный электрон атомам хлора, то заряд на них должен быть равен +1, а на атомах хлора -1. Если же предположить, что связь в этой молекуле HCl ковалентная, то атомы водорода и хлора не должны быть заряжены. Измерения же показали, что заряд на атомах водорода +0,2, на атомах хлора -0,2. В молекулах CCl_4 заряд на атомах углерода равен +0,18. А на атомах кислорода заряд редко бывает больше -1.

Объяснить такое расхождение можно единственным способом: боль-

Благородные газы используются в рекламе: ими заполняют стеклянные трубки-лампы.

шинство связей носят промежуточный характер между «чисто ионной» и «чисто ковалентной». Чисто ковалентная связь осуществляется только между одинаковыми атомами в таких молекулах, как H_2 , Cl_2 и т. п. В них пара электронов, связывающая атомы, находится на одинаковом расстоянии от атомов. Если же атомы разные, то одни «тянут на себя» электроны сильнее, другие слабее. В результате ковалентная связь поляризована; это значит, что пара электронов смещена к одному из атомов. И чем сильнее она смещена, тем ближе связь к ионной.

Чтобы количественно определить способность того или иного атома «оттягивать» на себя общую электронную пару, лауреат Нобелевской премии по химии Лайнус Полинг (1901—1994) ввёл в химию понятие электроотрицательности и предложил соответствующую шкалу. В ней сильнее всех других атомов оттягивает на себя электроны фтор, а слабее всех — атомы щелочных металлов. Полинг составил таблицу электроотрицательностей, в которой фтору произвольно приписал значение 4,0; элементы в таблице расположены так же, как в периодической системе Менделеева. Вот часть этой таблицы:

						H 2,1
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0					Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0					I 2,5

Чем меньше разница в электроотрицательностях двух связанных атомов, тем связь между ними ближе к чисто ковалентной. А чем эта разница больше, тем связь ближе к чисто ионной. Так, в NaCl связь «почти ионная», а в CCl_4 — «почти ковалентная».

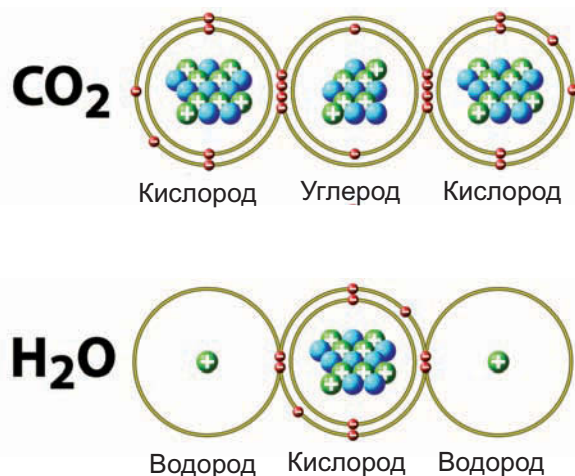
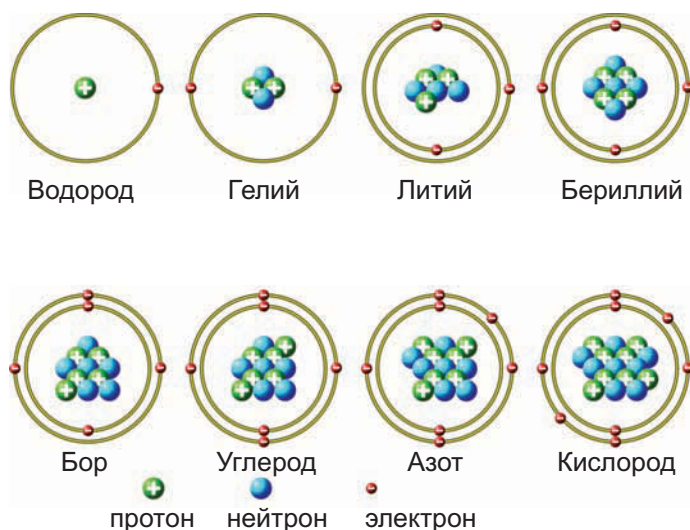


Схема строения атомов некоторых элементов и полярной ковалентной связи.

Помимо электроотрицательности химии широко используют также условное понятие «степень окисления». Степень окисления равна тому заряду, который атом приобрел бы, если бы связь была чисто ионной. Например, если бы атом водорода в молекуле HCl полностью отдал свой электрон атому хлора, они бы приобрели заряды +1 и -1. Соответственно, степень окисления атома H в молекуле хлороводорода равна +1, а атома хлора -1. В хлориде натрия степень окисления натрия равна +1, а степень окисления хлора -1. Аналогично в хлориде кальция степень окисления атомов металла равна +2, в хлориде алюминия +3. В перманганате калия KMnO_4 степень окисления атома калия +1, каждого атома кислорода -2, атома марганца +7 (хотя реально заряд на атоме марганца всего +0,3).

Понятие степени окисления очень удобно, во-первых, для классификации неорганических соединений. Например, в изданном в 2002 году академическом справочнике Н. Я. Туровой «Неорганическая химия в таблицах» в разделе «Марганец» отдельно описаны соединения этого элемента со степенями окисления от -1 до +7, например -1 в соединении $\text{NaMn}(\text{CO})_5$ (поскольку молекулы CO не имеют заряда, а у атомов Na степень окисления всегда +1); 0 в карбониле марганца $\text{Mn}(\text{CO})_{10}$; +1 в $\text{Mn}(\text{CO})_5\text{Cl}$; +2 в MnCl_2 ; +3 в Mn_2O_3 ; +4 в MnO_2 ; +5 в MnF_5 ; +6 в K_2MnO_4 ; +7 в KMnO_4 .

Во-вторых, определив степени окисления каждого элемента, легче подобрать коэффициенты в уравнениях многих реакций, в которых степени окисления атомов изменяются (об этом мы ещё поговорим более подробно).

Атомно-молекулярный конструктор

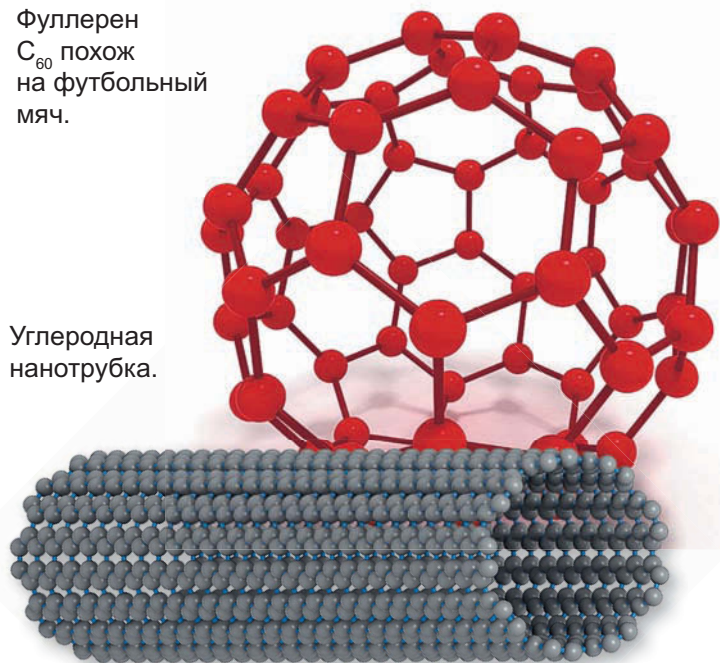
Как устроены вещества?

К середине XX века все клеточки в периодической таблице были заполнены (за исключением только самых последних элементов) и все известные химические элементы были довольно хорошо изучены. Однако отсюда вовсе не следует, что в химии не может быть неожиданных открытий. Ведь элементы могут соединяться друг с другом бесчисленными способами, давая иногда удивительные результаты. Очарование современной химии во многом связано с открытиями новых молекул, новых *сочетаний* элементов друг с другом. И самые важные из таких открытий удостоиваются Нобелевских премий. Так случилось с уже упоминавшимися проводящими полимерами. Так было и с открытием новой удивительной формы углерода — бакминстерфуллерена, молекулы которого C_{60} представляют собой крошечные шарики, составленные из 12 пятиугольников и 20 шестиугольников; это точная копия футбольного мяча. А первым человеком, который догадался, как могут быть устроены такие молекулы из 60 атомов углерода, был японский химик Осава. На мысль его навёл футбольный мяч сына. Но открыли фуллерены другие химики много лет спустя.

В течение сотен лет из различных минералов, а также из растительного и животного сырья химики выделяли в чистом виде множество новых соединений, их называли соответственно неорганическими и органическими. Например, все металлы и их соединения относили к веществам неорганическим, тогда как масла, жиры, различные экстракты — к веществам органическим. Среди всех этих веществ были и сравнительно простые, и очень сложные, и число описанных химиками новых соединений, а также их химических превращений быстро росло. Химия постепенно становилась наукой.

В то же время химиков не покидало чувство некоторой неудовлетворённости. Химия оставалась исключительно наукой экспериментальной. Теорий практически не было. Невозможно было понять, как связан состав вещества с его свойствами. Нельзя было предложить методику синтеза нового соединения — особенно это касалось органической химии. Но прежде чем проводить разнообразные химические реакции, прежде чем пытаться синтезировать новые вещества, нужно было понять, как атомы связаны друг с другом в миллионах различных соединений. Современный химик, вооружённый мощным компьютером и сложными программами, может не только составить «на экране» ход синтеза для получения нужного соединения. Он способен даже предсказать, какое вещество нужно синтезировать, чтобы оно обладало нужными свойствами. Например, лечило бы конкретное заболевание.

Фуллерен C_{60} похож на футбольный мяч.



Углеродная нанотрубка.

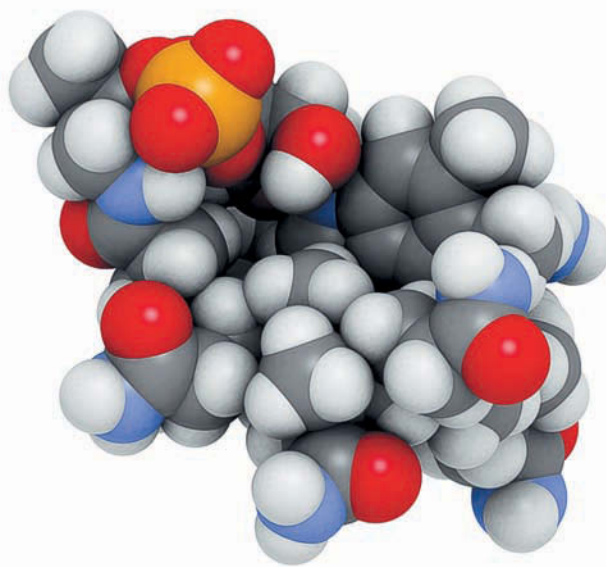
Активные и пассивные

Трудности синтеза новых лекарств во многом связаны с тем, что нет однозначной зависимости между химическим строением лекарственного средства и его биологическим действием. Иногда малейшие изменения структуры молекулы приводят к полному исчезновению или сильному изменению биологической активности. И наоборот, нередко почти одинаковая активность наблюдается у веществ совершенно разной химической природы. Например, если в молекуле морфина — сильного наркотика заменить один из атомов водорода на метильную группу CH_3 , то получится относительно безвредное вещество кодеин. Один из самых сильных канцерогенов (веществ, вызывающих рак) — это 3,4-бензпирен, а имеющий тот же состав 1,2-бензпирен (в нём чуть иначе расположены атомы углерода) вообще не проявляет канцерогенных свойств. То же относится и к двум изомерным аминафталинам: альфа-изомер — полупродукт в синтезе красителей, гербицидов и пигментов — сравнительно безвреден; бета-изомер — канцероген, и, когда это выяснилось, его применение для синтеза красителей было запрещено.

Первые анализы, проведённые ещё в XVIII веке, показали, что большинство известных веществ сложные, то есть построены из двух или большего числа элементов. Наибольшие успехи здесь были достигнуты в области химии минеральных веществ (сейчас этот раздел химии называется неорганической химией, хотя деление на «разные химии» во многом условно). Например, А. Л. Лавуазье удалось разложить воду на водород и кислород. Было известно, что под действием серной кислоты сахар обугливается — превращается в уголь — и при этом выделяется вода (недаром сахар относят к углеводам). Значит, сахар состоит из атомов углерода, водорода и кислорода. В дальнейшем удалось разложить поваренную соль на натрий

и хлор, узнать состав множества других неорганических и органических соединений. Многие из них оказались довольно сложными; например, молекула витамина B_{12} содержит атомы углерода, азота, кислорода, фосфора и кобальта и имеет состав $\text{C}_{63}\text{H}_{88}\text{N}_{14}\text{O}_{14}\text{PCo}$, то есть в этой далеко не самой сложной молекуле имеется 181 атом!

Как же природа ухитрилась из сравнительно небольшого количества «составных частей» создать такое чудо, как мыслящий человек? А также крошечного мотылька и огромного кита, чайную розу с её неповторимым запахом и гигантское дерево эвкалипт (душистую настойку из его листьев используют в медицине), миллионы и миллионы других видов растений и животных? Оказывается, для всего этого вполне достаточно имеющихся разновидностей атомов — химических элементов. Причём далеко не всех! Из более чем 110 известных химических элементов для создания всего живого хватит и трёх десятков. Так что правы были древние философы, считавшие, что всё дело в различных комбинациях разных сортов атомов. Кстати, для передачи любой информации в принципе достаточно всего двух знаков: 0 и 1 (или точки и тире); так действуют и азбука Морзе, и любой



Модель молекулы витамина B_{12} .

компьютер. Вот так и природа из ограниченного числа элементов, соединённых друг с другом в разном количестве и в разном порядке, создала самые разнообразные вещества.

В химии, как и в других естественных науках, а также в математике, большую роль играет классификация веществ (хотя, как уже отмечалось, чётких границ между разными классами, между разными явлениями в химии обычно нет).

Вещества можно классифицировать по их внутреннему устройству. Физики делят все вещества на твёрдые, жидкие и газообразные. Все газообразные вещества устроены одинаково. Много общего и у разных жидких веществ. А вот среди твёрдых веществ разнообразия гораздо больше. Все их можно разделить на два класса — аморфные и кристаллические. В аморфных веществах (слово «аморфный» происходит от *греч.* *amorphos* — «не имеющий формы», «бесформенный») нет чёткого порядка в расположении атомов (или молекул, если вещество имеет молекулярное строение) в пространстве. В этом отношении они отчасти похожи на жидкости, только твёрдые. Аморфные вещества не образуют кристаллов, имеющих определённую форму. Примером аморфного вещества могут служить обычное стекло, многие полимеры. Если охлаждать глицерин, он тоже застынет в прозрачную массу, молекулы в которой расположены в беспорядке, хаотично. Это — аморфное твёрдое вещество.

Намного разнообразнее вещества кристаллические. Атомы (молекулы) в них расположены в строгом порядке. Поэтому эти вещества при благоприятных условиях могут образовать красивые кристаллы. Чаще всего мы видим кристаллы воды. Когда вода замерзает, образуются узоры льда на стекле или на асфальте, в воздухе появляются снежинки, построенные из крошечных кристалликов льда.

После появления электронной теории строения вещества и новых методов их исследования стало понятно, как устроены кристаллы. Их можно подразделить на четыре основных типа.

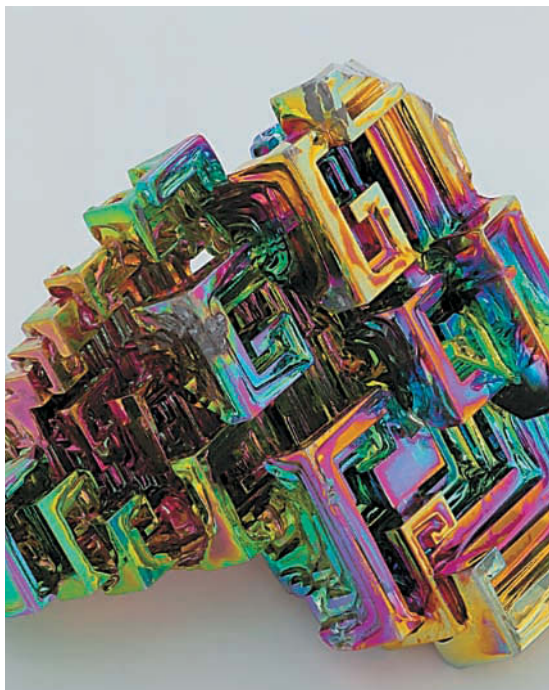
К первому относятся ионные кристаллы, например поваренная соль. Катионы и анионы в таких кристаллах образуют ионную кристаллическую решётку. В поваренной соли (хлориде натрия NaCl) катионы натрия и анионы хлора размещаются в пространстве одинаково, образуя простую кубическую решётку. В большинстве кристаллов других ионных веществ, например CaCl_2 , катионы образуют решётку одной формы, а анионы — другой, причём одна решётка как бы встроена в другую. Кристаллические решётки бывают очень сложные, закономерностями их строения и связью между строением решётки и свойствами вещества занимается наука кристаллохимия.

Притяжение между катионами и анионами в ионных кристаллах довольно сильное, поэтому ионные кристаллы обычно твёрдые, их трудно расплавить. Например, температура плавления хлорида натрия 801°C , фторида кальция — 1810°C , а оксида кальция CaO — 2627°C !

Ко второму типу относятся кристаллы, построенные из молекул, — почти все органические вещества. В молекулах таких веществ атомы связаны друг с другом более или менее прочной ковалентной связью. А вот между молекулами связь, как правило, очень слабая, и чем атомы, из которых построена молекула, и сама молекула меньше, тем

Кристалл кварца.





Искусственно выращенный кристалл висмута.

обычно слабее силы притяжения между молекулами. При комнатной температуре энергия теплового движения часто бывает больше, чем энергия, с которой молекулы притягиваются друг к другу. Поэтому многие вещества молекулярного строения при обычных условиях — газы: хлор Cl_2 , углекислый газ CO_2 , метан CH_4 , этилен C_2H_4 и др. Чтобы такие молекулы образовали кристалл, нужно уменьшить тепловую энергию, то есть понизить температуру. Поэтому хлор образует кристаллы только при температуре ниже -101°C , метан — ниже $-182,5^\circ\text{C}$, азот (его молекулы среди перечисленных самые маленькие) — ниже -196°C и т. д. Связь между молекулами воды более прочная, поэтому вода замерзает при температуре ниже нуля по Цельсию. Молекулы иода I_2 большие, поэтому иод образует кристаллы, которые плавятся при температуре выше комнатной, но всё же не очень высокой (113°C).

Молекулярные кристаллы, в отличие от ионных, не очень твёрдые. Например, кристаллики сахара намного легче растереть в очень тонкий порошок (сахарную

пудру), чем кристаллы соли. И температура плавления, и твёрдость молекулярных кристаллов зависят от силы сцепления между молекулами в них. А эта сила зависит также от формы молекул. И это понятно: если молекулы имеют сложную, неправильную форму, контакты между соседними молекулами будут ослаблены. Вот наглядный пример. Бензол и толуол — близкие родственники. Но молекулы бензола C_6H_6 очень симметричные, они имеют форму правильного шестиугольника, составленного из атомов углерода, к каждому из которых присоединён атом водорода. При охлаждении бензола молекулы довольно легко упаковываются в кристалл, при этом они хорошо соприкасаются друг с другом. Бензол кристаллизуется при охлаждении ниже $+5,5^\circ\text{C}$. Молекула толуола C_7H_8 также построена из правильных шестиугольников, но к одному из атомов углерода присоединён вместо атома водорода ещё один атом C , соединённый с тремя атомами водорода: $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3$. Поэтому молекулы толуола несимметричные, им трудно хорошо упаковаться. В результате при охлаждении толуол начинает кристаллизоваться только ниже -95°C ! А при очень быстром охлаждении молекулы вообще могут не успеть выстроиться в упорядоченный кристалл, и получится аморфный твёрдый толуол.

Молекулы глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ имеют несимметричную форму, поэтому нужно очень сильно постараться, чтобы при охлаждении глицерин образовал кристаллы (они плавятся при температуре $+19,9^\circ\text{C}$).

Третий тип — это кристаллы с так называемой атомной решёткой. Ковалентная связь может связывать атомы не только в молекулах. Например, в алмазе, который построен только из атомов углерода, атомы связаны ковалентными связями. Однако никаких отдельных молекул в кристалле алмаза нет. Как же он устроен? У атома углерода на валентной оболочке находятся четыре электрона, поэтому он может образовать ковалентную связь с четырьмя соседними атомами. Каждый из соседних атомов также связан с четырьмя атомами углерода.

И так на протяжении всего кристалла. В результате образуется кристаллическая решётка, которая называется атомной. Именно она придаёт алмазу чрезвычайно высокую твёрдость. Попробуйте из спичек и пластилиновых шариков сделать модель такой кристаллической решётки. В ней все расстояния между соседними атомами должны быть одинаковыми.

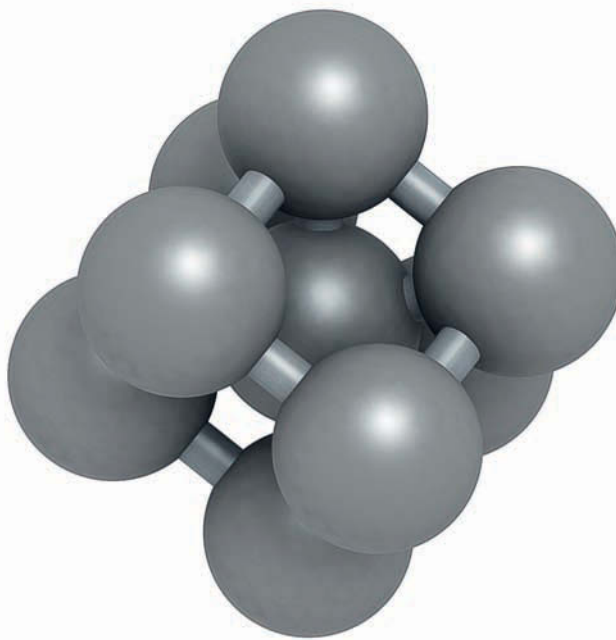
Четвёртый тип кристаллических веществ встречается у металлов. Их кристаллическая решётка так и называется — металлическая. Возьмём кристалл любого металла. В нём все атомы одинаковые, поэтому ионная связь между ними исключена: одни атомы не будут отдавать свои валентные электроны другим, точно таким же атомам. Не образуется обычно между атомами металла и ковалентная связь, иначе в металле присутствовали бы двухатомные молекулы, например Fe_2 (такие случаи очень редки). Как же устроен металл? Оказывается, атомы в нём отдают валентные электроны не друг другу, а «в общее пользование». Поэтому в металле имеются положительно заряженные катионы и «ничейные» электроны, которые и связывают друг с другом, как клеем, заряженные атомы металла (такая связь называется металлической). Эти электроны могут относительно легко перемещаться по всей решётке, именно поэтому металлы хорошо проводят теплоту и электрический ток.

Расшифровка строения твёрдых веществ помогла химикам решить не одну загадку. Давно было известно, что один и тот же элемент может образовать несколько простых веществ, отличающихся по свойствам. Например, элемент кислород может образовать два разных простых вещества — газообразные кислород и озон. И физические, и химические свойства озона сильно отличаются от свойств кислорода. Например, если в воздухе больше 9% озона, он может взорваться; эфир, спирт, скипидар, бытовой газ метан и многие другие вещества самовоспламеняются при соприкосновении с озонированным воздухом; в присутствии озона быстро чернеет серебро. Эту загадку разгадали доволь-

но давно: молекулы кислорода состоят из двух атомов (O_2), а молекулы озона — из трёх (O_3). Так что неудивительно, что свойства этих веществ разные.

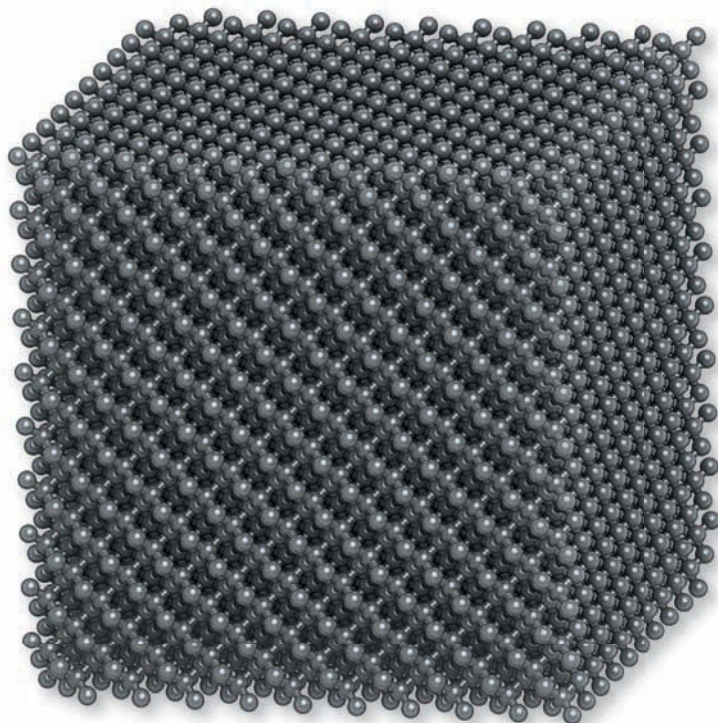
Ещё одну загадку смогли разгадать намного позже. Было известно, что не только кислород, но и другие элементы образуют разные простые вещества. Так, мягкое блестящее олово на морозе превращается в серый порошок. Чистый углерод может быть и алмазом, и графитом, и сажей, и недавно открытыми фуллеренами. Не отстаёт от углерода и фосфор: он может быть белым, красным, чёрным, фиолетовым... И все эти виды фосфора, хотя и состоят из атомов одного сорта, исключительно сильно отличаются по своим свойствам — как будто это разные вещества. Белый фосфор очень ядовит и может самопроизвольно загореться на воздухе, а красный фосфор неядовитый и сам не загорится, если его не поджигать. В чём тут дело? Почему одни и те же атомы образуют совершенно разные вещества?

Во многих случаях ответ отыскался в строении кристаллических решёток веществ. Например, у алмаза она атомная. Графит построен из слоёв, составленных сеткой углеродных шести-



Металлическая кристаллическая решётка.

угольников, напоминающих пчелиные соты. Внутри слоя связи очень прочные, а между слоями они значительно слабее. Поэтому одни слои могут скользить относительно других, и оттого графит мягкий и легко разрушается. Белое и серое олово также имеет разную кристаллическую структуру. Такое явление, когда одно и то же по составу кристаллическое вещество в зависимости от условий (температура, давление) может образовывать вещества с разными свойствами, называется полиморфизмом (по-гречески это слово означает «много форм»). Со временем выяснилось, что полиморфизм — скорее правило, чем исключение. Однако некоторые кристаллические модификации данного вещества существуют или при очень высокой, или при очень низкой температуре либо при очень высоких давлениях, поэтому при обычных условиях мы их не наблюдаем. Так, даже для льда известно множество полиморфных модификаций, причём некоторые довольно необычные. Лёд одной модификации плавится уже при



Кристаллическая решетка алмаза.



Белый и красный фосфор.

–22 °С, другой, наоборот, остаётся твёрдым при температуре намного выше 100 °С! Только, чтобы получить такой лёд, нужны огромные давления — десятки тысяч атмосфер.

Железо также может существовать в нескольких модификациях. Например, при температурах до 917 °С кристаллическая решётка железа кубическая объёмноцентрированная. Это значит, что в центре каждого куба, образованного восемью атомами железа, расположен ещё один, девятый атом. Такую же решётку имеют натрий и калий. При более высокой температуре атомы железа перестраиваются в кубическую гранецентрированную решётку. Из названия видно, что в центре каждой из шести граней куба находится по атому железа. Такую же решётку, только при обычной температуре, имеют медь и серебро. Другие модификации железа существуют при ещё более высоких температурах или при повышенных давлениях.

Но в повседневной жизни людям (да и химикам тоже) встречается с такими модификациями приходится нечасто. Зато они постоянно имеют дело с веществами одного и того же состава, различающимися не строением кристаллической решётки, а разным расположением атомов в молекулах. Такие вещества называются изомерами.

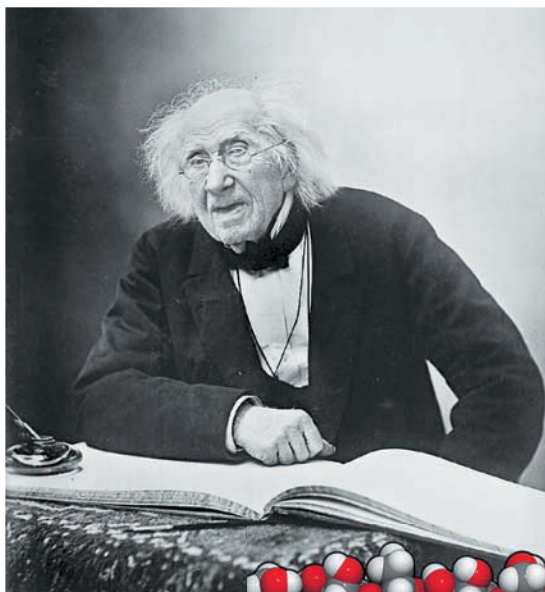
Атомно-молекулярный конструктор

Химические анаграммы

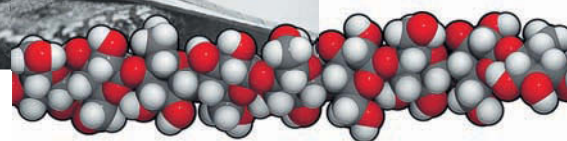
Когда-то одна из основных задач химии заключалась в том, чтобы узнать, из каких элементов построены те или иные вещества. С этой целью были разработаны (и продолжают разрабатываться) методы качественного анализа. С помощью таких методов молодой французский химик Мишель Эжен Шеврёль (1786—1889; он прожил почти 103 года!) в начале XIX века выяснил, из каких элементов состоят дорогой синий краситель индиго, свиной жир и даже... кости ископаемого динозавра. Не удивительно, что аналитические методы получили широкое распространение в криминалистике. С их помощью было, например, установлено повышенное содержание мышьяка в волосах Наполеона (правда, отсюда ещё не следует, что пленного императора отравили: мышьяк вполне мог содержаться в зелёной краске, которую применяли в те годы при изготовлении обоев).

Но мало узнать, какие элементы содержатся в веществе. Надо ещё выяснить, в каких именно пропорциях они там находятся. Это — тоже задача аналитической химии, того её раздела, который называется количественным анализом. Современные приборы позволяют найти один-единственный атом примеси среди миллиардов атомов других элементов. Наконец, требуется знать, в каком порядке соединены атомы в веществе, то есть каково его строение. А от строения свойства вещества могут зависеть очень сильно. В этом заключается один из главных вопросов современной химии — как строение разных веществ связано с их свойствами, с их реакционной способностью.

То, что сейчас химик может выяснить за один-два рабочих дня, когда-то отнимало много времени. Поставим себя на

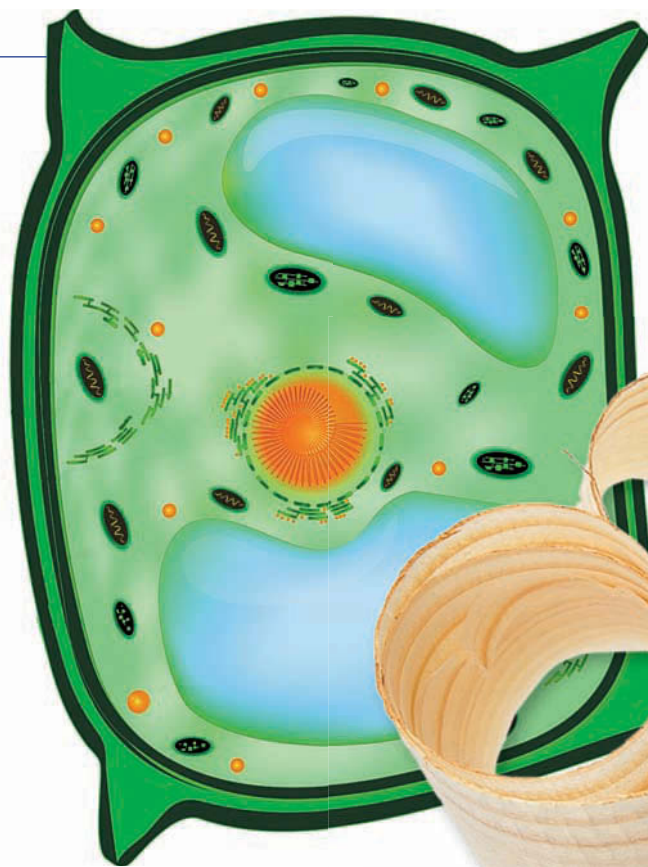


М. Э. Шеврёль,
французский
химик.



Модель молекулы
целлюлозы.

место химика прошлого, который решил разузнать как можно больше о целлюлозе — основной составной части древесины. Другое название этого вещества — клетчатка (на латыни *cellula* и означает «клетка»). Целлюлоза — главная составная часть клеток растений. Хлопок, например, на 95% состоит из целлюлозы. Сначала нашему химику нужно узнать состав целлюлозы, то есть соотношение в ней атомов разных элементов. Для решения этой задачи необходимо прежде всего получить как можно более чистый препарат целлюлозы, не содержащий примесей посторонних веществ. Далее нужно хорошо высушить это вещество и как можно точнее взвесить его. Затем поместить навеску (то есть небольшое



Целлюлоза — строительный материал растительных клеток.

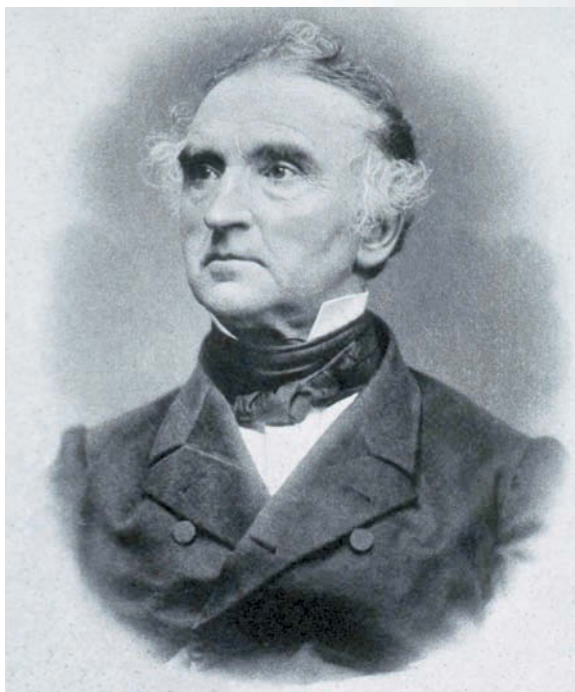
Древесная стружка.



количество вещества с точно известной массой) в фарфоровую лодочку, а её — в тугоплавкую трубку аппарата для сжигания. Через эту трубку нужно медленно пропускать кислород, одновременно сильно нагревая горелкой то место, где находится лодочка. На выходе трубки с помощью специальных поглотителей необходимо улавливать по отдельности углекислый газ и пары воды. Пары воды, например, хорошо поглощаются прокалённым хлористым кальцием, а углекислый газ — щёлочью. Поглотительные трубки также заранее точно взвешивают. Зная, сколько воды и углекислого газа выделилось при сжигании известного количества целлюлозы, легко рассчитать, сколько граммов углерода и водорода содержалось в образце — сейчас такие задачи запросто решают даже школьники. Ну а остальное автоматически приходится на кислород (если известно, что в веществе нет других атомов). Первый прибор для сжигания органических соединений сконструировал А. Л. Лавуазье, а в 1833 году немецкий химик Юстус Либих (1803—1873) значительно этот прибор усовершенствовал.

Зная соотношение масс элементов в веществе и атомные массы каждого элемента, нетрудно рассчитать и соотношение числа атомов в этом веществе, то есть его элементный состав — это стандартная задача, которую решают химики-аналитики (а также студенты и школьники). Понятно, что, если вещество содержит другие атомы (например, азота или серы), необходимо использовать другие реактивы для поглощения образующихся газов.

Итак, состав целлюлозы определён: она состоит из углерода, водорода и кислорода в соотношении, выражаемом формулой $C_6H_{10}O_5$. Теперь нужно узнать строение целлюлозы: как и в какой последовательности соединены в ней атомы углерода, водорода и кислорода. Строение целлюлозы довольно сложное, но химикам удалось его расшифровать. Оказалось, в частности, что 30% всех атомов водорода в целлюлозе связаны с атомами кислорода, а 70% атомов



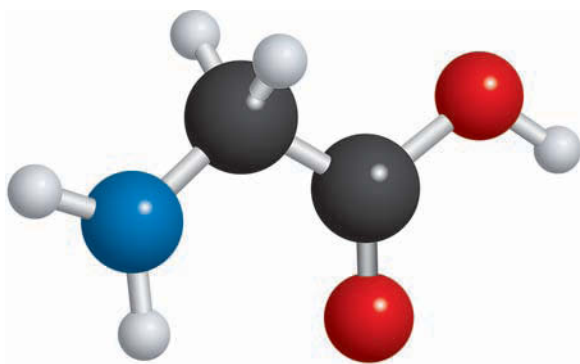
Ю. Либих, немецкий химик.

водорода связаны с атомами углерода. При этом предполагалось, что все атомы углерода в молекулах целлюлозы четырёхвалентны, атомы кислорода двухвалентны, а водорода — одновалентны. Выяснилось также, что молекула целлюлозы состоит фактически из соединённых друг с другом в длинную цепочку молекул глюкозы $C_6H_{12}O_6$ (целлюлоза из хлопка имеет более 10 тысяч таких звеньев в молекуле).

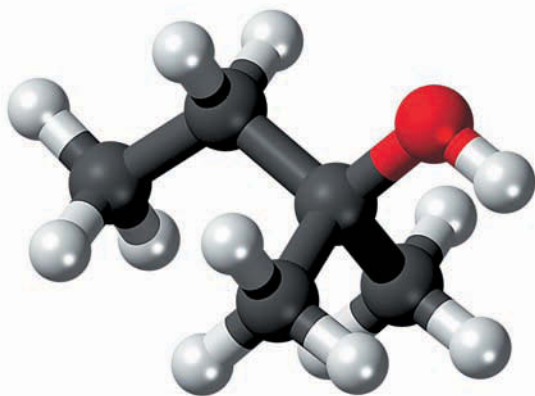
Однако уже во времена Менделеева химики поняли, что одного только знания возможных валентностей химических элементов недостаточно для объяснения многих фактов, касающихся строения вещества. Вот простой пример: два разных вещества с разными свойствами состоят из одних и тех же элементов, процентное содержание которых в веществе тоже одинаковое. Это было непонятно. В начале XIX века было известно всего два вещества, состоящих только из углерода и водорода (такие вещества называют углеводородами), а к концу столетия их открыли уже сотни. При этом оказалось, что при одном и том же составе эти вещества мо-



Хлопок на 95% состоит из целлюлозы.



Модель молекулы глицина.



Модель молекулы трет-амилового спирта
(CH_3)₂C(OH)CH₂CH₃.

гут иметь разные свойства. Например, и изооктан (по нему определяют октановое число бензина), и тетраметилбутан имеют одинаковую формулу C_8H_{18} . Но если первое вещество — жидкость, замерзающая при температуре -107°C и кипящая при 99°C , то второе — твёрдое вещество, плавящееся около 101°C . Значит, важно не только то, какие атомы и в каких соотношениях содержатся в веществе.

А вот ещё более поразительный пример. В молекуле аминокислоты глицина содержится 2 атома углерода, 5 атомов водорода, 1 атом азота и 2 атома кислорода; таким образом, формула глицина $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$. Глицин (другое название — аминокислотная кислота) входит в состав белков, причём чаще, чем другие аминокислоты. В чистом виде это бесцветные кристаллы сладкого вкуса. Глицин используется в медицине и производится тысячами тонн в год. Но те

же атомы и в таком же соотношении (то есть $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$) находятся также в молекулах нитроэтана и этилнитрита. Оба эти вещества не имеют ничего общего с глицином! Нитроэтан — ядовитая жидкость, кипящая при 115°C , — используется в качестве растворителя. Этилнитрит при 20°C — газ, который при нагревании легко разлагается и может даже взорваться; он сильно ядовит, при вдыхании даже в очень малых количествах вызывает резкое расширение сосудов, снижение кровяного давления и учащённое сердцебиение.

Такое разительное различие в свойствах трёх соединений одинакового состава объясняется тем, что указанные атомы соединены в этих веществах по-разному. В глицине атом азота соединён с двумя атомами водорода и одним атомом углерода, порядок соединения атомов передаёт формула $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{OH}$. В нитроэтана атом азота соединён с двумя атомами углерода и с одним атомом углерода: $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{NO}_2$. Наконец, в этилнитрите атом азота соединён только с атомами кислорода: $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{N}=\text{O}$. Этот пример — скорее не исключение, а правило в органической химии. Вещества, имеющие одинаковую формулу, но разную структуру и, следовательно, разные свойства, называются изомерами. Например, состав $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ может относиться и к глюкозе, и к фруктозе, и ещё к двум десяткам разных соединений! А для формулы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$ даже в кратком справочнике «Свойства органических соединений» приведены данные о полусотне различных веществ (на самом деле их ещё больше)!

Об определённом порядке расположения атомов в молекулах впервые заговорил русский химик Александр Михайлович Бутлеров (1828—1886) в своём докладе «О химическом строении веществ», который он сделал в сентябре 1861 года во время командировки в Германию. Размышляя о том, в каком порядке могут быть соединены атомы углерода, водорода и кислорода в трёх известных тогда химикам бутиловых спиртах (все они имеют одинаковую

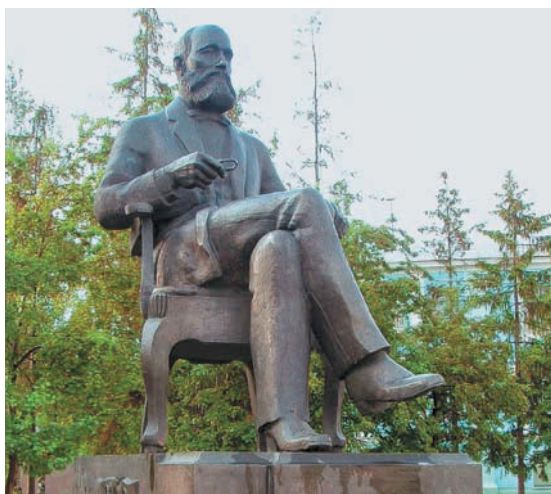
Что такое анаграмма

По-гречески *grámma* — «знак», «буква» (отсюда и грамматика, и грамота), а с приставкой «ана-» (тоже греческой) это слово означает слово, полученное перестановкой букв другого слова. Например: апельсин — слипанье. Русский философ и писатель-сатирик XVIII века Антиох Кантемир придумал себе псевдоним в виде анаграммы: Харитон Макетин. И многие химические формулы тоже можно считать своеобразными анаграммами.

Сотни остроумных и смешных анаграмм, составленных из имён отечественных филологов, сочинил доктор филологических наук профессор Анатолий Фёдорович Журавлёв. Вот несколько примеров: Александр Востоков — декан С. Старволков, дон Карлос В. Аскетов, Н. Л. Страдаев-Кокосов, словак С. Р. Анекдотов, сталкер Анд. О. Совков и др.; Виктор Жирмунский — В. Жирноумский (Крит), вор Симкин-Жуткий, врун К. Житомирский, Курт М. Жириновский, министр Р. Кук-Живой и др.; Александр Реформатский — фраер-одессит Майкл Кран, Ал. Е. Форткин-Дрейк (с Марса), Ил. Р. Макаренко-Фрейд, ректор Афанасий Кл. Смерд и др.; Евдокия Галкина-Федорук — феодал Рудик Кока (Гвинея), вояка Ол. У. Гедике-Фрадкин, диакон У. Фекалиев-Гордяк, Д. К. Герундиев-Як (ОАО «Калиф»), Д. К. Гадкорукин (АО «Фея», Киев) и т. д. и т. п.



Теперь, зная, что такое анаграмма, попробуйте сами сочинить что-то подобное. Начните с простых слов (кот — ток, мука — кума, аргон — орган), а после тренировки возьмитесь за имена, отчества и фамилии — как собственные, так и своих товарищей. Можно устроить соревнование — кто больше и смешнее придумает. Например, А. Ф. Журавлёв из имени и фамилии выдающегося лингвиста академика Виктора Виноградова (1895—1969) составил 115 (!) анаграмм (Гарик Дивнорвотов, дворник В. И. Рогатов, раввин Г. О. Дротиков, Родриго В. Ватников, тов. Гиви Р. Драконов и др.).



Памятник А.М. Бутлерову
в г. Казани. Скульптор Ю. Г. Орехов.

формулу C_4H_9OH), Бутлеров пришёл к выводу, что должен существовать ещё один, четвёртый бутиловый спирт. И своё смелое теоретическое предположение Бутлеров подтвердил экспериментально: он синтезировал «четвёртый спирт», который имел тот же состав, но сильно отличался по свойствам от трёх известных! Это были уже знакомые нам изомеры, то есть вещества одинакового состава, но разного строения.

После работы Бутлерова стали известны все изомеры бутилового спирта:

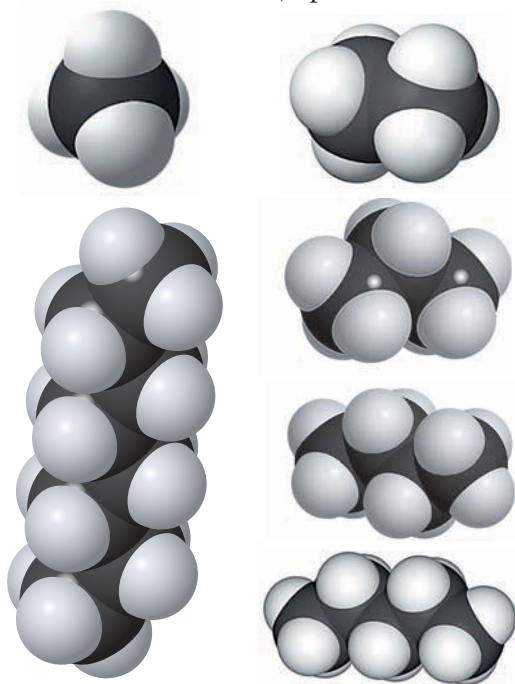
Название спирта	Строение	Темп. плав., °С	Темп. кип., °С
Нормальный бутиловый	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	-90,2	117,4
Вторичный бутиловый	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$	-114,7	99,5
Изобутиловый	$(\text{CH}_3)_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	-108	108,1
Третичный бутиловый	$(\text{CH}_3)_3\text{COH}$	+25,5	82,5

Распишите более детально строение всех четырёх спиртов, указав все связи между всеми атомами, и убедитесь, что пятого структурного изомера быть не может. Именно структурного, так как один из бутиловых спиртов обладает оптической изомерией, поэтому для него возможны две зеркально-симметричные структуры с разными оптическими свойствами. Найдите такую молекулу и сделайте из пластилина и спичек модели двух её антиподов (в такой молекуле должен быть асимметрический атом углерода, соединённый с четырьмя разными заместителями, причём в качестве

заместителя могут выступать также метильная CH_3 и этильная C_2H_5 группы).

Со временем химики, используя различные физико-химические методы, сумели установить строение большинства известных им соединений.

Можно предложить такую игру «в изомеры»: кто раньше и за какое время нарисует все изомеры какого-нибудь предельного углеводорода и сосчитает число этих изомеров. Предельные углеводороды — это вещества, состоящие из углерода и водорода с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. При этом валентность всех атомов углерода равна 4, а всех атомов водорода равна 1. Когда $n = 1$, получаем вещество CH_4 — метан, никаких изомеров у него нет. Когда $n = 2$ и 3, получаем также не имеющие изомеров вещества C_2H_6 (этан) и C_3H_8 (пропан). А вот следующий углеводород бутан C_4H_{10} уже не единственный: существует два изомера с такой же формулой (вы легко нарисуете их, используя чёрточки-валентности между атомами). Один из них — так называемый нормальный бутан, сокращённо его формулу химики записывают так: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ (или в ещё более сжатом виде $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$). Второй изомер называется изобутаном и имеет строение (при записи в сжатом виде) $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_3$. В этой записи группа CH_3 в скобках означает, что две такие группы присоединены к следующему атому углерода, к группе CH . Предупреждение: не следует даже пытаться пересчитать число изомеров для больших значений n (хотя химики прошлого именно так и поступали и нередко ошибались). Это подтверждает следующая таблица.



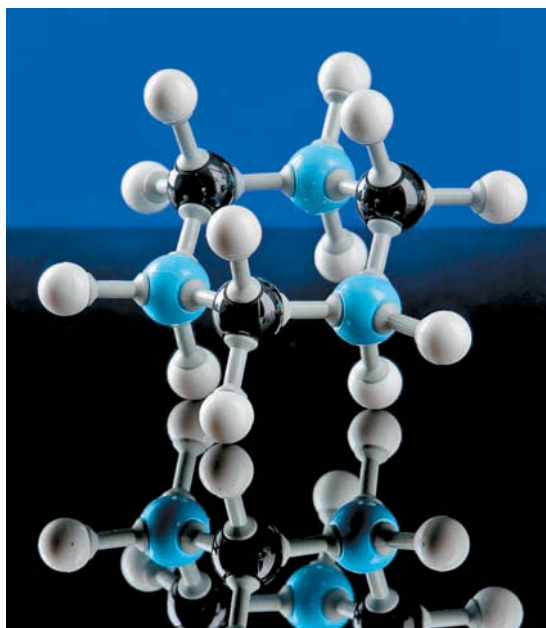
Схемы молекул углеводородов (по часовой стрелке, с левого верхнего): метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} , пентан C_5H_{12} , октан C_8H_{18} .

Формула	Название	Число изомеров	Формула	Название	Число изомеров
CH_4 ($n = 1$)	Метан	1	$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$ ($n = 11$)	Ундекан	159
C_2H_6 ($n = 2$)	Этан	1	$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$ ($n = 12$)	Додекан	355
C_3H_8 ($n = 3$)	Пропан	1	$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$ ($n = 13$)	Тридекан	802
C_4H_{10} ($n = 4$)	Бутан	2	$\text{C}_{14}\text{H}_{30}$ ($n = 14$)	Тетрадекан	1858
C_5H_{12} ($n = 5$)	Пентан	3	$\text{C}_{15}\text{H}_{32}$ ($n = 15$)	Пентадекан	4347
C_6H_{14} ($n = 6$)	Гексан	5	$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$ ($n = 20$)	Эйкозан	366 319
C_7H_{16} ($n = 7$)	Гептан	9	$\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ ($n = 25$)	Пентакозан	36 797 588
C_8H_{18} ($n = 8$)	Октан	18	$\text{C}_{30}\text{H}_{62}$ ($n = 30$)	Триаконтан	4 111 846 763
C_9H_{20} ($n = 9$)	Нонан	35	$\text{C}_{40}\text{H}_{82}$ ($n = 40$)	Тетраконтан	62 481 801 147 341
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ ($n = 10$)	Дека́н	75	$\text{C}_{100}\text{H}_{202}$ ($n = 100$)	Гектан	Около $6 \cdot 10^{39}$

Таким образом, уже для углеводорода с $n = 40$ число изомеров превысило 62 триллиона. У дононаконтгектана $\text{C}_{192}\text{H}_{386}$ число изомеров (более $2,6 \cdot 10^{80}$) превышает число элементарных частиц — протонов, нейтронов и электронов во Вселенной! А для углеводорода $\text{C}_{167}\text{H}_{336}$ невозможно синтезировать все его изомеры, так как для этого во всей Вселенной не хватит вещества...

Кстати, математики доказали, что не существует формулы, позволяющей рассчитать число изомеров углеводорода, зная только число атомов углерода в нём. Как же определили все приведённые в таблице числа? Ответ на этот вопрос очень далеко увёл бы нас от химии. Отметим только, что для определения числа изомеров данного углеводорода необходимо знать число изомеров всех предыдущих!

Впервые явление изомерии было обнаружено среди неорганических веществ. В 1824 году молодой немецкий



Изомерия — зеркальная симметрия.



Ф. Вёлер, немецкий химик.

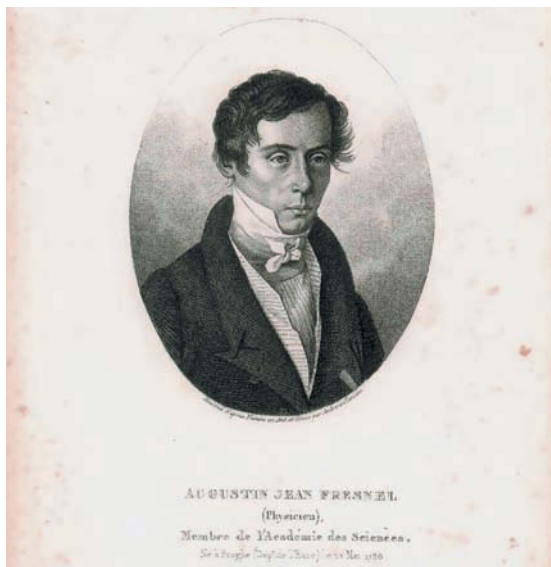
химик Фридрих Вёлер (1800—1882) провёл анализ серебряной соли циановой кислоты — цианата серебра. Он определил процентное содержание в ней водорода, углерода, азота и кислорода. По данным анализа у него получилась формула HCNO . Год спустя Юстус Либих проанализировал серебряную соль другой кислоты — фульминовой. Он обнаружил нечто поразительное: результаты анализов для двух кислот в точности совпали. По этому поводу между двумя химиками завязалась переписка, которая привела к личному знакомству, перешедшему в дружбу. Конечно, сначала у обоих химиков возникла мысль, что кто-то из них ошибся при анализе, поскольку свойства обеих солей были совершенно разными. Например, фульминат серебра — взрывчатое соединение (недаром другое название этой кислоты — гремучая), тогда как цианат серебра не взрывается. Впоследствии выяснилось, что причина различия в свойствах — в разном расположении атомов в двух молекулах: HNCO для циановой кислоты и HOCN для гремучей кислоты.

Но природа преподнесла учёным ещё одну, на этот раз более трудную загадку. Оказалось, что существуют разные вещества, молекулы которых построены

из одних и тех же атомов — и атомы эти связаны в молекулах в одном и том же порядке. Тем не менее свойства этих веществ различаются. Молекулы таких веществ тоже изомерны, но при этом два изомера отличаются как предмет и его отражение в зеркале. Изомерию такого вида назвали оптической.

Оптическая изомерия в химии — не редкость. Она возникает, когда молекулы асимметричны и их формулы относятся друг к другу, как правая рука к левой (или как предмет к его зеркальному изображению). Такие формулы (и такие предметы), как их ни верти в пространстве, невозможно совместить друг с другом — как невозможно левую перчатку надеть на правую руку, и наоборот. Простейшую модель двух таких молекул легко сделать из пластилина и спичек. Сначала сделаем модель молекулы метана CH_4 . Для этого один атом углерода поместим в центре и во все стороны от него на равных расстояниях от центра, а также друг от друга поместим четыре маленьких пластилиновых шарика — атомы водорода. Такую форму имеет геометрическая фигура тетраэдр (в переводе с греческого это значит «с четырьмя гранями»). Понятно, что такая молекула — единственная.

Заменим теперь один атом водорода на какой-нибудь другой атом, например на атом хлора (этот шарик должен быть из пластилина другого цвета). Получилась модель хлорметана CH_3Cl . И эта молекула единственная. Заменим второй атом водорода, например, на атом брома (шарик третьего цвета). Получилась опять-таки единственная молекула хлорбромметана CH_2ClBr . Наконец, заменим третий атом водорода, например, на атом иода. Получилась интересная молекула CHClBrI , в которой все четыре заместителя у атома углерода — разные. А интересна она тем, что молекул с такой формулой может быть две! И следовательно, из таких молекул можно построить два разных вещества. Если же хотя бы два атома из четырёх будут одинаковыми, молекулы будут полностью идентичными. Это легко проверить, если сделать ещё одну точно такую же



О. Ф. Френель,
французский физик.

модель молекулы CHClBrI и потом поменять местами два любых заместителя у атома углерода. Получатся две модели, которые невозможно, как их ни крути, совместить друг с другом. Зато вторую модель можно увидеть (хотя нельзя потрогать), если первую, расположив её нужным образом, отразить в зеркале. Одну из пары подобных молекул называют правым изомером, а вторую — левым изомером. А само это свойство молекул называют хиральностью. Это слово появилось сравнительно недавно, хотя в русском языке давно есть однокоренные слова: хирург, хирургия, хиромантия. Все они произошли от греческого слова *chêir* — «рука». С хирургом и хиромантией (гаданием по руке) понятно. Но и две хиральные молекулы отличаются друг от друга, как правая рука от левой, так что это свойство условно можно назвать «ручностью».

Вещества, построенные из «правых» и «левых» молекул, называют оптическими антиподами, потому что они различаются некоторыми оптическими свойствами. По-гречески слово «антиподы» означает «расположенные ногами к ногам»; так, например, называют жителей двух противоположных точек на земном шаре, что очень удивило Али-

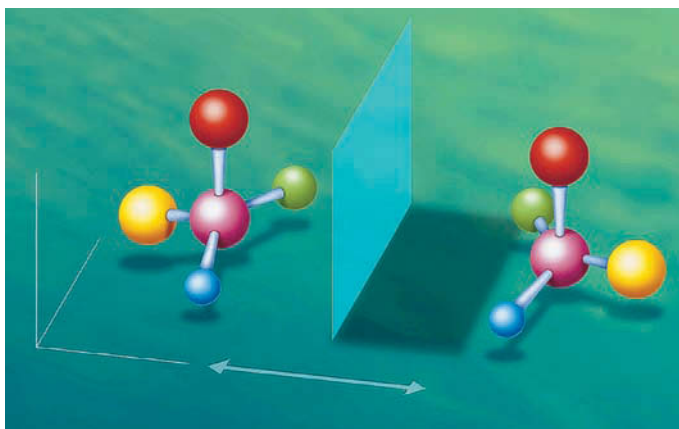


Л. Пастер, французский химик
и микробиолог.

су в Стране чудес. И если кристаллы веществ не центрально-симметричны (как, например, у поваренной соли), то такие кристаллы тоже будут отличаться друг от друга как предмет и его отражение. Именно это обнаружил впервые французский химик и микробиолог Луи Пастер (1822—1895). Но здесь нужно рассказать о некоторых эпизодах из истории другой науки, оптики.

В начале XIX века французский физик Огюстен Жан Френель (1788—1827) установил, что световые волны — попе-

Хиральные
молекулы.





Э. Л. Малюс,
французский физик.

речные: колебания в них происходят перпендикулярно направлению движения (как у волн на поверхности воды: волна бежит вперёд, а пробка на воде колеблется вверх-вниз). В обычном свете колебания происходят хаотично, во всех направлениях. Но, пройдя через некоторые кристаллы, например исландского шпата, свет приобретает особые свойства: волны в нём колеблются только в одной плоскости. Образно говоря, луч такого света подобен шерстяной нитке, которую продёрнули через узкую щель между двумя острыми лезвиями бритвы. Французский физик Этьен Луи Малюс (1775—1812) полагал, что свет состоит из частиц с двумя полюсами — «северным» и «южным» — и в свете, прошедшем через кристалл, все полюсы повернуты в одну сторону. Поэтому он назвал такой свет поляризованным. Теория Малюса не подтвердилась, однако название осталось. Глаз человека не может отличить обычный свет от поляризованного, но это легко сделать с помощью простейших оптических приборов — поляриметров; ими пользуются, например, фотографы: поляризационные фильтры



Ф. Д. Ж. Араго,
французский физик.

помогают избавиться от бликов на фотографии, которые возникают при отражении света от поверхности воды.

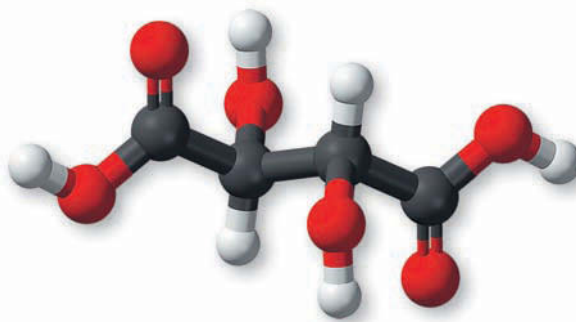
При прохождении поляризованного света через некоторые вещества плоскость поляризации поворачивается. Впервые это явление обнаружил в 1811 году французский физик Франсуа Доминик Жан Араго (1786—1853) у кристаллов кварца. Природные кристаллы кварца бывают двух типов, которые отличаются по своей форме, как предмет от своего зеркального изображения. Эти кристаллы вращают плоскость поляризации света в противоположных направлениях; их назвали право- и левовращающими.

В 1815 году другой французский физик — Жан Батист Био (1774—1862) и немецкий физик Томас Иоганн Зеэбек (1770—1831) установили, что некоторые органические вещества (например, сахар или скипидар) также обладают этим свойством, причём не только в кристаллическом, но и в жидком, в растворённом и даже в газообразном состоянии. Так, было доказано, что оптическая активность может быть свя-

зана не только с асимметрией кристаллов, но и с каким-то неизвестным свойством самих молекул. Оказалось, что, как и в случае кристаллов, некоторые химические соединения могут существовать в виде как право-, так и левовращающих разновидностей, причём самый тщательный химический анализ не мог обнаружить между ними никаких различий. Такие разновидности назвали оптическими изомерами. Позже выяснилось, что есть и третий тип изомеров этих же молекул — оптически неактивные. Это обнаружил в 1830 году знаменитый немецкий химик Йёнс Якоб Берцелиус (1779—1848): виноградная кислота $C_4H_6O_6$ оптически неактивна, а винная кислота точно такого же состава обладает в растворе правым вращением. Позднее была открыта и не встречающаяся в природе «левая» винная кислота — антипод правовращающей.

Оптическую активность кристаллов физики связывали с их асимметричностью; полностью симметричные кристаллы, например кубические кристаллы поваренной соли, оптически неактивны. Причина же оптической активности молекул долгое время оставалась совершенно загадочной. Первое открытие, проливавшее свет на это явление, сделал в 1848 году никому тогда не известный Луи Пастер. Молодой (ему было всего 26 лет) Пастер работал лаборантом у Антуана Жерома Балара (1802—1876). Балар был уже известным химиком, который за 22 года до этого прославился открытием нового элемента — брома. Своему ассистенту он дал тему по кристаллографии, не предполагая, что это приведёт к выдающемуся открытию.

В ходе исследования Пастер получил кислую натриевую соль виноградной кислоты $C_4H_5O_6Na$, насытил раствор аммиаком и медленным выпариванием воды получил красивые призматические кристаллы натриево-аммониевой соли $C_4H_4O_6NaNH_4$. Кристаллы эти оказались асимметричными, одни из них были как бы зеркальным отражением других. Вооружившись увеличительным стеклом и пинцетом, Пастер разделил кристаллы на две кучки. Их растворы, как и следо-

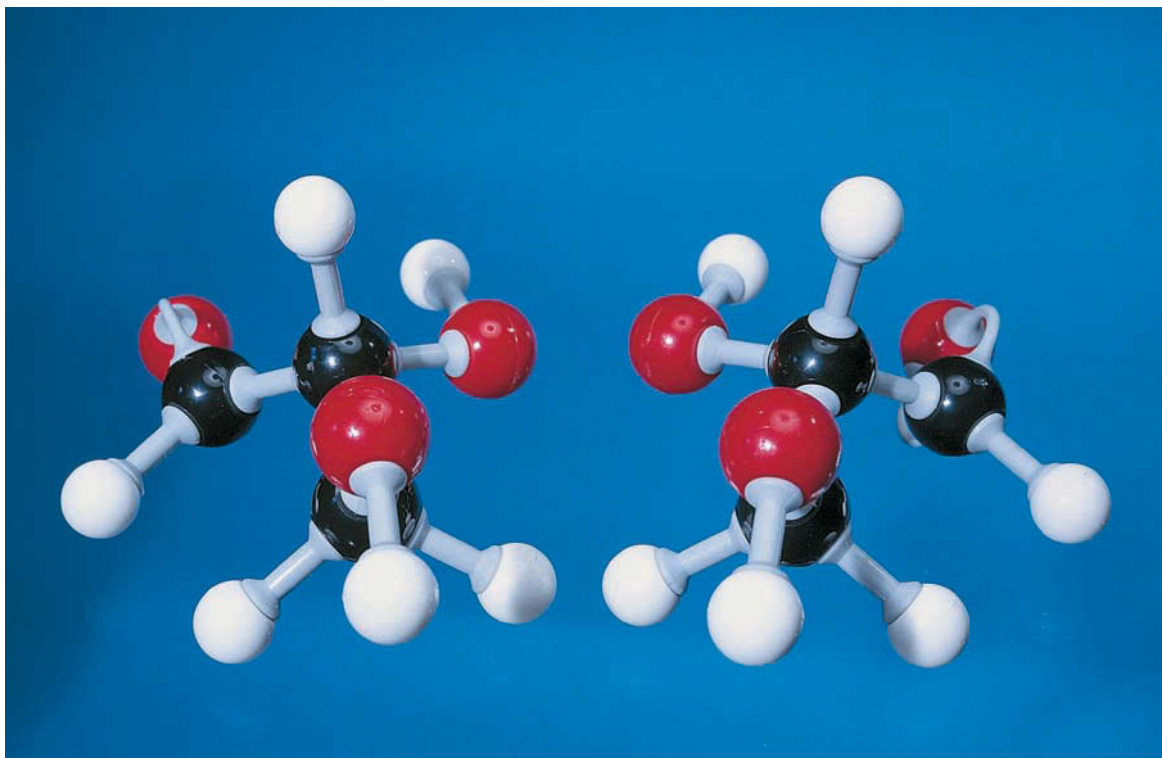


Модель молекулы
винной кислоты $C_4H_6O_6$.

вало ожидать, обладали противоположным оптическим вращением. Пастер на этом не остановился. Из каждого раствора он выделил исходную кислоту $C_4H_6O_6$, которая, как мы помним, была неактивной. Каково же было его удивление, когда оказалось, что один раствор — это известная правовращающая винная кислота, а другой — такая же кислота, но вращающая влево! Пастер выбежал из лаборатории с криком: «Я только что сделал великое открытие!» А заключалось оно в том, что давно известная неактивная виноградная кислота — это просто смесь равных количеств известной «правой» винной кислоты и ранее неизвестной «левой». Именно поэтому смесь не обладает оптической активностью: «правая» и «левая» кислоты как бы нейтрализуют оптические свойства друг друга. Для такой смеси стали применять



Модели кристаллов, изготовленные
Л. Пастером.



Модели изомеров глицеральдегида
 $C_3H_6O_3$.

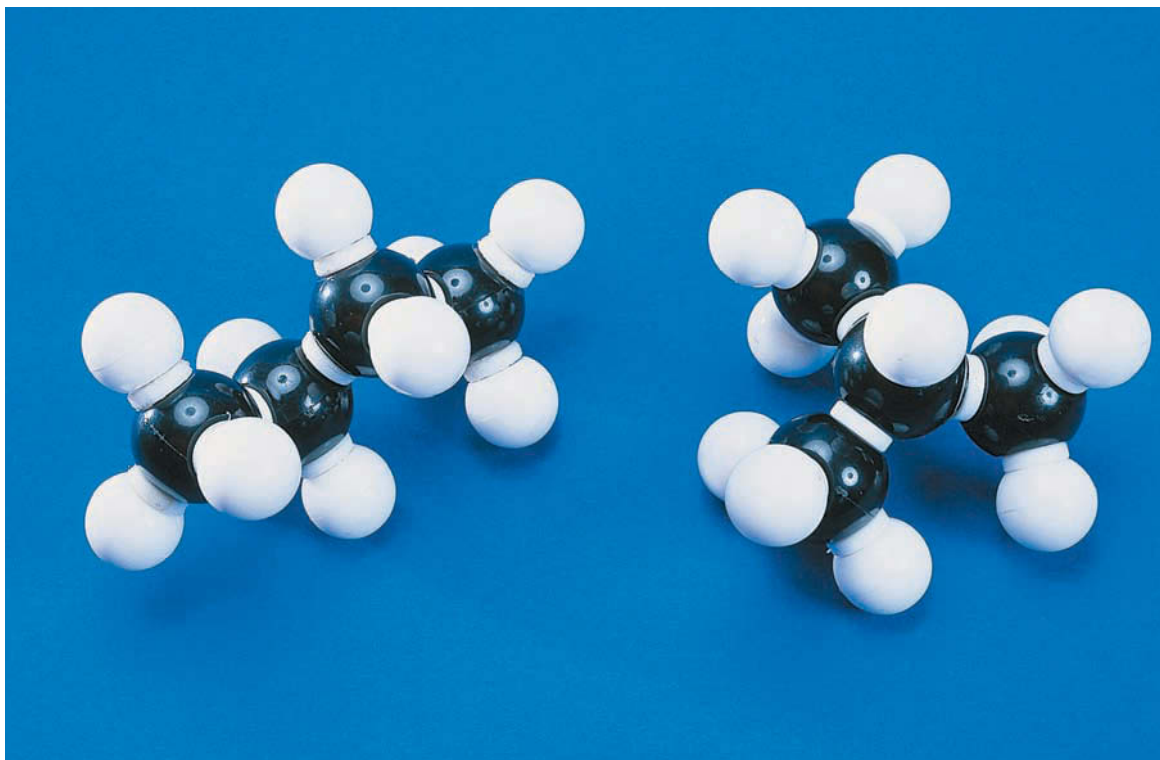
название рацемат (от *лат.* racemus — «виноград»; *acidum racemicum* — «виноградная кислота»), а два антипода получили название энантиомеров (от *греч.* *enantíos* — «противоположный»). Пастер ввёл для них обозначения D- и L-изомеров (от *лат.* *dexter* — «правый» и *laevus* — «левый»). В 1956 году были введены другие обозначения: S (от *лат.* *sinister* — «левый») и R (*лат.* *rectus* — «правый»). Однако по традиции широко используются и старые обозначения (например, для сахаров и аминокислот). Следует отметить, что эти буквы указывают лишь на строение молекулы («правое» или «левое» расположение определённых химических групп) и не связаны с направлением оптического вращения; последнее обозначают знаками плюс и минус, например, D(–)-фруктоза, D(+)-глюкоза.

Пастер кроме «ручного» разделения кристаллов с помощью пинцета открыл ещё два метода разделения рацемата на два антипода — биохимический (не-

которые микроорганизмы усваивают только один из изомеров) и химический (для него нужно иметь оптически активное вещество, которое реагирует только с одним из энантиомеров).

В результате последовали новые открытия. Немецкий химик Иоганн Вислиценус (1835—1902) установил, что существуют две молочные кислоты: оптически неактивная, образующаяся в скисшем молоке, и правовращающая, которая появляется в работающей мышце. Подобных примеров становилось все больше, и требовалась теория, объясняющая, чем же отличаются друг от друга молекулы антиподов. Такую стереохимическую теорию (слово происходит от *греч.* *stereós* — «пространственный») создал молодой голландский учёный Якоб Хендрик Вант-Гофф (1852—1911), получивший в 1901 году первую в истории Нобелевскую премию по химии. Согласно этой теории, молекулы, как и кристаллы, могут быть «правыми» и «левыми», являясь зеркальным отражением друг друга.

Если в веществе поровну «правых» и «левых» молекул, оно будет оптически неактивным. Именно такие вещес-

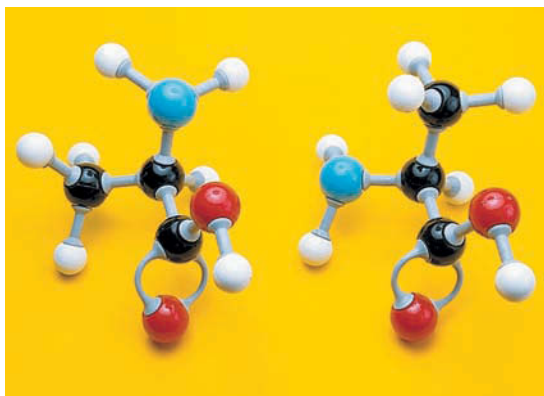


Модели изомеров бутана
 C_4H_{10} .

тва и получаются в колбе в результате обычного химического синтеза. И только в живых организмах при участии несимметричных агентов (например, ферментов) образуются несимметричные соединения. Например, в состав белков входят только L-аминокислоты, и вся белковая жизнь на Земле — «левая». Конечно, тут же возник вопрос о том, как же появились на Земле первые оптически активные химические соединения и затем «асимметричные» микроорганизмы, питающиеся только одним из энантиомеров. Ведь в отсутствие человека некому было осуществлять направленный синтез оптически активных веществ, некому было разделять кристаллы на правые и левые! Однако подобные вопросы оказались настолько сложными, что ответа на них нет и поныне. Например, никто не знает, почему почти все природные аминокислоты, из которых построены белки, являются «левыми», а их «правые» антиподы только изредка встречаются в составе некоторых веществ-антибиотиков.

Химики нередко считают оптические изомеры одним и тем же соединени-

ем, поскольку их химические свойства идентичны. Однако их биологическая активность может быть совершенно различной. Это стало очевидным после трагической истории с талидомидом — лекарственным средством, которое широко применялось в 60-х годах XX века беременными женщинами как эффек-

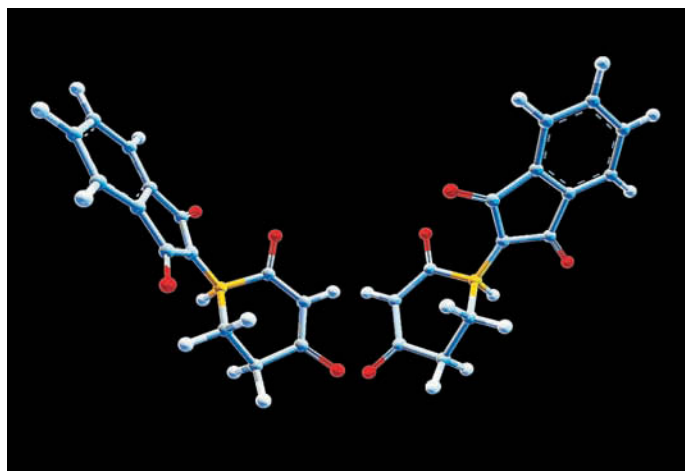


Модели изомеров аланина
 $C_3H_7NO_2$.

тивное снотворное и успокаивающее. Со временем проявилось его страшное побочное действие: средство оказалось тератогенным (этот термин происходит от *греч.* *téras* (род. падеж *tératos*) — «чудовище», «урод» и означает «рождающее уродов»). У множества женщин, принимавших это лекарство, на свет появились младенцы с врождёнными уродствами. Лишь в конце 1980-х годов выяснилось, что причиной несчастий был только один из энантиомеров талидомида — его правая D-форма. К сожалению, такое различие в действии лекарственных форм раньше не было известно, и талидомид представлял собой рацемическую смесь обоих антиподов. Со временем было обнаружено немало примеров разного действия лекарств, молекулы которых являются оптическими антиподами.

«Когда молекула смотрится в зеркало» — так называлась статья, опубликованная в одном американском химическом журнале. На обложке журнала в качестве иллюстрации к этой статье был помещён необычный рисунок. В зеркало смотрится добродушно виляющий хвостом пёс, на боку которого изображена химическая формула одного из лекарственных средств — пенициллина. Отражение же этого пса в зеркале было нарисовано в виде страшного зверя с оскаленной клыкастой пастью и вставшей дыбом шерстью. Формула вещества на

Модели изомеров талидомида.



Марк Куинн. Скульптурный портрет Алисон Лаппер. Великобритания, 2005 г. А. Лаппер — английская художница, родившаяся инвалидом вследствие применения талидомида.

его боку была просто зеркальным отображением первой. И действие правого и левого изомеров отличалось так же, как и эти два рисунка. Пенициллин — довольно простое производное аминокислоты цистеина. Это вещество применяют в ряде случаев, в том числе при острых и хронических отравлениях медью, ртутью, свинцом, другими тяжёлыми металлами, так как оно обладает способностью связывать эти металлы и затем выводить их из организма через почки. Но используют только его «левую» форму, так как «правый» изомер токсичен и может привести к слепоте. В настоящее время многие лекарственные средства выпускаются в виде оптически чистых соединений. Разделять рацематы или прямо синтезировать лишь один оптически активный энантиомер сложно, и это одна из причин очень высокой стоимости некоторых лекарств.

Запахи тмина и мяты — действие разных изомеров одного и того же вещества: карвона.



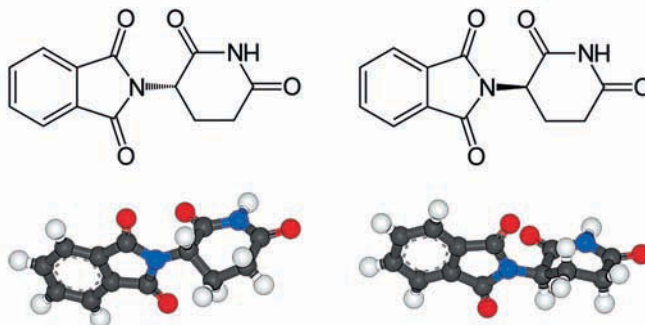
Разное биологическое действие «правых» и «левых» изомеров проявляется не только у лекарственных средств, а во всех случаях, когда хиральное соединение взаимодействует с живыми организмами. Яркий пример — аминокислота лейцин: её правовращающий изомер сладкий, а левовращающий — горький. Другой пример — карвон, вещество с очень сильным ароматом (человеческий нос способен почувствовать его при содержании в воздухе всего 17 миллионных долей миллиграмма в литре). Карвон выделяют из тмина, в масле которого его содержится около 60%. Однако точно такое же соединение с тем же строением молекул находится в масле кудрявой мяты — там его содержание достигает 70%. Каждый согласится с тем, что запахи мяты и тмина вовсе не одинаковы. Оказалось, что на самом деле карвонов два — «правый» и «левый».

Чем же объясняется различное биологическое действие энантиомеров? Человек — существо хиральное. Асимметрично и его тело, и молекулы биологически активных веществ, из которых оно состоит. Например, различие в запахе двух антиподов показывает, что клетки-рецепторы в носу, ответственные за восприятие запаха, также должны быть хиральными.

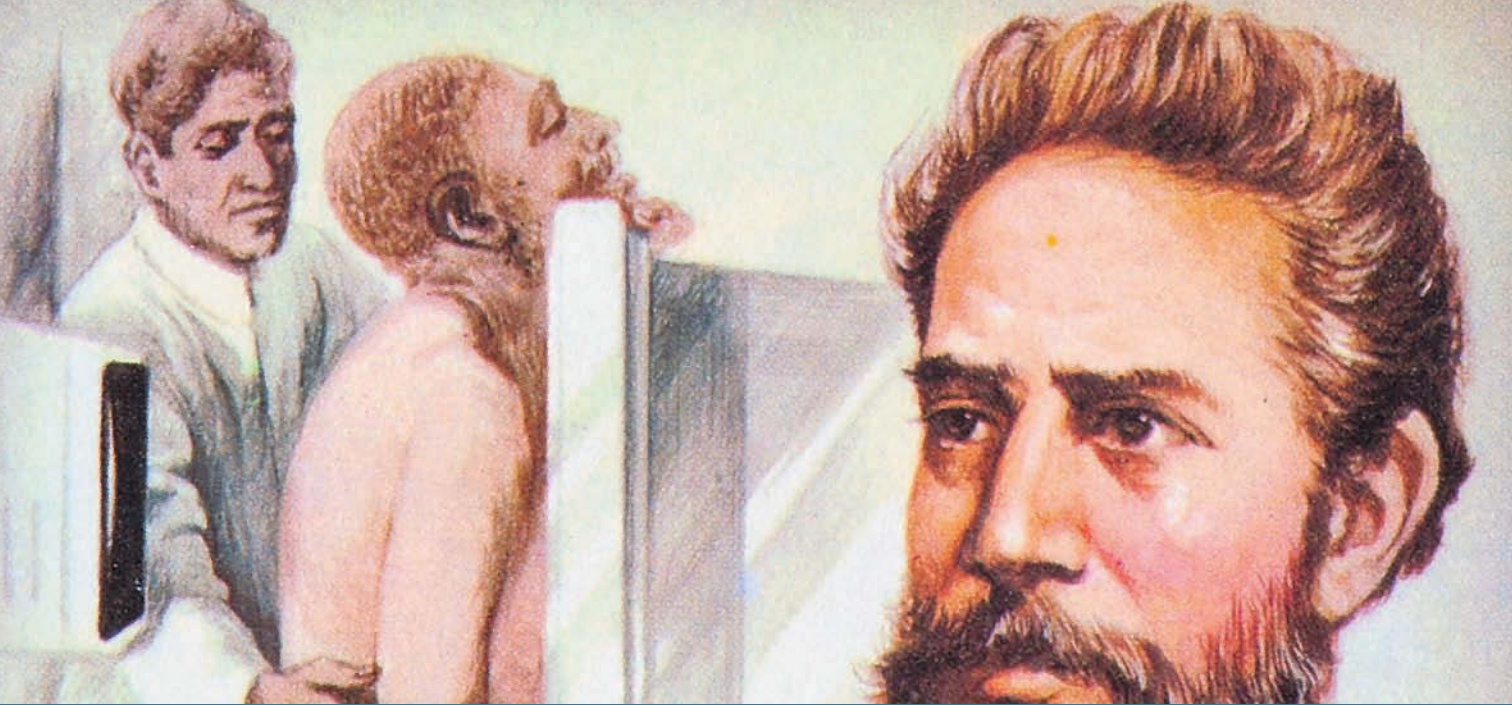
Молекулы хиральных лекарств, взаимодействуя с определёнными хиральными центрами организма, например ферментами, могут действовать по-разному в зависимости от того, каким именно энантиомером является лекарство. «Правильное» лекарство подходит к своему рецептору, как ключ к замку, и запускает желаемую биохимическую реакцию.

Поэтому если лекарство — рацемат, то есть смесь «правой» и «левой» форм, то одна из этих форм может в лучшем случае оказаться неактивной, в худшем — вызвать совершенно нежелательный эффект.

Структурные формулы и модели изомеров талидомида.







ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ КАК ПЕРЕСТАНОВКА АТОМОВ



Химическая реакция как перестановка атомов

Признаки химических реакций

Из предыдущих разделов мы узнали (приблизительно, конечно), какие бывают вещества и как они устроены. Теперь нам нужно познакомиться с самым важным в химии — с химическими реакциями: узнать, какие они бывают, почему одни вещества реагируют, а другие нет и почему реакции идут так, а не иначе. Когда появилась химия как наука (а произошло это приблизительно в XVII—XVIII вв.), химики имели дело с небольшим числом известных элементов и со сравнительно небольшим числом веществ. Тем не менее они очень слабо представляли себе, что же происходит в ходе химической реакции, когда одни вещества превращаются в другие. Химия в те времена представляла собой набор эмпирических правил, то есть правил,



найденных в результате многочисленных экспериментов, проводимых часто без всякого заранее намеченного плана. И в головах химиков зачастую царил хаос — как и сейчас у многих школьников! Видный американский физикохимик Джордж Хэммон по этому поводу высказался так: «В 1950-х годах учебники по органической химии стали такими большими, что их разделили на две части. И вы должны были запомнить каждое соединение, каждую реакцию. И самые лучшие студенты всё это выучивали. Это было мучительно, но это требовалось — запомнить названия всех этих соединений, всех этих реакций...»

На самом деле в современной химии царит порядок; химики знают, что уже точно установлено, что требует проверки, а что пока ещё им неизвестно. Вот главное из давно и точно установленного: в химии строгойше выполняется закон о сохранении числа атомов. В хи-

мических процессах одни элементы не могут превращаться в другие, и любая химическая реакция представляет собой просто «перестановку атомов»: атомы, входившие в состав исходных веществ (их часто называют реагентами), оказываются в составе продуктов реакции. При этом число атомов каждого элемента остаётся строго постоянным. Современный химик никогда не будет пытаться провести «невозможные» превращения, например получить золото из ртути или свинца, как это пытались сделать алхимики. Или получить оксид фтора F_2O_7 , в котором этот элемент был бы семивалентным, несмотря на то что на валентной оболочке его атома находятся семь электронов, и в этом отношении фтор аналогичен хлору, оксид которого Cl_2O_7 известен. И только в шутку химик может писать «уравнения» таких реакций, как $Al + Cu = Au + Cl$ или $Si + Nb = Sb + Ni$ (попробуйте сами, пользуясь периодической таблицей, составить ещё несколько таких «алхимических превращений»).

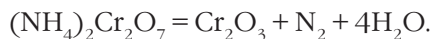
Во все времена, и сейчас тоже, главный вопрос для химиков — как получить вещество с нужными свойствами. Но прежде, чем на него ответить, необходимо выяснить, что произойдёт, если прореагируют такие-то вещества. И хорошо бы также заранее знать, с какой скоростью пойдёт конкретная реакция в данных условиях. Слишком медленно — плохо, долго ждать, а слишком быстро — тоже может быть плохо: как бы взрыва не было...

Известно, что многие вещества могут спокойно сосуществовать, вовсе не реагируя друг с другом. Начинающие изучать химию иногда задают вопрос, ставящий в тупик преподавателя: а что получится, если из всех этих баночек с реактивами достать понемногу и всё перемешать? Но даже если такой странный эксперимент проделать, тут же возникнет следующий вопрос: как узнать, произошла ли при смешении тех или иных веществ химическая реакция или никакой реакции не было?

Химики давно выделили характерные признаки химической реакции. Обычно считается, что протекание реакции

характеризуется выделением тепла (а иногда и света, а также звука), образованием осадка, выделением газообразных веществ. Вот конкретные примеры.

Если насыпать на железный лист горку растёртого в порошок дихромата аммония и поджечь её сверху, наблюдается очень красивая реакция:



При этом из красной горки вверх летят искры, и во все стороны, как лава, выделяется в большом количестве зелёный порошок оксида хрома. Недаром такой эксперимент получил название «Извержение вулкана». В этой реакции выделяются и свет, и теплота, и газы (азот и пары воды). Всё это характерные признаки химической реакции.

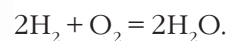
Всем известно, что теплота и свет сопровождают реакции горения. Но и здесь есть исключения. Например, если



Горение дихромата аммония.



поджечь струю водорода, его пламя будет совершенно невидимым. Правда, для этого водород должен выделяться из металлической трубки, так как стеклянная быстро нагреется на конце и окрасит пламя в жёлтый цвет (свечение натрия). Чтобы убедиться в том, что выходящий из трубки водород действительно горит, к её выходному отверстию подносят холодный предмет, и тогда на нём осаждаются капельки воды, образовавшиеся в реакции горения:



Известны и реакции с выделением света, но без горения. Такое явление называется хемилюминесценцией. Светиться могут гнилушки, светляки, некоторые морские одноклеточные организмы. Светятся и многие морские животные, обитающие как на поверхности моря, так и в его глубине. Это примеры биолюминесценции — свечения в живых организмах. Во всех этих случаях энергия химической реакции выделяется в виде света. В 1669 году алхимик из Гамбурга Хенниг Бранд случайно открыл белый фосфор по его свечению в темноте. Впоследствии химики выяснили, что белый фосфор легко испаряется и светятся его пары, когда они реагируют с кислородом воздуха. Свет выделяется и в реакции некоторых органических веществ с перекисью водорода. При этом наблюдается настолько яркая хемилюминесценция, что её можно видеть даже при дневном освещении. Это явление используют, например, для производства игрушек и украшений. Их делают в виде прозрачных пластмассовых трубочек, в которых запаяна ампула с перекисью водорода, а также раствор сложного вещества — дифенилового эфира щавелевой кислоты и флуоресцентный краситель. Если ампулу раздуть, эфир начнёт окисляться, энергия этой реакции передаётся на краситель, который и светится. Его цвет может быть разным — оранжевым, голубым,

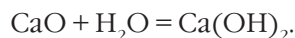
Биохемилюминесценция. Светящиеся медузы.



Декоративные браслеты с хемилюминесцентным веществом.

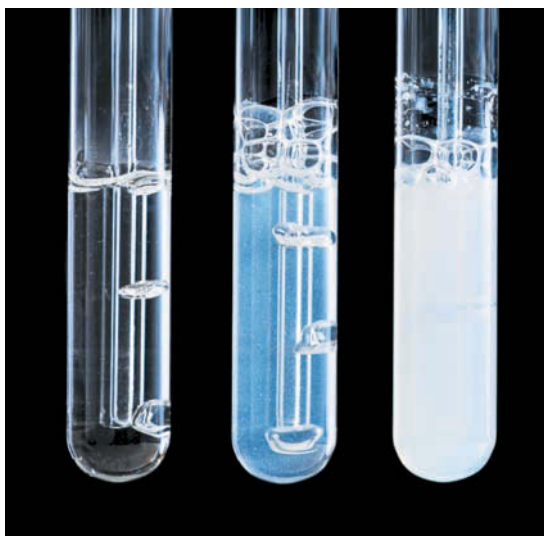
зелёным — в зависимости от красителя. Чем быстрее идёт реакция окисления, тем ярче свечение, но тем быстрее оно прекращается. Подбором компонентов получают яркое (можно читать в темноте) свечение, которое затухает в течение примерно 12 часов — для карнавала или дискотеки этого вполне достаточно.

А вот примеры реакций, сопровождающихся выделением большого количества теплоты. Если облить порошок оксида кальция (негашёной извести) водой, то в результате реакции образуется гашёная известь (гидроксид кальция):



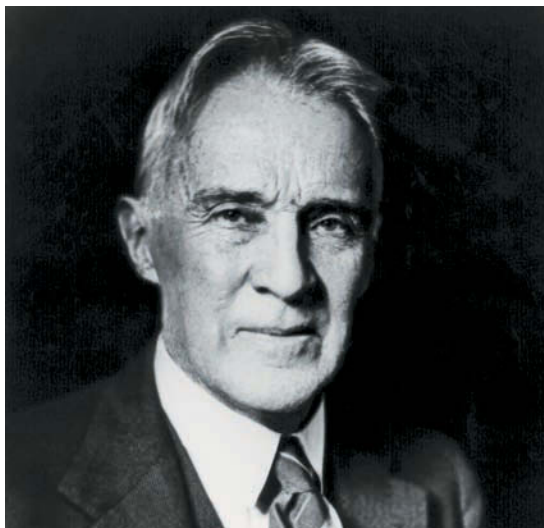
В этой реакции выделяется так много теплоты, что закипает вода в стакане, поставленном в негашёную известь до опыта.

Ещё один пример взят из биографии американского физика Роберта Вуда. Как-то он повёз кататься в санях свою невесту, и у неё замёрзли руки. Тогда Вуд достал припасённую бутылку, заполненную на три четверти водой, и налил в неё из флакона концентрированную серную кислоту. «Через десять секунд бутылка так нагрелась, — написал будущий знаменитый физик в своём дневнике, — что её нельзя было держать в руках.



Взаимодействие гидроксида кальция Ca(OH)_2 с углекислым газом CO_2 с образованием осадка соли CaCO_3 .

Когда она начинала остывать, я добавлял ещё кислоты, а когда кислота перестала поднимать температуру — достал банку с палочками едкого натра и понемногу подкладывал их. Таким способом бутылка была нагрета почти до кипения всю поездку». Реакция серной кислоты с едким натром (старое название гидроксида натрия) идёт так: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. В этой реакции дей-



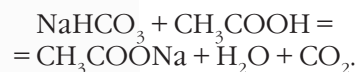
Р. Вуд, американский физик.



Накись на нагревательном элементе — карбонат кальция CaCO_3 .

ствительно выделяется очень много теплоты. Какая же реакция происходит при простом разбавлении серной кислоты? По этому поводу давно был спор. Многие химики считали, что никакой химической реакции в этом случае нет. Другие же, в том числе и Д. И. Менделеев, полагали, что всё же имеет место химическое взаимодействие серной кислоты с водой. Сейчас принято считать подобные процессы физико-химическими.

Выделение звука в химических реакциях чаще всего наблюдается при взрывах, когда резкое повышение температуры и давления вызывает колебания в воздухе. Но можно обойтись и без взрывов. Если на питьевую соду налить немного уксуса, слышится шипение и выделяется углекислый газ:



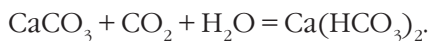
Понятно, что в безвоздушном пространстве ни эта реакция, ни взрыв не будут слышны.

Другой пример: если на дно стеклянного цилиндра налить немного тяжёлой концентрированной серной кислоты, затем сверху налить слой лёгкого спирта, после чего поместить на границу между двумя жидкостями кристаллики перманганата калия (марганцовки), то будет слышно довольно громкое потрескивание, а в темноте видны яркие искры.

А вот очень интересный пример «звухохимии». Все слышали, как гудит пламя в печке. Гудение раздаётся и в том случае, если поджечь водород, выходящий из трубки, и опустить конец трубки в сосуд конической или шарообразной формы. Это явление называли поющим пламенем. Известно и прямо противоположное явление — действие звука свистка на пламя. Пламя может как бы «чувствовать» звук, следить за изменениями его интенсивности, создавать своеобразную «световую копию» звуковых колебаний. Так что всё в мире взаимосвязано, в том числе даже такие, казалось бы, далёкие друг от друга науки, как химия и акустика.

Рассмотрим последний из перечисленных выше признаков химических

реакций — выпадение из раствора осадка. В повседневной жизни такие реакции встречаются нечасто. Некоторые садоводы знают, что если для борьбы с вредителями приготовить так называемую бордоскую жидкость (названа так по городу во Франции Бордо, где ею опрыскивали виноградники) и для этого смешать раствор медного купороса с известковым молоком, то выпадет осадок. Сейчас редко кто готовит бордоскую жидкость, а вот накипь внутри чайника видели все. Оказывается, это тоже осадок, выпадающий в ходе химической реакции! Реакция эта такая. В воде есть немного растворимого гидрокарбоната кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Это вещество образуется, когда подземные воды, в которых растворён углекислый газ, просачиваются через известковые горные породы. При этом идёт реакция растворения карбоната кальция (а именно из него состоят известняк, мел, мрамор):



Если теперь из раствора испаряется вода, то реакция начинает идти в обратном направлении. Вода может испаряться, когда раствор гидрокарбоната кальция по каплям собирается на потолке подземной пещеры и эти капли изредка падают вниз. Так рождаются сталактиты и сталагмиты. Обратная реакция происходит и при нагревании раствора. Именно так и образуется накипь в чайнике. И чем больше гидрокарбоната было в воде (тогда воду называют жёсткой), тем больше образуется накипи. А примеси железа и марганца делают накипь не белой, а жёлтой или даже коричневой. Легко убедиться, что накипь — действительно карбонат. Для этого нужно подействовать на неё уксусом — раствором уксусной кислоты. В результате реакции $\text{CaCO}_3 + 2\text{CH}_3\text{COOH} = (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ будут выделяться пузырьки углекислого газа, а накипь начнёт растворяться.

Перечисленные признаки (повторим их ещё раз: выделение света, теплоты, газа, осадка) не всегда позволяют сказать, что реакция действительно идёт.

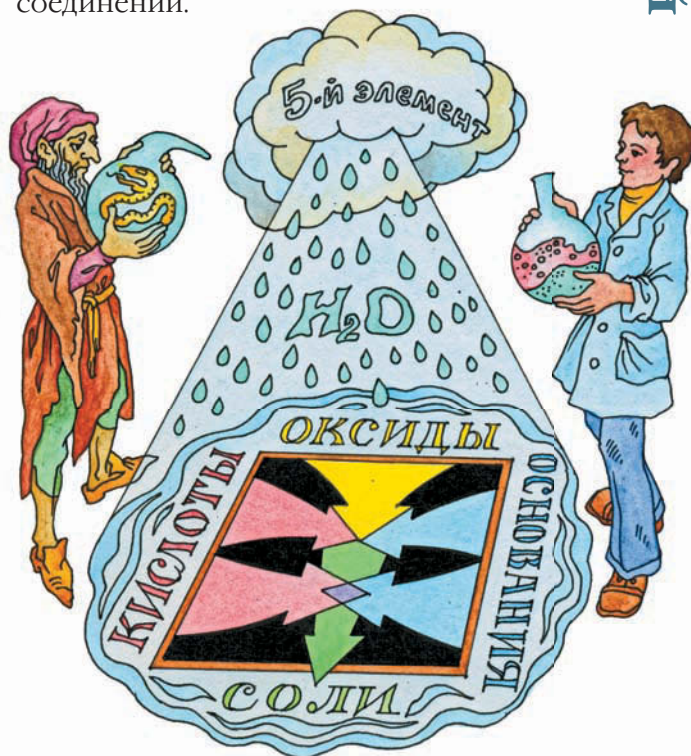
Например, при очень высокой температуре карбонат кальция CaCO_3 (мел, известняк, мрамор) распадается и образуются оксид кальция и углекислый газ:



причём в ходе этой реакции тепловая энергия не выделяется, а поглощается и внешний вид вещества мало изменяется.

Другой пример. Если смешать разбавленные растворы соляной кислоты и гидроксида натрия, то никаких видимых изменений не наблюдается, хотя идёт реакция $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. В этой реакции едкие вещества — кислота и щёлочь «погасили» друг друга, и в результате получились безобидный хлорид натрия (поваренная соль) и вода. А вот если смешать растворы соляной кислоты и нитрата калия (калийная селитра), то никакой химической реакции не произойдёт. Значит, только по внешним признакам не всегда можно сказать, пошла ли реакция.

Рассмотрим наиболее распространённые реакции на примере кислот, оснований, оксидов и солей — основных классов неорганических соединений.

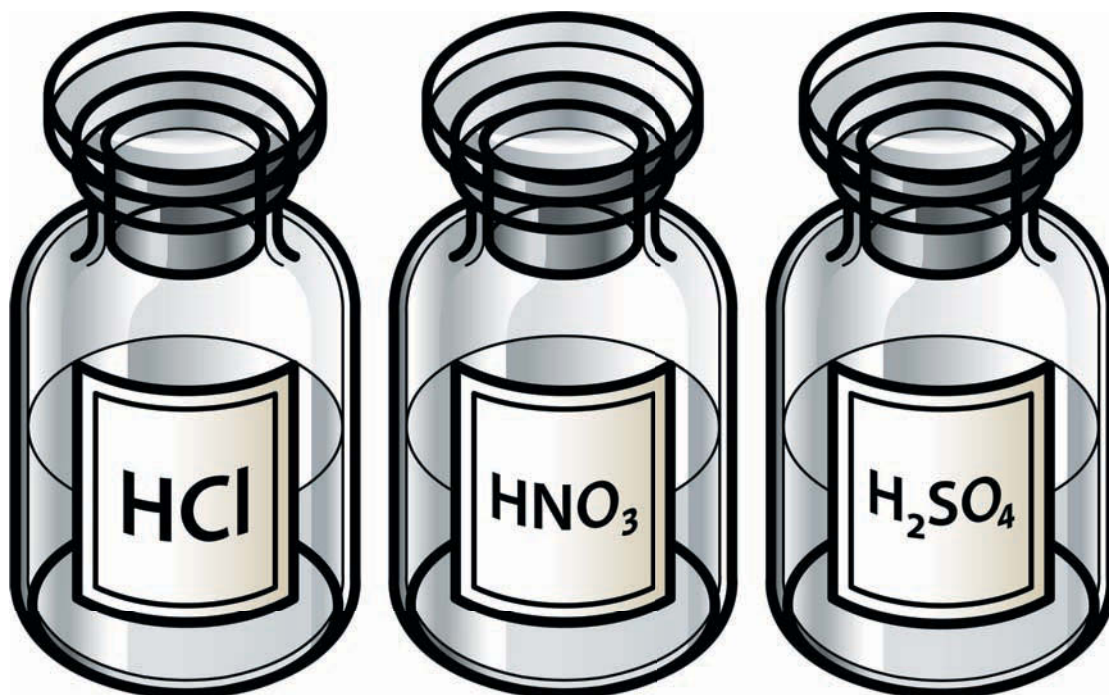


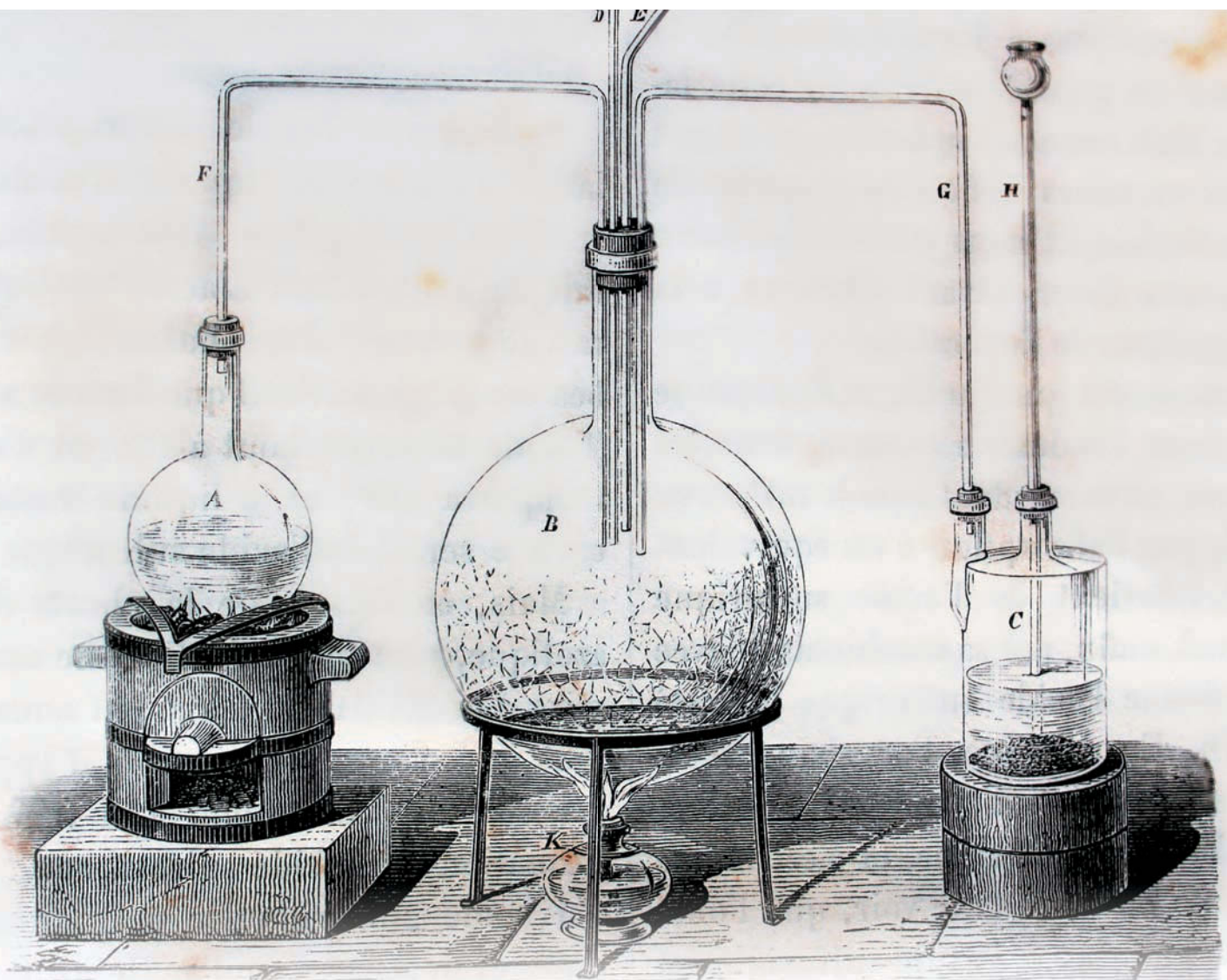
Химическая реакция как перестановка атомов

Кислоты, основания, оксиды, соли

Первые классификации веществ принадлежат алхимикам. Работали они в основном с веществами неорганического происхождения; такие вещества называют также минеральными. (Органические соединения начали детально изучать лишь в XVIII веке.) Проводя с веществами различные реакции, алхимики видели, что их внешний вид и свойства могут разительно измениться. Так, при соединении магнитного железа и легкотопливкой серы получается твёрдое вещество, которое не притягивается магнитом, плавится при такой же высокой температуре, что и чугун, а при действии кислот выделяет газ с отвратительным запахом тухлых яиц. Некоторые вещества были настолько едкими, что от их испарений слезились глаза, раздражались слизистые оболочки носа и глотки. Но эти зловредные свойства можно было

уничтожить действием других, часто тоже очень едких веществ. Постепенно у алхимиков сложилась классификация неорганических веществ. И эта классификация в основном сохранилась до настоящего времени, и её до сих пор изучают школьники на уроках химии. С соответствием с ней неорганические вещества подразделяют на кислоты, основания, оксиды и соли — четыре «столпа» неорганической химии. Эти четыре класса веществ как бы повторили четыре «стихии» древних философов. А в качестве «пятой сущности», «квинтэссенции», в рассмотренных реакциях выступает вода, которая образуется во многих реакциях взаимного «гашения» веществ кислотного и основного характера. Познакомимся с некоторыми из веществ, принадлежащих к разным классам, а также с их взаимными превращениями.





КИСЛОТЫ

Образование серной кислоты.
Гравюра. 1873 г.

Вещества с кислотным характером были известны с древних времён. Какие вещества считать таковыми, было понятно: они кислые на вкус, хотя далеко не все кислоты можно пробовать безнаказанно, например циановодородную (синильную). Различные кислоты содержатся в соке многих фруктов и овощей, придавая им кислый вкус; они образуются при скисании молока или сладкого фруктового сока. В последнем случае образуется уксус — водный раствор уксусной кислоты. Кислый вкус характерен для всех растворимых в воде кислот — лимонной, винной, яблочной, уксусной, щавелевой, аскорбиновой; эти кислоты вы наверняка пробовали на вкус, но, конечно, не в чистом виде, а в составе плодов и ягод. Интересно, что лимонная кислота имеет одновременно и кис-

лый, и сладкий вкус. Некоторые кислоты широко используются в пищевой промышленности. Уксус добавляют в маринады и салаты. А фосфорную кислоту в небольших количествах — к напиткам типа фанты и кока-колы для улучшения их вкусовых качеств и создания кислой среды, которая препятствует размножению микроорганизмов.

С алхимических времён были известны неорганические кислоты — серная (H_2SO_4), соляная (HCl), азотная (HNO_3), фосфорная (H_3PO_4), хотя их формулы были установлены много позже. Впоследствии немало различных кислот было выделено из растений и животных организмов, о чём говорят их названия: виноградная, лимонная, миндальная, сахарная, щавелевая, муравьиная (она

содержится не только в муравьях, но и в крапиве) и десятки других.

Было очевидно, что у кислот должны быть общие характерные черты. Так, французский химик А. Л. Лавуазье считал, что все кислоты содержат кислород, что и отразил в названии этого элемента («рождающий кислоты», на латыни *oxxygenium*). Действительно, большинство известных в конце XVIII века кислот содержали кислород. Однако вскоре было доказано, что в составе соляной кислоты кислорода нет. Это же оказалось справедливым для сероводородной, синильной и ряда других кислот. К 1830 году благодаря работам английского химика Х. Дэви и немецких химиков Й. Я. Берцелиуса и Ю. Либиха стало ясно, что общее для всех кислот не кислород, а атомы водорода, причём не любые, а только способные замещаться на атомы металлов. Юстус Либих дал кислотам такое определение: это соединения водорода, в которых водород легко может быть замещён металлами. Если бы Лавуазье это знал, возможно, он словом «кислород» назвал бы как раз водород, поскольку именно водород обязательно входит в состав любой кислоты.

Следует отметить, что в составе кислот могут быть атомы водорода, не способные к замещению на металлы. Например, в уксусной кислоте $C_2H_4O_2$ из четырёх атомов водорода «кислым» является только один. Такие кислоты

называются одноосновными. Чтобы подчеркнуть этот факт, формулу уксусной кислоты записывают так, чтобы «кислый» атом водорода стоял отдельно: CH_3COOH . Эта формула иллюстрирует общее правило: «кислые» атомы водорода в большинстве случаев соединены с атомами кислорода. Три атома водорода, соединённые в уксусной кислоте с атомом углерода, не являются «кислыми» (как и все четыре атома водорода в молекуле метана CH_4 , который кислотой не является). Другой пример — фосфорноватистая кислота H_3PO_2 . Из трёх атомов водорода замещаться может только один, а значит, эта кислота одноосновная, и её формулу иногда записывают так: $H[H_2PO_2]$. А всё потому, что «кислый» атом водорода в этом веществе связан с атомом кислорода, тогда как остальные два — с атомами фосфора.

Пример двухосновной кислоты — серная кислота H_2SO_4 , в которой «кислыми» являются оба атома водорода, и оба они могут замещаться на атомы металлов. Фосфорная кислота H_3PO_4 является трёхосновной и т. д.

Такие кислоты, как серная (H_2SO_4), соляная (HCl), азотная (HNO_3), относятся к сильным кислотам. Эти кислоты легко растворяют многие металлы (с некоторыми из них реакция идёт очень бурно), они быстро вступают в различные другие реакции. Известно также множество слабых кислот, например борная





Последствия кислотных дождей.

H_3BO_3 , угольная H_2CO_3 , сернистая H_2SO_3 , которые с металлами реагируют крайне неохотно. К слабым относятся и большинство органических кислот.

Познакомимся с некоторыми кислотами. Соляная кислота представляет собой водный раствор газа хлороводорода HCl . Этот газ очень хорошо растворяется в воде: при комнатной температуре в 1 л воды может раствориться до 450 л хлороводорода! Соляной эту кислоту назвали потому, что её натриевая соль NaCl — это обычная поваренная соль (химическое название — хлорид натрия). Соляная кислота вырабатывается



«Химическая змея» (обугливание сахарной пудры серной кислотой).

клетками желудка и потому содержится в желудочном соке; там она помогает пищеварению. При пониженной кислотности врачи могут рекомендовать выпивать перед едой до 2 мл 8%-го раствора соляной кислоты, разведённого в половине стакана воды.

Намного более опасна серная кислота. В чистом виде это тяжёлая маслянистая жидкость, способная обугливать органические соединения. Если в химический стакан поместить тонко размолотый сахар (сахарную пудру), а потом смочить его неразбавленной серной кислотой, то смесь быстро почернеет,

а потом из стакана полезет столб чёрного угля, вспененного выделяющимися газами. При разбавлении концентрированной серной кислоты водой смесь сильно разогревается. Разбавленная кислота не обугливает вещества, но она опасна тем, что, в отличие от соляной, нелетуча. Поэтому если пролить разбавленную серную кислоту на одежду или на скатерть и сразу же не смыть её водой, то постепенно вода из раствора испарится, и в ткани появится дырка. Крепкий раствор серной кислоты содержится в автомобильных аккумуляторах, поэтому такую кислоту иногда называют аккумуляторной.

Уксусная кислота безобидна, только если она сильно разбавлена (пищевой уксус содержит обычно от 4 до 9% этой кислоты). Концентрированная уксусная кислота довольно опасна, она сильно раздражает дыхательные пути, при приёме внутрь вызывает тяжелейшие ожоги пищевода. Не менее опасна и уксусная эссенция, содержащая 75—85% кислоты.

Но существует, оказывается, неорганическая кислота, даже самые концентрированные растворы которой можно пить без вреда для здоровья! Это угольная кислота H_2CO_3 , которая образуется при насыщении воды углекислым газом (отсюда, кстати, и другое название этого газа — углекислота). Так что газированная вода — это просто раствор угольной кислоты. Хорошо известно, что углекислый газ из такого раствора постепенно улетучивается, а при нагревании — довольно быстро.

Международный предупреждающий знак «Опасно! Кислота!»



ОСНОВАНИЯ

Помимо кислот издавна были известны вещества щелочного характера, которые называли основаниями. К ним относили едкие вещества (например, известь, природную соду), которые реагировали с кислотами и нейтрализовали их кислый характер. Считалось, что кислоты и основания являются «антагонистами» и при их химическом взаимодействии происходит «уничтожение» кислотных и основных свойств: они как бы «гасят» друг друга. Основания содержатся в древесной золе, образуются при прокаливании известковых пород, изредка встречаются в природе в свободном виде. На ощупь растворимые основания (такие основания называются щелочами) мыльные, а на вкус — горькие (конечно, химики уже давно не пробуют реактивы на вкус). С химической точки зрения основания являются гидроксидами — веществами, содержащими группы OH . Само слово «гидроксид» происходит от латинских названий водорода (*hydrogenium*, дословно — «рождающий воду») и кислорода (*oxygenium*). Гидроксиды, хорошо растворимые в воде, называются щелочами.

Как могут образоваться гидроксиды? Первый путь — сначала реакция активного металла с кислородом: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$, затем получившийся оксид реагирует с водой: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$. Второй путь — активный металл сразу реагирует с водой: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$. Как видим, в этой реакции из воды вытесняется летучий газ — водород. Самые активные щелочные металлы (калий, рубидий, цезий) реагируют с водой очень бурно — с воспламенением или даже со взрывом, поэтому такие реакции проводят обычно только на бумаге.

Третий путь (для малоактивных металлов) — действие щёлочи на растворимое соединение этого металла: $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$. Гидроксиды малоактивных и неактивных металлов в воде не растворяются (это показано направленной вниз стрелкой), но они тоже могут реагировать с кислотами, «нейтрализуя» их: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.



Плавленый
гидроксид натрия NaOH.

Самая распространённая щёлочь — гидроксид натрия NaOH, который раньше называли (и теперь иногда называют) едким натром. Действительно, это очень едкое вещество: его растворы разрушают ткани, особенно шерстяные, растворяют кожу. Гидроксид натрия и другие щёлочи на ощупь мылкие. Особенно опасны щёлочи для глаз: они вызывают сильнейший ожог роговицы. Гидроксид натрия совершенно нелетуч, из его растворов испаряется только вода. Следовательно, растворы щёлочи могут оказывать своё разрушающее действие в течение длительного времени. Действуют растворы щелочей даже на стекло, которое в их присутствии постепенно мутнеет; недаром про такой процесс говорят, что стекло выщелачивается.

Если щёлочь — твёрдую или в растворе — оставить открытой, то она будет медленно терять свои едкие свойства, так как поглощает из воздуха углекисло-

ту. При этом щёлочь и углекислота «гасят» друг друга, превращаясь в соду. Вот, например, гидроксид кальция (гашёная известь) $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Это вещество немного растворимо в воде. Такой раствор называется известковой водой. Если подуть в известковую воду через тонкую трубочку, раствор помутнеет — образовался осадок нерастворимого карбоната кальция: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$. Действительно, в выдыхаемом воздухе углекислоты (углекислого газа, диоксида углерода) примерно в 100 раз больше, чем во вдыхаемом, и этот газ вступает в реакцию. Можно ли считать её реакцией нейтрализации? Можно, если формально записать это уравнение иначе: углекислый газ сначала реагирует с водой, образуя угольную кислоту: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$. А угольная кислота

уже вступает в знакомую нам реакцию с основанием — гидроксидом кальция: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Железо, в отличие от натрия, имеет переменную валентность; в частности, оно может быть двух- и трёхвалентным. Поэтому в гидроксиде железа, в отличие от гидроксида натрия, могут содержаться две или три гидроксильные группы: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа (II) и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа (III). Напомним, что в кислотах тоже может быть более одного атома водорода, способного замещаться на атомы металла или давать воду в реакциях с основаниями. Например, в соляной (HCl) и азотной (HNO_3) кислотах всего один такой атом водорода, в серной (H_2SO_4), сернистой (H_2SO_3), сероводородной (H_2S) и угольной (H_2CO_3) — два, в фосфорной (H_3PO_4) — три, в пиррофосфорной ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$) — четыре и т. д. По числу способных замещаться атомов водорода кислоты относят к одноосновным, двухосновным, трёхосновным и т. д. Этими названиями как бы подчёркивается, с каким количеством оснований они могут прореагировать. Соответственно, основания также могут иметь разное число групп OH — одну (KOH), две ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), три ($\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$) и т. д. По аналогии с кислотами такие основания можно назвать одно-, двух- и трёхкислотными, но эти термины практически не употребляются.

Определение кислотности с использованием индикатора и цветовой шкалы.



С. Аррениус, шведский химик.

В XIX веке было установлено очень важное свойство кислот и щелочей: их водные растворы проводят электрический ток. Это дало основание шведскому химику Сванте Аррениусу (1859—1927) в 1880-х годах дать такое определение: кислоты — химические соединения, образующие в водных растворах катионы H^+ (протоны), тогда как основания образуют в водных растворах анионы OH^- , эти частицы и проводят электрический ток. Позднее было установлено, что протон H^+ в водном растворе прочно связан с молекулой воды с образованием катиона H_3O^+ , но химики для простоты пишут просто H^+ . В соответствии с теорией Аррениуса, взаимодействие кислоты и щёлочи в водном растворе сводится просто к взаимному притяжению разноимённо заряженных ионов H^+ и OH^- , в результате чего образуется незаряженная молекула воды: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.

Во многих рекламных роликах, посвящённых жевательной резинке или зубной пасте, показывается, как изменяется pH во рту человека. Что же такое pH? Этот символом (он читается «пэ-аш» и называется водородным показателем) химики обозначают кислотность



Индикаторная бумага в виде ленты для быстрого определения pH.

или щёлочность раствора. Его ввёл в 1909 году датский биохимик Сёрен Сёренсен (1868—1939). К тому времени химики уже знали, что кислотность раствора создаётся заряженными ионами H^+ . Для растворов, с которыми имел дело Сёренсен, кислотность была невелика, а концентрация ионов H^+ соответственно мала, например $0,00001$ моль/л. Оперировать с такими числами неудобно, и математики давно договорились записывать их в виде отрицательной степени числа 10; в данном случае $0,00001 = 10^{-5}$. Сёренсен предложил ещё более сокращённую запись — в виде показателя p в выражении 10^{-p} , где буква « p » обозначала «степень», причём на всех основных европейских языках: Potenz по-немецки, power по-английски, puissance по-французски. Теперь вместо концентрации $0,00001$ можно было написать $pH = 5$ (считаем, на каком месте после запятой стоит цифра 1), что намного удобнее. Это обозначение вскоре стало общеупотребительным, оно широко применяется в химии, биологии, медицине, в других отраслях.

В нейтральной среде, в которой нет ни кислоты, ни щёлочи, концентрации ионов H^+ и OH^- одинаковы и равны (при $25\text{ }^\circ\text{C}$) 10^{-7} моль/л. В таком растворе $pH = 7$. В кислых растворах $pH < 7$, а в щелочных $pH > 7$. Современные портативные электронные приборы могут быстро

измерить pH водного раствора — достаточно опустить их кончик в жидкость.

В таблице приведены значения pH некоторых растворов в порядке уменьшения кислотности (для индивидуальных химических соединений указан pH при концентрации $0,1$ моль/л):

Желудочный сок	1,6
Лимонный сок	2,3
Столовый уксус	3,0
Сок грейпфрута	3,2
Апельсиновый сок	3,6
Сильно газированная вода	3,7
Яблочный сок	3,8
Чёрный кофе	5,0
Моча	5—8
Раствор борной кислоты	5,3
Молоко	6,7
Дистиллированная вода	7,0
Кровь	7,35—7,45
Слюна	7,4—8
Жёлчь	7,8—8,6
Вода океанов	7,9—8,4
Питьевая сода	8,3
Раствор аммиака (нашатырный спирт)	11,3
Кальцинированная (стиральная) сода	11,5
Гашёная известь (насыщенный раствор)	12,4
Едкий натр	13,0

Желудочный сок в норме имеет pH $1,53$ — $1,67$, но при язвенной болезни этот показатель может понижаться до $1,05$. Поэтому точное определение pH желудочного сока важно для диагности-

ки заболевания. Если у человека понижена кислотность, врач может назначить слабый раствор соляной кислоты, а при повышенной кислотности — взвесить гидроксида магния или алюминия, которые реагируют с соляной кислотой, нейтрализуя её.

Нервные окончания в коже очень чувствительны к значению pH: чем ниже pH, тем боль сильнее. Именно поэтому такие болезненные ощущения вызывают ожог крапивой и укусы жалящих насекомых: крапива или муравей впрыскивают под кожу раствор муравьиной кислоты. В очень узких пределах должно оставаться значение pH крови, даже небольшое его изменение может привести к гибели организма. Различные микроорганизмы также весьма чувствительны к кислотности среды. Так, патогенные микробы быстро развиваются в слабощелочной среде, тогда как кислую среду они не выдерживают. Поэтому для консервирования (маринование, соление) продуктов используют, как правило, кислые растворы, добавляя в них уксус или пищевые кислоты.

По значению pH почвы можно судить о содержании в ней питательных веществ, а также о том, какие растения могут успешно расти на данной почве. Подкисление почвы часто угнетает растения. Для раскисления почв используют их известкование — внесение веществ, постепенно связывающих

Бытовой pH-метр для измерения кислотности различных жидкостей.



Растения нуждаются в контроле кислотности почвы.

избыток кислоты, — мела, известняка, доломита (смесь CaCO_3 и MgCO_3). Большое значение имеют измерения pH дождевой воды. Ведь кислотные дожди с низким значением pH (менее 5,6) губят растительность, живой мир водоёмов. Кислоты образуются в атмосфере из оксидов азота и серы, которые выбрасываются с отходами многочисленных производств, транспорта, котельных и ТЭЦ. Поэтому принимаются меры для очистки выхлопных газов автомобилей, выбросов заводов и фабрик.

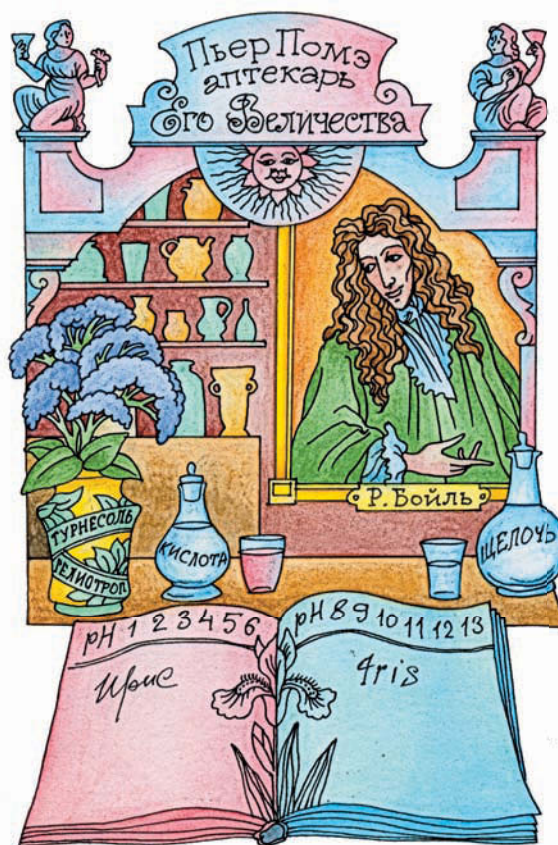
Существуют вещества, позволяющие следить за составом среды или за протеканием химической реакции; их называют индикаторами. Одни из самых распространённых индикаторов — кислотно-основные; они изменяют цвет в зависимости от pH среды. Некоторые индикаторы имеют разный цвет в кислой, нейтральной или щелочной среде (в какой-то из сред индикатор может быть и бесцветным). Кислотно-щелочные индикаторы весьма разнообразны;



многие из них легко доступны и потому известны не одно столетие. Примером могут служить отвары или экстракты окрашенных цветков или плодов всем известных распространённых растений. Так, ярко-синий отвар ириса становится красным в кислой среде и зелёно-голубым — в щелочной. Схожими свойствами обладают анютины глазки, тюльпаны, черника, ежевика, малина, красная капуста, свёкла и другие растения. Вы можете сами испытать индикатор, полученный, например, из отвара краснокочанной капусты, свёклы или чёрной смородины. В кислой среде (уксус) такие растворы краснеют, в щелочной (сода) — зеленеют или синеют. Поэтому посуда, в которой варили ягоды или овощи, при мытье щелочными растворами может неожиданно (но только не для химика!) посинеть.

Многие слышали про индикатор, который называется лакмусом. Он известен уже очень давно. Ещё в XVII веке из гелиотропа — садового душистого растения с тёмно-лиловыми цветками — было выделено красящее вещество. В кислой среде оно становилось красным, в щелочной — синим. Знаменитый физик и химик XVII века Роберт Бойль писал о гелиотропе в 1664 году: «Плоды этого растения дают сок, который при нанесении на бумагу или материю имеет сначала свежий ярко-зелёный цвет, но неожиданно изменяет его на пурпурный. Если материал замочить в воде и отжать, вода окрашивается в винный цвет; такие виды красителя (их обычно называют „турнесоль“) есть у аптекарей, в бакалейных лавках и в других местах, которые служат для окраски желе или других вещей...»

Скоро краситель, получаемый из гелиотропа, как и сок фиалок, стал широко применяться химиками в качестве индикатора. Первое время с его помощью исследовали в основном минеральные воды, а примерно с 1670 года его начали использовать в химических опытах. «Как только вношу незначительно малое количество кислоты, — писал в 1694 году ботаник и главный аптекарь Людовика XIV Пьер Поме (1658—1699) о «турнесоле», —



он становится красным, поэтому, если кто хочет узнать, содержится ли в чём-нибудь кислота, его можно использовать». В 1704 году профессор медицины в Гиссене Михель Валентин назвал эту краску лакмусом; слово вошло во все европейские языки, кроме французского, на котором лакмус — *tournesol*, что дословно означает «поворачивающийся за солнцем». Так же французы называют и подсолнечник; кстати, «гелиотроп» означает то же самое, только по-гречески. Впоследствии выяснилось, что лакмус можно добывать и из более дешёвого сырья, например из некоторых видов лишайников.

В химических лабораториях сейчас вместо лакмуса используют синтетические индикаторы, резко изменяющие свой цвет уже при небольшом изменении pH. Таких индикаторов известно множество, и каждый имеет свою область применения. Один из самых известных индикаторов — фенолфталеин (раньше его использовали как слабительное под названием пурген). Раствор



При нагревании синие кристаллы медного купороса становятся бесцветными.

фенолфталеина имеет малиново-красный цвет в щелочной среде, а в нейтральной и кислой он бесцветен; изменение цвета происходит в интервале pH от 8,2 до 10,0. Окраска другого распространённого индикатора, метилового оранжевого, изменяется от красной при pH 3,1 до оранжево-жёлтой при pH 4.

В лабораториях нередко используют так называемые универсальные индикаторы — смесь нескольких веществ, подобранных так, что их раствор поочерёдно меняет окраску, проходя все цвета радуги, при изменении кислотности раствора в широком диапазоне pH (например, от 1 до 11). Раствором универсального индикатора часто пропитывают полоски бумаги, которые позволяют быстро (хотя и не очень точно) определить pH анализируемого раствора, сравнивая окраску полоски, смоченной раствором, с эталонной цветовой шкалой.

ОКСИДЫ

Рассмотрим теперь немного подробнее, какие бывают оксиды. Алхимики знали, что многие металлы при прокаливании на воздухе превращаются в рыхлые вещества, их называли землистыми веществами или просто землями. Это название по традиции сохранялось очень долго. Как писал в 1808 году Дж. Дальтон, «мне представляется, можно без ущерба делу поместить все земли в один класс как оксиды металлов». До сих пор термины «редкоземельные» и «щёлочноземельные» используют по отношению к определённым металлам (или элементам), так как эти металлы впервые были выделены из соответствующих «редких земель» и «щелочных земель». Следует отметить, что к землям иногда причисляли и другие вещества, на земли похожие, но не являющиеся оксидами.

Со временем выяснилось, что оксиды образуют как металлы, так и неметаллы. Валентность элемента в его оксиде может совпадать с номером группы в периодической системе, в которой этот элемент находится. Так, элементы в оксидах могут быть одновалентными (оксид лития Li_2O , оксид серебра Ag_2O), двухвалентными (оксид кальция CaO ,



Оксид цинка.

Налёт оксидов на старой монете.

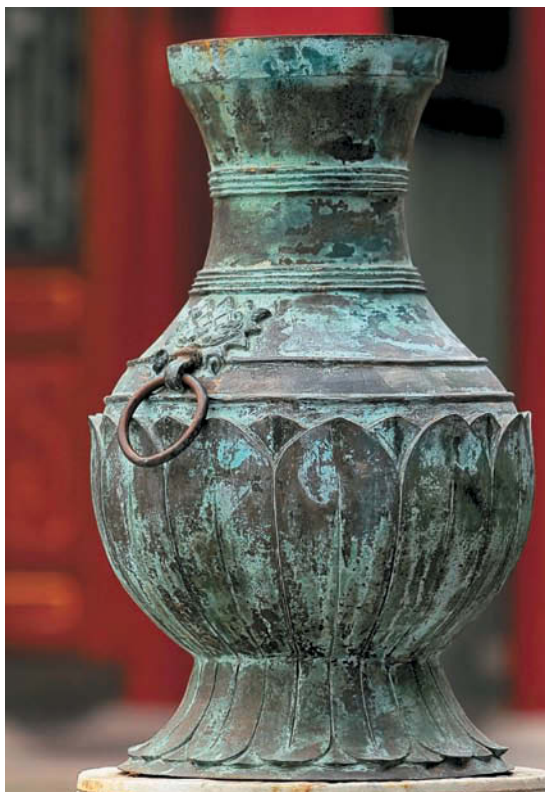


оксид цинка ZnO), трёхвалентными (оксид бора B_2O_3 , оксид алюминия Al_2O_3), четырёхвалентными (оксид углерода CO_2 , оксид титана TiO_2), пятивалентными (оксид фосфора P_2O_5 , оксид ванадия V_2O_5), шестивалентными (оксид серы SO_3 , оксид хрома CrO_3), семивалентными (оксид хлора Cl_2O_7 , оксид марганца Mn_2O_7), восьмивалентными (оксид осмия OsO_4). Но часто валентность элемента, как металла, так и неметалла, не совпадает с номером группы. Вот несколько примеров: Cl_2O , N_2O , Tl_2O , NO , FeO , PbO , N_2O_3 , Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , SO_2 , ClO_2 , MoO_2 , CrO_2 , MnO_2 , XeO_3 и т. д.

По химическому поведению оксиды делят на несколько групп. Основные оксиды при взаимодействии с водой дают основания: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ или же образуются путём отщепления воды от гидроксидов малоактивных металлов: $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$. В реакции с кислотами основные оксиды дают соль и воду: $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$. Основные оксиды образуются металлами с низкой валентностью (степенью окисления). Оксиды активных щелочных и щёлочноземельных металлов энергично реагируют с водой. Ещё более бурно протекает их реакция с кислотами, например: $Na_2O + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O$.

Не все оксиды реагируют с водой. Например, оксид меди CuO в воде не растворяется и с ней не реагирует. Однако он может реагировать с кислотами. Так, чёрный оксид меди растворяется в серной кислоте с образованием голубого раствора соли — сульфата меди, при этом также выделяется вода: $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$.

Нерастворимым в воде оксидам соответствуют также нерастворимые гидроксиды. Например, оксиду меди CuO соответствует гидроксид $Cu(OH)_2$. Но как же он получается, если оксид с водой не реагирует? Гидроксид меди легко получить, если к раствору соли меди добавить раствор щёлочи. Например, если к голубому раствору сульфата меди добавить раствор гидроксида натрия, немедленно выделится голубой осадок гидроксида меди: $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$. Нерастворимые гидроксиды легко реа-



Оксид меди на поверхности старинной медной вазы.

гируют с кислотами, образуя соль и воду: $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$. Поскольку это реакция основания с кислотой, её тоже можно считать реакцией нейтрализации. При нагревании, иногда даже небольшом, нерастворимые гидроксиды отщепляют воду, и вновь получают оксиды: $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$.

Когда-то химики с удивлением узнали, что оксиды металлов с высокой валентностью проявляют не основные, а кислотные свойства. Например, двухвалентный марганец образует типичный основной оксид MnO , который, реагируя, как ему положено, с кислотой, образует соль (серноокислый марганец, сульфат марганца) и воду: $MnO + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O$. Оксиду марганца MnO соответствует основание $Mn(OH)_2$, которое также реагирует с кислотами. А вот семивалентный марганец образует типичный кислотный оксид Mn_2O_7 . Этот оксид реагирует с водой, давая кислоту (марганцовую): $Mn_2O_7 + H_2O = 2HMnO_4$,



Соединения марганца: перманганат калия (VII) KMnO_4 — марганцовка (слева), оксид марганца (IV) MnO_2 (в центре), сульфат марганца (II) MnSO_4 — марганцевый купорос (справа).

в ней степень окисления марганца (+7) сохраняется. Реагирует оксид Mn_2O_7 и со щелочами с образованием солей; например, в реакции с гидроксидом калия образуется известная всем соль — марганцовокислый калий (перманганат калия), который в быту называют просто марганцовкой: $\text{Mn}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} = 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. (Правда, вездливый химик может сказать: эта реакция идёт в растворе, поэтому сначала оксид Mn_2O_7 реагирует с водой, а потом уже марганцовая кислота вступает в обычную реакцию нейтрализации со щёлочью. Доказать, прав он или нет, можно с помощью специального исследования, попробовав провести реакцию при полном отсутствии даже следов воды. Сделать это непросто: гидроксид калия уже после кратковременного пребывания на воздухе становится влажным, а оксид Mn_2O_7 — легко взрывающаяся жидкость...) Аналогично оксиду Mn_2O_7 ведёт себя и оксид шестивалентного хрома CrO_3 (другое его название — хромовый ангидрид, это твёрдое растворимое в воде вещество). Уравнения его реакций с водой (с образованием двухосновной хромовой кислоты) и с гидроксидом калия (с образованием соли хромовой кислоты — хромата калия) попробуйте написать самостоятельно.

Кислотные оксиды всё же скорее характерны для неметаллов — серы, азота, углерода. Так, сера реагирует с кислоро-



Оксид железа (III) Fe_2O_3 .

дом (горит), образуя кислотный оксид четырёхвалентной серы (диоксид серы, сернистый газ): $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$. Этот оксид можно превратить в оксид шестивалентной серы: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = \text{SO}_3$. Правда, такая реакция возможна лишь при некоторых ухищрениях, потому что просто с кислородом оксид SO_2 непосредственно не реагирует, но химики эту реакцию давно научились проводить. Оксид SO_3 называют также серным ангидридом (это слово по-гречески означает «лишённый воды», «обезвоженный»). Ангидридами соответствующих кислот являются также SO_2 (сернистый ангидрид), B_2O_3 (борный ангидрид), P_2O_5 (фосфорный ангидрид), N_2O_5 (азотный ангидрид) и др. Серный ангидрид, оправдывая своё название, бурно реагирует с водой с образованием серной кислоты: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$. Сер-



Оксид железа (II) FeO .

нистый ангидрид растворяется в воде, образуя слабую сернистую кислоту: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$. Однако не все кислотные оксиды могут реагировать с водой. Типичный пример — диоксид кремния SiO_2 (кварц). Тем не менее это типичный кислотный оксид, так как он реагирует с основаниями: $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ и образуется при отщеплении воды от кремниевой кислоты: $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Аналогично тому, как основные оксиды реагируют с кислотами, так и кислотные оксиды реагируют с основаниями: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Существуют оксиды, которые нельзя назвать ни кислотными, ни основными. Например, оксид алюминия может реагировать как с кислотами, так и с основаниями. В первом случае получаются соль алюминия и вода: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. Если же сплавить оксид алюминия со щёлочью, образуется соль алюминиевой кислоты HAlO_2 , не существующей в свободном виде: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Такие оксиды (к ним принадлежат также оксид цинка ZnO , оксид бериллия BeO и др.) называются амфотерными (по-гречески *amphóteros* означает «и тот и другой»).

Оксиды углерода CO , азота NO вообще не реагируют ни с водой, ни с кислотами, ни с основаниями, им не соответствуют никакие соли. Иногда такие оксиды так и называют — несолеобразующие.

Перечисленные типы не исчерпали всего многообразия оксидов, и это типично для химии. Формально воду тоже можно причислить к оксидам (оксид водорода). С другой стороны, это типичное амфотерное вещество. Действительно, вода реагирует с основными оксидами с образованием гидроксидов: $\text{H}_2\text{O} + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{OH})_2$, и она же реагирует с кислотными оксидами с образованием кислот: $3\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{H}_3\text{PO}_4$. И это не удивительно: ведь если записать формулу воды в виде $\text{H}-\text{OH}$, то, с одной стороны, она окажется кислотой (хотя и очень слабой), а с другой — основанием (тоже очень слабым). Это подтверждается, например, реакцией воды с самыми активными металлами, которые замещают в ней атомы водорода с образованием гидроксидов, например $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$. Недаром в воде можно обнаружить небольшие (и одинаковые) концентрации ионов водорода H^+ и анионов OH^- .

Песок — диоксид кремния.



СОЛИ

Уже алхимики знали, что и земли, и щёлочи могут быть «нейтрализованы» кислотой. В результате такого процесса выделяется вода, а кислота и щёлочь превращаются в соль. Например, гидроксид кальция «гасится» соляной кислотой (можно сказать и наоборот: кислота «гасится» гидроксидом): $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (образовалась соль — хлорид кальция); $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (образовался сульфат бария); $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (образовался хлорид натрия). В этих реакциях «кислотный признак» (атом водорода) соединился с «основным признаком» (группой OH) с образованием воды. То есть и кислота, и основание «исчезли», и в результате реакции нейтрализации получилась вода и хлорид натрия — нейтральное (то есть ни кислотное, ни щелочное) вещество.

Количественный закон для реакций нейтрализации впервые чётко сформулировал немецкий химик Иеремия



И. В. Рихтер, немецкий химик.

Вениамин Рихтер (1762—1807) в конце XVIII века. В соответствии с этим законом, кислоты и основания реагируют друг с другом в строго определённых соотношениях.

Хлорид натрия — это обычная (поваренная) соль. Солями стали называть и другие нейтральные продукты взаимного «уничтожения» кислот и оснований, причём далеко не все соли солёные, как хлорид натрия. Так, в реакции серной кислоты и оснований — гидроксида железа $\text{Fe}(\text{OH})_2$ образуются соль FeSO_4 — сернокислое железо (современное название — сульфат железа (II)) и вода: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Если серная кислота будет реагировать с гидроксидом трёхвалентного железа, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, то получится другая сернокислая соль железа — сульфат железа (III): $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$. Запишем для тренировки ещё одну реакцию нейтрализации щёлочи органической (уксусной) кислотой: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$; в отличие от неорганических солей, в этой формуле атом металла принято записывать в конце.



Хлорид натрия NaCl под действием серной кислоты H_2SO_4 образует газ HCl , окрашивающий лакмусовую бумагу в красный цвет.

Как видим, соли состоят из катиона металла, который «пришёл» из щёлочи, и аниона кислотного остатка, который «взялся» из кислоты. Вообще-то соли можно получать и без участия щелочей и кислот, например, из меди и серы при высокой температуре образуется сульфид меди: $\text{Cu} + \text{S} = \text{CuS}$. Эта же соль образуется, если через раствор медного купороса пропускать сероводород (в воде он образует сероводородную кислоту): $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$. Соли получают не только в реакциях кислоты со щёлочью, но также в реакции кислоты с основным оксидом: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeO} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; в реакции основания с кислотным оксидом: $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; в реакции кислотного оксида с основным: $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$ (эта реакция идёт при сплавлении веществ).

Соль может образоваться и непосредственно при взаимодействии металла с кислотой; в этой реакции также выделяется водород. Например, железо при растворении в серной кислоте образует соль — сульфат железа: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$. С помощью именно этой реакции получали водород для наполнения воздушных шаров во времена Лавуазье. В случае щелочных и щёлочноземельных металлов их реакцию с сильными кислотами, например реакцию натрия с соляной кислотой $2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2$, можно проводить только на бумаге, чтобы избежать несчастных случаев при взрыве.

Конечно, не все кислоты и не все металлы вступают в такие реакции. Прежде всего, металлы должны быть активными; к ним относятся щелочные и щёлочноземельные металлы (натрий, калий, кальций), магний, алюминий, цинк, в меньшей степени — железо, хром и др. С другой стороны, есть немало металлов, устойчивых к действию большинства кислот. Это в первую очередь так называемые благородные металлы — золото, платина, родий, иридий и др.

Некоторые более активные металлы могут вытеснять из их солей менее активные, при этом получается другая соль, например: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$. По способности вытеснять друг друга из



Реакция натрия с соляной кислотой HCl.

растворов солей металлы можно расположить в ряд, который иногда называют рядом активности (а раньше называли вытеснительным рядом). Соли получают и в случае «перекрёстных» реакций, когда основной оксид реагирует с кислотой, а кислотный оксид реагиру-

Кристаллы различных солей металлов (по часовой стрелке, с нижнего левого): хлорид натрия — поваренная соль NaCl; сульфат железа (II) FeSO_4 ; сульфат железа (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; сульфат меди (II) CuSO_4 ; карбонат меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.





Хлорид никеля.

ет с основанием. В этих реакциях образуются (если, конечно, реакция пойдёт, что бывает не всегда) соль и вода: $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{SO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Последнюю реакцию легче понять, представив её двухступенчатой. Пусть сначала сернистый ангидрид прореагирует с водой: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ и образует сернистую кислоту, а затем эта кислота уже сможет вступить в обычную реакцию нейтрализации с гидроксидом бария.

Возможны и реакции между солями. Но такие реакции идут не всегда. Например, они пойдут, если в результате реакции образуется осадок: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4 \downarrow$ (сульфат бария в воде не растворяется). Если же в реакции между двумя солями осадка не образуется, то такая реакция не пойдёт. Например, если смешать сульфат натрия с хлоридом не бария, а цинка, то получится просто смесь солей: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{ZnCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{ZnSO}_4$

А можно ли из соли получить «обратно» металл, не используя другой, более активный металл? Такой процесс возможен, если через раствор (например, медного купороса) или расплав (например, поваренной соли) пропустить электрический ток. Таким способом в промышленности и получают многие металлы: натрий, алюминий, медь и др. Активные металлы (натрий, калий и др.) с водой реагируют, поэтому таким способом их нельзя получить из водного раствора — только из расплава, причём в отсутствие кислорода.

Наконец, некоторые соли, образованные слабыми кислотами, могут реагировать с сильными кислотами, которые «вытесняют» слабые. Примером может служить реакция серной кислоты с карбонатом натрия (содой). Карбонат — это соль слабой угольной кислоты H_2CO_3 , поэтому сильная серная кислота вытесняет слабую угольную из её солей: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{CO}_3$. Угольная кислота не только слабая, но и неустойчивая (это разные понятия, например, борная кислота

H_3BO_3 очень слабая, но вполне устойчивая), и выделившаяся в упомянутой реакции угольная кислота сразу же распадается на воду и углекислый газ: $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Поэтому химики практически никогда не записывают в качестве продукта реакции формулу H_2CO_3 , а сразу пишут $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Вместо катиона металла в составе соли может быть катион аммония NH_4^+ ; в качестве примера приведём распространённую соль — хлорид аммония NH_4Cl (старое её название — нашатырь), который используют для пайки. Катион аммония NH_4^+ получается, когда газ аммиак растворяется в воде (а растворяется он в ней ещё лучше, чем хлороводород: 1 л воды способен поглотить 700 л аммиака при 20 °С и 1200 л при 0 °С!): $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4^+ \text{OH}^-$. Аммиак можно вытеснить из солей аммония сильной щёлочью: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Эта реакция напоминает вытеснение углекислого газа из солей угольной кислоты (карбонатов). Здесь тоже можно записать образование промежуточного неустойчивого основания — гидроксида аммония NH_4OH , который легко распадается на аммиак и воду.

До сих пор мы записывали формулы так называемых средних солей: они образуются, когда щёлочь и кислота полностью «гасят» друг друга. Но такие реакции могут идти не до конца. Например, если взять серную кислоту и гидроксид натрия в мольном соотношении 1 : 2, то пройдёт реакция $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Но если щёлочи взять вдвое меньше, то реакция пойдёт иначе: один из «кислых» атомов водорода в серной кислоте останется непрореагировавшим, и получится соль, которая так и называется — кислой: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Понятно, что кислые соли могут давать только многоосновные кислоты. Например, фосфорная кислота может образовать три типа солей: средние (трёхзамещённые) фосфаты (Na_3PO_4), кислые (двухзамещённые) гидрофосфаты (Na_2HPO_4) и кислые (однозамещённые) дигидрофосфаты (NaH_2PO_4).

Аммиачный фонтан

На прекрасной растворимости аммиака в воде основан красивый демонстрационный опыт. В большой шприц набирают аммиак и опускают его носик в воду с небольшим количеством индикатора — фенолфталеина. Чуть-чуть приподнимают поршень, и первые же капли воды, попавшие в шприц, растворяют в себе весь аммиак. В результате в шприце образуется очень низкое давление, и вода начинает с силой бить внутрь, одновременно окрашиваясь в малиновый цвет (водный раствор аммиака имеет щелочную реакцию). Ещё эффектнее этот опыт выглядит, когда вместо шприца используют большую круглодонную колбу, в которую через узкую трубочку, вставленную в пробку, бьёт настоящий фонтан!



Какой вкус у соли

Далеко не все соли солёные. Солёным вкусом (иногда с небольшим горьковатым привкусом) обладает хлорид натрия, а также некоторые другие соли, например хлориды KCl , $LiCl$, NH_4Cl , $RbCl$, бромиды $LiBr$, $NaBr$, NH_4Br , иодиды LiI , NaI , нитраты $NaNO_3$, KNO_3 , сульфат Na_2SO_4 . Сульфат натрия содержится во многих природных минеральных водах, в том числе в знаменитой карлсбадской. Под названием «глауберова соль» сульфат натрия также применяется в медицине как слабительное.

Из простых неорганических солей горьким вкусом обладают $CsCl$, $RbBr$,

$CsBr$, KI , RbI , CsI , $MgSO_4$. Многие знакомы со вкусом последнего вещества из этого списка: сульфат магния содержится в морской воде, а в чистом виде используется в медицине (он обладает слабительным и желчегонным действием). Фармацевты его так и называют: «горькая соль», хотя до хинина ей далеко.

Многие кислые (с химической точки зрения) соли и вкус имеют кислый. Например, кислый дигидрофосфат натрия NaH_2PO_4 при растворении в воде образует «кислые» ионы водорода H^+ наряду с анионами HPO_4^- .

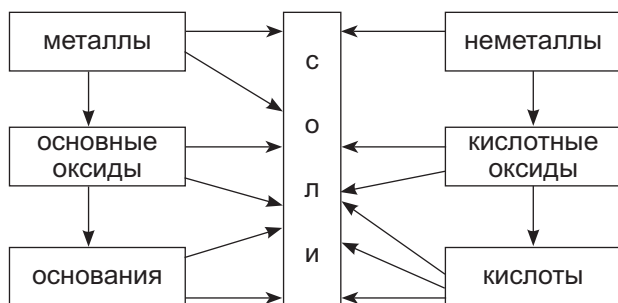
Некоторые соли и кислоты имеют «двойной» вкус. Например, бромид калия и иодид аммония солёные и горькие одновременно.

Очень редко соль обладает сладким вкусом. Таковы, например, некоторые соли серебра. А элемент бериллий поначалу назывался глицинием, потому что его соли сладкие (название происходит от греческого слова *glykys* — «сладкий»). Ацетат свинца $Pb(CH_3COO)_2$ по той же причине раньше носил название «свинцовый сахар». Соли бериллия и свинца очень ядовиты. Кажется странным, зачем пробовать на вкус ядовитые соединения. Сейчас, прежде чем отважиться взять что-либо в рот, химики (вместе с медиками) проводят массу испытаний на животных — не принесёт ли вещество хоть малейший вред? Но так было не всегда. Ещё в первой половине XIX века при описании новых веществ было принято среди прочих свойств указывать и вкус. Поэтому нет ничего удивительного в том, что было установлено даже, какова на вкус синильная кислота!



Итак, круг замкнулся. Мы написали разнообразные реакции с участием металлов, неметаллов, их оксидов, гидроксидов, кислот и солей и воды. Видно, что между этими основными классами неорганических соединений существует чёткая генетическая взаимосвязь («генетическая» означает, какое вещество из какого получается и какое «рождает»). Все

четыре основных класса неорганических соединений и металлы (простые вещества) оказались взаимно связанными. Упрощённо возможные реакции между ними, а также с участием металлов можно изобразить приведённой схемой; стрелки, направленные навстречу друг другу, показывают, что эти классы соединений могут реагировать между собой.



Запишем для тренировки ещё несколько реакций с участием всех основных классов неорганических соединений: кислот, оснований, щелочей и солей, а также металла.

Возьмём барий. Это двухвалентный металл. В атмосфере кислорода он легко воспламеняется с образованием оксида: $2\text{Ba} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}$. Оксид бария реагирует с водой с образованием гидроксида: $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$. Эта реакция, как и гашение извести ($\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$), идёт с выделением большого количества теплоты. Гидроксид бария хорошо растворим в воде и образует довольно сильную щёлочь. Её легко «погасить» кислотой, например соляной: $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Мы получили соль и воду. Ту же соль можно получить, растворив барий в разбавленной соляной кислоте (кислоту нужно разбавить, чтобы реакция шла не очень бурно, так как барий — металл довольно активный): $\text{Ba} + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2$. Оксид бария может прореагировать с кислотным оксидом, например с SO_3 : $\text{BaO} + \text{SO}_3 = \text{BaSO}_4$.

В заключение следует отметить, что нарисованная схема действительно только схема, потому что реально могут идти не все реакции. На самом деле далеко не все металлы растворяются в серной кислоте, а их реакция с азотной кислотой HNO_3 идёт иначе — как правило, без выделения водорода. Не все основные оксиды реагируют с кислотными. Кислотный оксид SiO_2 и основной оксид FeO с водой не реагируют. Из неметалла иода нельзя непосредственно получить кислотный оксид, так как иод с кислородом не реагирует и т. д. Происходит это потому, что реальная химия богаче всех схем и, следовательно, в ней много

Сделай сам!

Попробуйте теперь, в соответствии с приведённой схемой, взять (мысленно, конечно) металл литий и неметалл серу и получить из лития основной оксид, а из него — основание (щёлочью), а из серы — кислотный оксид (SO_2), сернистую кислоту (H_2SO_3), а также её соль (сульфит лития) разными способами. Получите также соль сероводородной кислоты — сульфид лития. Укажите степени окисления каждого элемента в полученных соединениях. Попробуйте также переписать встречавшиеся ранее реакции, заменив одноосновную соляную кислоту на двухосновную серную. Только нужно следить, чтобы число атомов в левой и правой частях уравнения было одинаковым (в ходе химической реакции атомы не исчезают и не возникают). Это достигается с помощью коэффициентов перед формулами. Для рассмотренных реакций это не составит труда. Однако в других реакциях, которые нам ещё встретятся, расстановка коэффициентов — целое искусство!

неожиданностей. Причём не только для изучающих эту науку в школе или в вузе, но и для химиков-исследователей, которые ищут новые способы получения известных веществ или получают новые вещества с нужными свойствами.



Химическая реакция как перестановка атомов

Какие бывают реакции

Число известных химических соединений давно перевалило за 25 миллионов, а число различных реакций, в которые они могут вступать, неизмеримо больше. И немало из них имеют много общего. Например, все реакции нейтрализации, когда кислота и щёлочь «гасят» друг друга, можно свести к взаимодействию в растворе ионов H^+ и OH^- , которые притягиваются друг к другу и образуют воду. Сходны между собой и многие другие реакции. Химики ещё 200 лет назад пытались навести в своём хозяйстве какой-то порядок. Они классифицировали и химические элементы, и различные типы химических реакций. Прежде всего, все реакции подразделяли на неорганические и органические — в соответствии с тем, какого типа вещества в них участвуют. А какие ещё бывают реакции?

Первые попытки классификации касались наиболее изученных к тому времени неорганических веществ. Реакция металла с кислородом — пример *реак-*

ции соединения. В этой реакции из двух простых веществ образуется одно сложное, оксид. Например, $2Zn + O_2 = 2ZnO$. Оксид цинка в этой реакции получается в виде рыхлого порошка, который алхимики называли «шерстью философов» — *lana philosophica* (философами они, конечно, считали себя). Аналогично при длительном прокаливании ртути в закрытом сосуде с воздухом (из открытого сосуда ртуть испарится) получается оксид: $2Hg + O_2 = 2HgO$; такой опыт проделал Лавуазье, чтобы доказать неизменность массы в ходе химической реакции. Здесь также два простых вещества, соединяясь, дают сложное вещество.

Некоторые оксиды («земли»), которые называли щелочными, в результате реакции с водой давали едкие вещества — щёлочи. Например, оксид кальция (негашёная известь) можно «погасить» водой; при этом образуется гидроксид кальция (гашёная известь): $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$. Это тоже реакция соедине-

Порошок оксида ртути HgO .





Осаждение хлорида серебра AgCl в реакции обмена:
 $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$.

ния, в которой из двух сложных веществ получается одно новое, тоже сложное.

Многие реакции соединения можно «повернуть вспять», заставить их идти в обратном направлении. Так, если нагреть оксид ртути сильнее, выше 400°C , пройдёт *реакция разложения*: $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$. В ней из сложного вещества получаются два простых. При разложении бертолетовой соли (хлората калия) получается одно простое вещество и одно сложное: $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$, а при разложении карбоната кальция (мел, известняк) получаются два сложных вещества: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$. Эта реакция идёт при очень высокой температуре; с её помощью в промышленности получают известь.

Не все реакции разложения можно заставить идти в обратном направлении. Например, реакция разложения гидроксида меди: $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ идёт уже при слабом нагреве, а обратная реакция соединения невозможна.

В *реакции замещения* атомы одного вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества, напри-

мер $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$, $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$. Вот ещё одна реакция замещения: металл кальций реагирует с водой, при этом образуется уже знакомый нам гидроксид кальция и выделяется водород: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$. Здесь атом кальция как бы заместил атомы водорода в молекулах воды.

Рассмотренная ранее реакция $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ относится к *реакции обмена*: внимательно посмотрев на её уравнение, легко заметить, что атомы кальция (Ca) и группы OH в гидроксиде кальция, а также атомы водорода и хлора в соляной кислоте (HCl) как бы поменялись местами. В результате атомы кальция и хлора (вернее, катионы Ca^{2+} и анионы Cl^-) образовали соль — хлорид кальция, а анионы OH^- из гидроксида и катионы H^+ из кислоты образовали воду. В реакции обмена два сложных вещества обмениваются своими составными частями, например $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Вот ещё один пример реакции обмена (он нам уже встречался): $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$.



В реакции обмена $\text{FeSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ белый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_2$ на воздухе меняет цвет на зелёный, а затем на бурый.

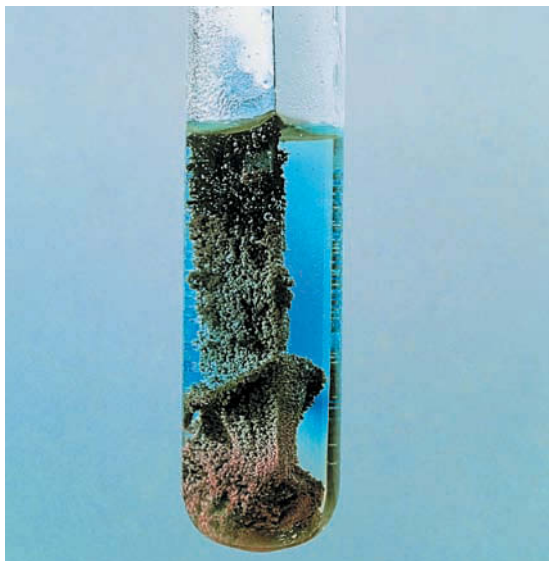
Опыты с медным купоросом

В хозяйственных магазинах продаётся медный купорос, который используют для борьбы с вредителями сельскохозяйственных растений. Если к голубому водному раствору купороса осторожно, по каплям, добавлять нашатырный спирт (водный раствор аммиака NH_3), то выпадает голубой осадок гидроксида меди: $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (стрелка, направленная вниз, означает выпадение осадка). Если осадок немного подогреть (предварительно с него лучше осторожно слить раствор), он почернеет: образовался нерастворимый оксид меди. Такой же оксид можно получить в результате реакции соединения, если внести в пламя конец медной проволоки и раскалить докрасна. На меди появится чёрный налёт оксида: $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$.

С медным купоросом легко провести реакцию замещения, если опустить в раствор железный гвоздь (предварительно его желательнее очистить от грязи мелкой наждачной бумагой). Довольно быстро гвоздь покрывается красным налётом чистой меди. А если опыт повторить с одним и тем же раствором (или положить в него много мелких железных предметов), голубой раствор постепенно станет светло-зелёным. Такой цвет

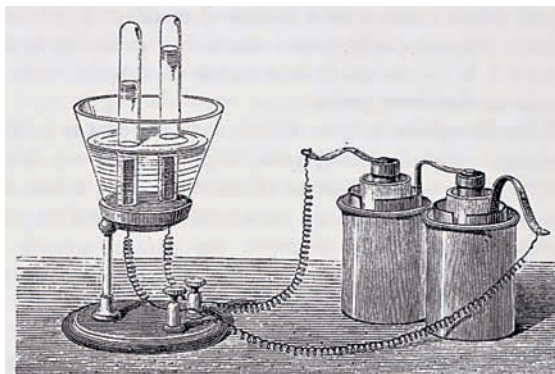
имеет сульфат железа FeSO_4 ; кристаллы этого вещества называются железным купоросом.

А теперь проведём красивый опыт с той же медной проволокой и раствором аммиака. В неширокую металлическую банку нальём на доньшко немного крепкого нашатырного спирта (не вдыхать!). Из медной проволоки скрутим плоскую спираль и, держа проволоку за длинный конец, раскалим спираль на газовой горелке и быстро, чтобы она не успела остыть, внесём её в банку, не касаясь стенок и дна. Произойдёт чудо: вместо того чтобы быстро остыть, проволока останется раскалённой! Особенно хорошо это заметно в тёмном помещении. Объясняется опыт тем, что в банке находится и воздух, и испарившийся из раствора аммиак. При окислении аммиака кислородом: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ выделяется очень много энергии. А так как реакция идёт на поверхности медной проволоки, теплота передаётся меди и не даёт ей остыть. Этот опыт демонстрирует очень важное явление в химии — катализ. Катализатором называется вещество, которое само в реакции не расходуется, но без которого реакция не идёт (или идёт иначе). В данном случае катализатором была медь, вернее, её поверхность.



Мы рассмотрели четыре основных типа химических реакций с участием неорганических соединений. А теперь вопрос на засыпку: к какому из перечисленных выше типов относится реакция поглощения углекислого газа раствором щёлочи: $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$? Поразмыслив, приходим к выводу, что ни к какому! То же, по-видимому, можно сказать и о реакции горения аммиака в кислороде: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, а также о его окислении в присутствии катализатора: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. А вот ещё один пример. Прокаливая «философскую шерсть» с углём, можно сно-

Реакция замещения:
 $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{SO}_4$



Лабораторная установка для электролиза.
1873 г.

ва превратить её в серебристый металл: $ZnO + C = Zn + CO_2$. К какому типу относится эта реакция? Может быть, к реакции замещения? В ней атомы простого вещества — угля замещают в сложном веществе — оксиде цинка... Да, не получается: ничего атомы углерода не замещают! Они на самом деле «отрывают» от оксида принадлежавшие ему атомы кислорода и соединяются с ними. К реакции обмена этот процесс тоже не отнесёшь, так как в нём участвует одно простое вещество.

И последний пример: начинающие изучать химию смело отнесут реакцию осаждения хлорида серебра из раствора его нитрата («ляписа») к реакции обмена: $AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$. Действительно, два сложных вещества — соли обменялись своими составными частями. Но вот пришло время, и школьники начинают изучать теорию электролитической диссоциации. Этими мудрёными словами обозначается простое явление: в водном растворе большинство солей, а также кислоты и щёлочи находятся в виде ионов. Учащиеся узнают, что такие реакции, как приведённая выше, в растворе идут с участием ионов, и даже учатся записывать их «краткое ионное уравнение». Оно выглядит очень просто: $Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$. То есть катионы серебра и анионы хлора, встречаясь в растворе, образуют нерастворимый хлорид серебра. А ионы Na^+ и Cl^- как «плавали» спокойно в растворе, так и продолжают «плавать» и в реакции не участвуют.

И с этой точки зрения приведённая реакция должна считаться уже не реакцией обмена, а реакцией соединения. Если же слить раствор с осадка хлорида серебра и выпарить из него воду, останутся кристаллы нитрата натрия $NaNO_3$. Значит, всё-таки эту реакцию можно отнести к реакции обмена?

Эти примеры показывают, что классификация химических реакций часто бывает формальной и требует осторожного к ней отношения. В то же время разработанную для неорганических реакций классификацию можно использовать и в органической химии. Например, реакцию метана с хлором: $CH_4 + Cl_2 = CH_3Cl + HCl$, в которой образуются метилхлорид и хлороводород, смело можно назвать реакцией замещения. А реакцию этилена с хлором $C_2H_4 + Cl_2 = C_2H_4Cl_2$, в которой получается дихлорэтан (он используется как растворитель), даже новичок в химии назовёт реакцией соединения.



Возгонка хлорида аммония с его разложением.



Горение железа в хлоре (экзотермическая реакция) с образованием жёлто-коричневого хлорида железа:
 $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$.

Подведём некоторые итоги. Мы классифицировали реакции неорганических соединений по некоторым формальным признакам.

Реакции соединения. Два простых вещества соединяются в одно сложное: $2\text{Ba} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}$, $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$, или же соединяются два сложных вещества: $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$.

Реакции разложения. Сложное вещество распадается на два простых: $2\text{Ag}_2\text{O} = 4\text{Ag} + \text{O}_2$, или на два сложных: $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$, или на сложное и простое: $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$.

Реакции замещения. Простое вещество реагирует со сложным, занимая в нём место замещаемого атома (или атомов): $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$, $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$.

Реакции обмена. Два сложных вещества обмениваются атомами или группами атомов: $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

Некоторые реакции не попадают ни под один из этих типов, например горение метана: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Реакции можно классифицировать и по другим признакам. Рассмотрим некоторые из них.

По выделению или поглощению тепловой энергии реакции подразделяются на экзотермические (от *греч.* *éxō* — «снаружи», «вне» и *thérme* — «жар», «тепло») — они идут с выделением энергии — и эндотермические (от *греч.* *ēndon* — «внутри») — они идут с поглощением энергии. К экзотермическим относятся реакции горения, реакция гашения извести, взрывные реакции и многие другие. К эндотермическим — все реакции разложения.

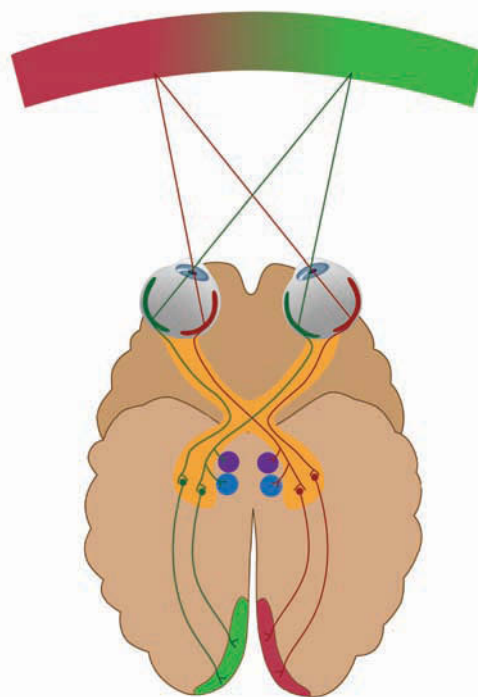
Другая классификация делит все реакции в зависимости от способа их проведения на термические (они же тепловые) и нетермические. Первые идут в результате теплового движения атомов и молекул, за счёт их столкновения друг с другом, при этом температура может быть и ниже 0 °С, и выше 1000 °С. Нетермические реакции требуют внешнего нетеплового воздействия. Таким воздействием может быть свет — видимый или ультрафиолетовый. Эти реакции называются фотохимическими (слово происходит от *греч.* *phōs* — «свет», род. падеж *photos*). Идут они, например, во всех зелёных растениях с участием хлорофилла, который «ловит» солнечный свет. А далее энергия солнечных лучей идёт на «строительство» травы, мха или векового дуба. В качестве основных строительных материалов для этого используется вода (её всасывают корни из земли) и углекислый газ из воздуха. Помимо этих веществ растения для своего роста используют небольшие количества других питательных элементов почвы (среди них основные — азот, калий и фосфор).

Другой близкий всем пример фотохимической реакции — зрение. Химическая реакция идёт в сетчатке глаза, в так называемом зрительном пигменте, под действием попадающего в глаз света. Свет переводит сложно устроенную молекулу в её изомер, при этом возникает нервный сигнал, посылаемый в мозг.

В темноте идёт обратная реакция, и зрительный пигмент снова готов к восприятию света. Фотохимические реакции могут быть вредными; пример — выцветание красителей на солнечном свете. Отдельная область фотохимии — лазерная химия, когда на вещество воздействуют мощным лазерным излучением.

Помимо света реакцию можно «запустить» воздействием радиации, например гамма-лучей. Соответствующий раздел химии, изучающий такие реакции, называется радиационной химией. Некоторые реакции идут под действием ультразвука — неслышимых ухом человека звуковых колебаний высокой частоты. Их изучает сонохимия (от *лат.* *sono* — «звучать»). Наконец, очень важны для практики электрохимические реакции, идущие в гальванических элементах, аккумуляторах, топливных элементах, электролизёрах, для получения многих металлов и других веществ. Без таких реакций невозможно было бы завести автомобиль, обеспечить бесперебойную работу компьютера, плеера, часов «на батарейках», многих других приборов, требующих для своей работы источника постоянного электрического тока.

Фонари, подключённые к гальванической батарее. Шахтёрское оборудование.



Механизм зрения основан на фотохимических реакциях, проходящих в сетчатке глаза.

Возможны и другие классификации химических реакций. Например, с точки зрения валентности (степени окисления) все реакции можно разделить на окислительно-восстановительные (например, $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ — степень окисления атомов меняется) и все остальные реакции (например, $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ — степень окисления всех атомов остаётся неизменной).

Своя классификация есть в органической химии, отличающейся огромным разнообразием и веществ, и реакций. Мы же пока ограничиваемся в основном реакциями неорганических соединений. Все эти классификации придуманы прежде всего для того, чтобы удобнее и логичнее излагать материал в учебниках химии. Но в соответствии с некоторыми типами реакций были созданы и работают целые лаборатории и даже научные институты! Например, существуют лаборатории фотохимии, в Российской академии наук есть институт электрохимии.

Химическая реакция как перестановка атомов

Уравниваем атомы

В ходе любой химической реакции число атомов каждого химического элемента остаётся постоянным. Это положение химики записывают в виде стехиометрических коэффициентов — чисел, которые стоят перед формулами веществ, участвующих в реакции. Слово «стехиометрия» придумал в конце XVIII века немецкий химик Иеремия Рихтер. Он произвёл его от греческих корней, означающих «измерение элементов». Иногда эти коэффициенты подобрать легко. Например, в уравнении реакции щёлочи — гидроксида на-

трия и серной кислоты: $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ коэффициенты показывают, что щёлочь и кислота вступают в реакцию в мольном соотношении 2 : 1. А, например, для реакции $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ коэффициенты (2, 1, 2) показывают, что два моля кальция могут полностью прореагировать с одним молем кислорода и при этом получится два моля оксида кальция. Правильно расставленные коэффициенты в реакции помогают правильно рассчитать количества веществ, вступающих в реакцию и образующихся в её результате. Так, атомная масса каль-

Коллекция химических сосудов с реагентами, начало XX в.



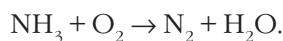
ция равна 40, молекулярная масса кислорода равна 32, следовательно, если в реакцию вступит 80 г кальция, то израсходуется 32 г кислорода и получится 112 г оксида кальция.

Эти примеры простые. Труднее подобрать коэффициенты для некоторых окислительно-восстановительных реакций. Вот не самый сложный пример. При растворении меди в азотной кислоте образуется синий нитрат меди и выделяется газообразный оксид азота:



(ставим стрелку, потому что пока это ещё не уравнение, в нём не сохраняется число атомов до и после реакции). Подбирать «наугад» коэффициенты к такому уравнению — дело почти безнадежное (можете попробовать). Однако существуют правила, значительно эту задачу облегчающие.

Проиллюстрируем эти правила на более простом примере: уравняем число атомов каждого элемента для реакции горения аммиака в кислороде:



Для решения задачи воспользуемся тем, что в этой окислительно-восстановительной реакции число электронов, отданных одними атомами (восстановителями), должно быть в точности равно числу электронов, принятых другими атомами (окислителями). Ведь в химических реакциях, в отличие от некоторых физических процессов, электроны не уходят куда-то во внешнюю среду, не приходят извне, а также не рождаются (как, например, они рождаются, когда нейтрон в ядре атома превращается в протон и электрон, который с огромной скоростью вылетает из вещества). Чтобы узнать, какие атомы в приведённой реакции отдают электроны, а какие — принимают, определим степени их окисления. Азот более электроотрицателен, чем водород, поэтому степень его окисления в молекуле NH_3 равна -3 , водорода $+1$. Степень окисления атомов кислорода в молекуле O_2 равна нулю. Те-

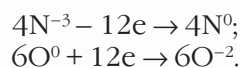
перь посмотрим на продукты. Степень окисления атомов азота в молекуле N_2 нулевая, атомов кислорода в молекулах воды -2 , а атомов водорода $+1$ (эти атомы свою степень окисления не изменили). Итак, степень окисления атомов азота изменилась от -3 до 0 , значит, азот отдаёт электроны — окисляется. Степень окисления атомов кислорода изменилась от 0 до -2 , значит, кислород принимает электроны — восстанавливается.

Составляем простые уравнения окисления и восстановления этих атомов:

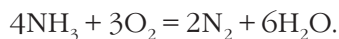
$\text{N}^{-3} - 3\text{e} \rightarrow \text{N}^0$ (или $2\text{N}^{-3} - 6\text{e} \rightarrow 2\text{N}^0$, так как должна получиться молекула N_2);

$\text{O}^0 + 2\text{e} \rightarrow \text{O}^{-2}$ (или $2\text{O}^0 + 4\text{e} \rightarrow 2\text{O}^{-2}$, так как реагирует молекула O_2).

Число отданных и принятых электронов в ходе реакции должно быть одинаковым. Поэтому первое уравнение умножаем на 2, второе — на 3:



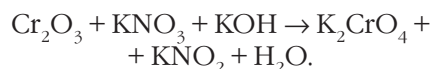
Баланс по электронам соблюден. Итак, должны прореагировать 4 молекулы NH_3 и 3 молекулы O_2 и образоваться 2 молекулы N_2 . Расставляем окончательные коэффициенты:



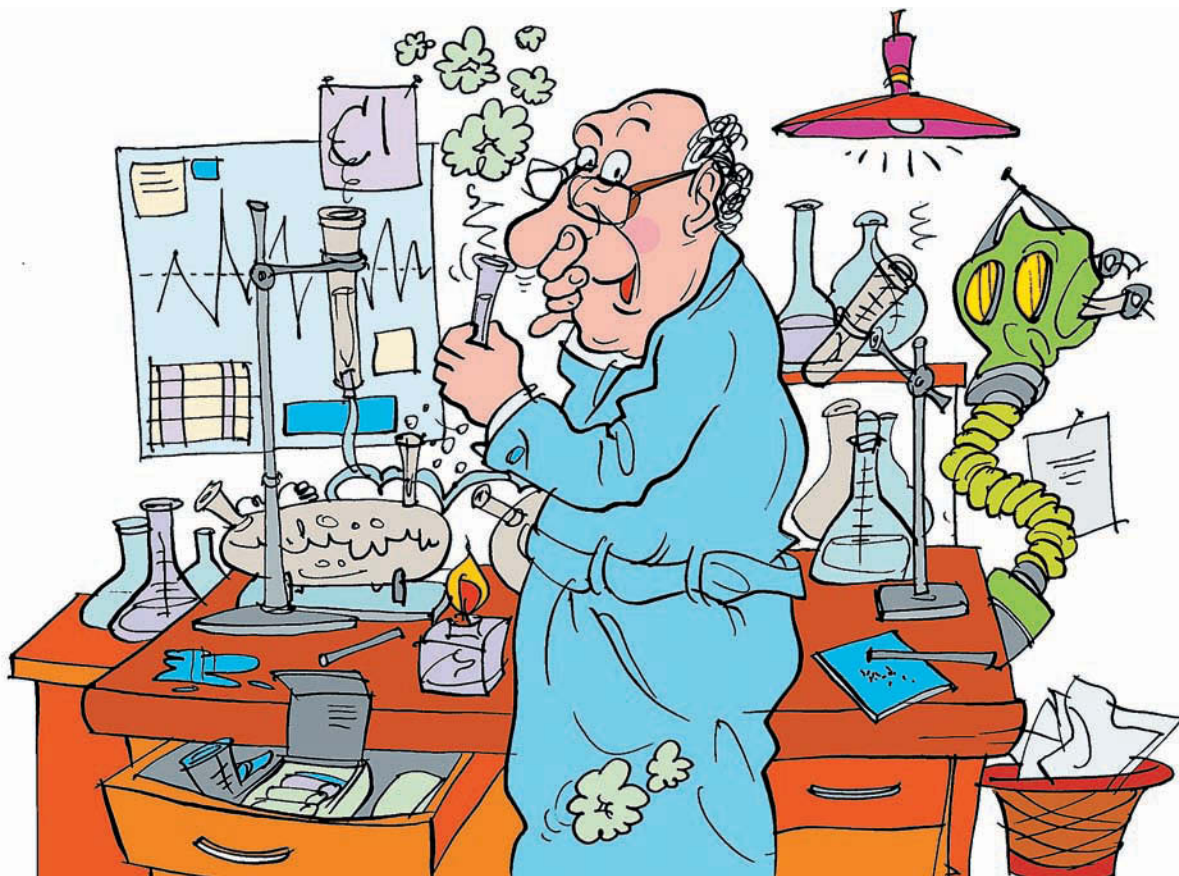
Этот случай сравнительно простой: коэффициенты можно было бы подобрать без электронного баланса. Например, так. В исходном уравнении справа два атома N, а слева — один. Уравниваем их: $2\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Теперь уравниваем атомы H: $2\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$. Осталось уравнивать атомы O: $2\text{NH}_3 + 1,5\text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$. Уравнение можно оставить в таком виде, но химики предпочитают, чтобы все коэффициенты были целыми, для чего достаточно умножить каждый из них на два.

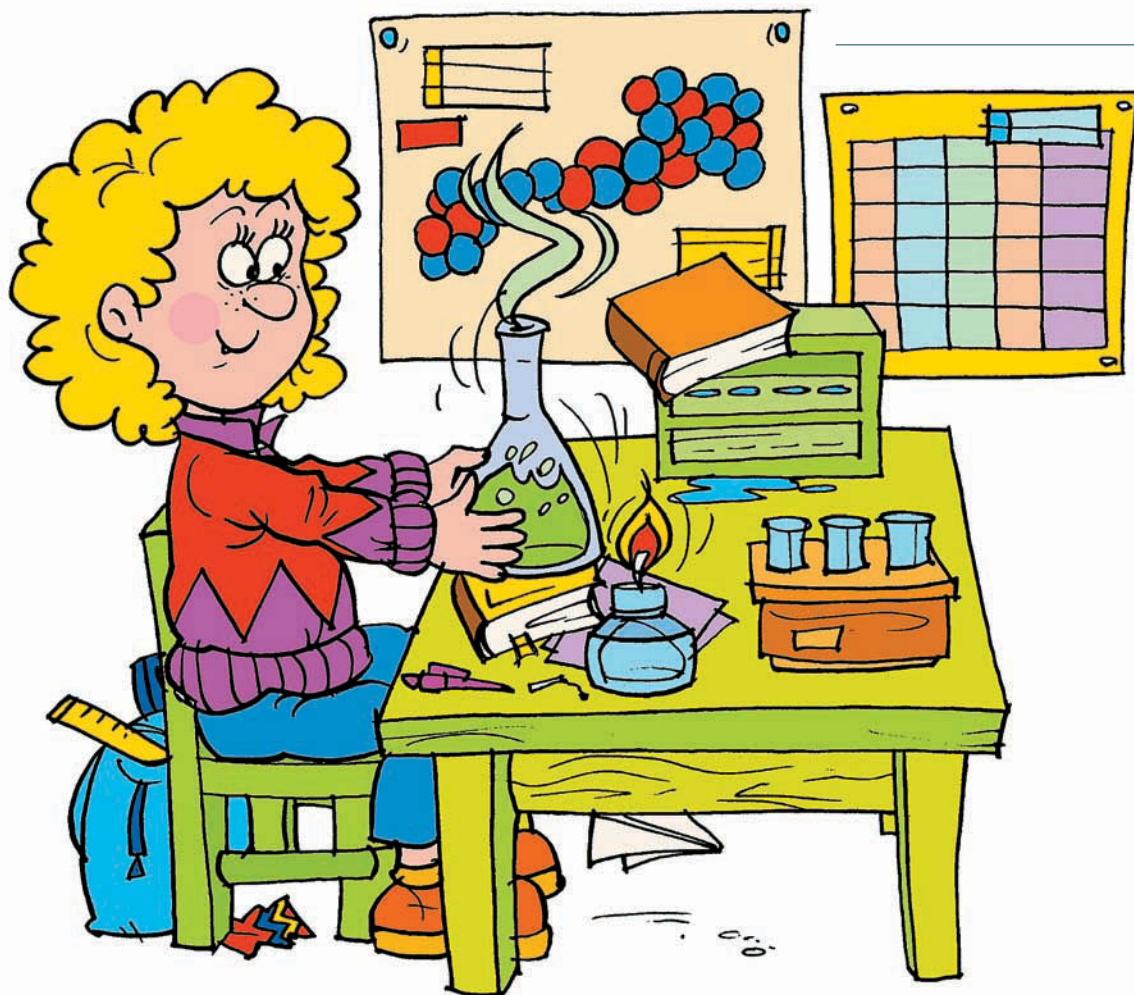
Метод электронного баланса позволяет справиться со значительно более сложными уравнениями. Попробуйте,

например, уравнивать число всех атомов в правой и левой частях (то есть подобрать коэффициенты) для реакции образования желтого хромата калия K_2CrO_4 путём сплавления зелёного оксида хрома Cr_2O_3 с нитратом калия KNO_3 и сильной щёлочью — гидроксидом калия KOH (в этой реакции образуется также нитрит калия):



Указание. Сначала определите степени окисления всех элементов во всех соединениях и установите, какие элементы в каких веществах отдают электроны (окисляются), а какие — берут (восстанавливаются). Затем запишите уравнения переноса электронов для этих атомов. Уравнивайте число отданных и принятых электронов и полученные числа поставьте перед соответствующими формулами в уравнении реакции. Найденное соотношение между ато-





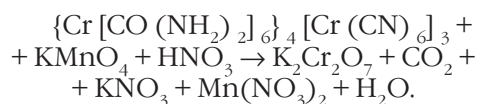
мами окислителя и восстановителя далее не должно изменяться! После этого посчитайте число атомов калия слева и справа и уравняйте их. Затем сделайте то же для атомов водорода. Наконец, проверьте число атомов кислорода слева и справа; если их получилось одинаковое количество (по 16), значит, всё сделано верно.

Попробуйте теперь подобрать коэффициенты для приведённого выше уравнения реакции растворения меди в азотной кислоте или для реакции азотной кислоты с сульфидом железа:



Но «рекорд» сложности, вероятно, был поставлен в 1943 году, когда в ноябрьском номере американского «Журнала химического образования» один из его бывших редакторов Л. С. Фостер предложил читателям подобрать ко-

эффициенты в таком «весёленьком» уравнении:



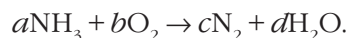
Вот правильная последовательность коэффициентов (что легко проверяется): 10, 1176, 2798, 25, 420, 1106, 1176, 1879. Настоящий химический монстр! Кстати, многие читатели журнала смогли решить эту задачку, и даже несколькими разными способами. Сам же редактор сообщил, что на её решение он потратил времени на 1 доллар 27 центов. Остаётся только гадать, какая зарплата была у редактора в те годы и сколько времени он подбирал эти коэффициенты...

Мы видели, что подобрать коэффициенты в ряде случаев непросто. А можно ли поручить дело компьютеру? В некоторых случаях можно, и такие програм-

мы существуют. Однако они не всегда помогают, и вот почему. Программа использует чисто математический подход: каждому *веществу* в уравнении реакции она присваивает коэффициент, который нужно найти: $a, b, c, d, e...$ Затем для каждого *элемента* составляется математическое равенство числа атомов в левой и правой частях химического уравнения. Наконец, происходит решение системы уравнений и находятся неизвестные коэффициенты $a, b, c, d, e...$ Если число уравнений совпадает с числом неизвестных, задача решается однозначно. А если неизвестных больше, чем уравнений? Любой математик скажет, что в таком случае задача неразрешима. Но химик с этим не согласится и спросит, намного ли число неизвестных превышает число уравнений. И если окажется, что всего на одно, скажет, что, пожалуй, возьмётся решить задачу!

Почему так получается? Разве математика не строгая наука? Всё станет ясно на конкретном примере, который мы

уже рассматривали: горение аммиака в кислороде. Припишем каждому из *четырёх* веществ неизвестные пока коэффициенты (их тоже будет четыре):



Мы можем составить всего *три* уравнения, потому что в реакции участвуют *три* химических элемента. Приравнивая слева и справа число атомов азота, водорода и кислорода, получаем эти уравнения:

$$\begin{aligned} \text{баланс по азоту:} & \quad a = 2c \\ \text{баланс по водороду:} & \quad 3a = 2d \\ \text{баланс по кислороду:} & \quad 2b = d \end{aligned}$$

Подставляем $d = 2b$ во второе уравнение: $3a = 4b$. Теперь подставляем в полученное равенство $a = 2c$: $6c = 2d$ или $d = 3c$. Математик тут скажет: видите, подставив вместо c любое число (положительное или отрицательное, целое или дробное), мы получим для каждого из них своё значение d . Из него рассчитаем $b = d/2$, а также рассчитаем $a = 2c$, то есть получим бесконечное число уравнений!

Но химик возразит: меня не интересуют ни дробные, ни кратные друг другу, ни тем более отрицательные коэффициенты! Ведь если я напишу $4\text{Ca} + 2\text{O}_2 = 4\text{CaO}$, то без всякого ущерба для смысла смогу сократить все числа на два! Поэтому меня интересуют *минимальные*



целые коэффициенты. И я их получу, если приму $c = 1$, тогда $a = 2c = 2$, $d = 3c = 3$, $b = d/2 = 3/2$. Но мне не нравится последний дробный коэффициент, поэтому я все коэффициенты умножу на два и получу окончательно $a = 4$, $b = 3$, $c = 2$, $d = 6$. Задача решена! То же справедливо и для написанных выше уравнений, включая страшного «монстра»: в нём 8 веществ (8 уравнений) и 7 элементов (7 неизвестных), и задача решается однозначно.

Значит, нужно подсчитать, сколько в реакции реагентов и продуктов (число неизвестных) и сколько химических элементов (число уравнений). И если число неизвестных равно или на единицу больше числа математических уравнений, задача подбора коэффициентов решается однозначно?

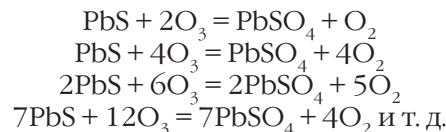
Часто так и бывает. Часто — но не всегда: химия «хитрее» математики! Возьмём реакцию разложения нитрата аммония NH_4NO_3 при нагревании. В этой реакции образуется оксид азота (I), он же «веселящий газ» (именно так получил его впервые Х. Дэви): $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$. Здесь три вещества (три неизвестных) и три химических элемента (три математических уравнения). Кажется бы, математически задача решается однозначно. Но это не так. Если приписать веществам коэффициенты a , b и c , получим три уравнения:

$$\begin{aligned} \text{баланс по азоту:} & \quad 2a = 2b \\ \text{баланс по водороду:} & \quad 4a = 2c \\ \text{баланс по кислороду:} & \quad 3a = b + c \end{aligned}$$

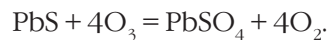
Сократив первые два уравнения на 2 и подставив $b = a$ и $c = 2a$ в третье уравнение, получим неожиданно $3a = a + 2a$, что несомненно верно с точки зрения математики, но совершенно бесполезно для химика. Уравнения получились зависимыми друг от друга; математик бы сказал, что они вырожденные. А химик возьмёт наименьшее значение $a = 1$ и получит нужные коэффициенты (правда, для этой реакции их легко получить без всякой математики). Для других значений a мы получим кратные значения b и c , например $a = 2$, $b = 2$, $c = 4$, так что все коэффициенты потом всё равно сократим на 2.



Почему получается «математическая неоднозначность», проще всего пояснить на примере такой реакции. Известно, что при действии озона чёрный сульфид свинца переходит в белый сульфат: $\text{PbS} + \text{O}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{O}_2$. Здесь 4 вещества (4 неизвестных коэффициента) и 3 элемента (3 уравнения), и задача вроде должна решаться однозначно. Но если мы запишем баланс по атомам свинца и серы, то получим два одинаковых уравнения, поэтому на самом деле число уравнений будет на два меньше числа неизвестных. Это значит, что можно записать *бесконечное множество не сводящихся друг к другу* (то есть не кратных) наборов коэффициентов, и все они не будут противоречить закону сохранения числа атомов реакции (но могут противоречить химическому эксперименту!). Вот некоторые из таких уравнений:



С математикой понятно: мы получаем вырожденные уравнения. А как объясняет это химия? Поможет ли она нам выбрать из бесчисленного множества уравнений правильное? Она говорит, что в этом уравнении фактически заложены *две реакции*. Одна из них — окисление сульфида свинца PbS (степень окисления серы -2) до сульфата PbSO_4 (степень окисления серы $+6$). Значит, необходимо от каждого атома серы отнять 8 электронов ($\text{S}^{-2} - 8e \rightarrow \text{S}^{+6}$), и для этого требуются четыре атома кислорода ($4\text{O}^{-2} \rightarrow 4\text{O}^0 = 2\text{O}_2$). Однако в условиях реакции одна молекула озона может дать только один «активный» атом кислорода: $\text{O}_3 = \text{O}_2 + \text{O}$, что известно химии, но неизвестно математике! Следовательно, для окисления одного моля PbS необходимо четыре моля O_3 , но никак не два (как написано выше в первом, «простейшем» уравнении). Итак, правильное с химической точки зрения уравнение записывают так:



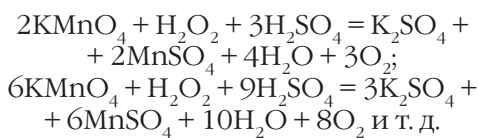
А какая вторая реакция была заложена в этом уравнении? А вот какая: это реакция возможного разложения озона с образованием кислорода: $2\text{O}_3 = 3\text{O}_2$. В условиях проведения реакции этот процесс может не идти, но «математика» об этом ничего не знает. Так вот, если все коэффициенты в двух последних уравнениях умножить на произвольное число, а потом полученные уравнения сложить, мы и получим бесчисленное множество не сводящихся друг к другу уравнений. Хотите получить приведённое выше уравнение с семёркой при PbSO_4 ? Пожалуйста: умножаете все коэффициенты в уравнении $\text{PbS} + 4\text{O}_3 = \text{PbSO}_4 + 4\text{O}_2$ на 7, а в уравнении $2\text{O}_3 = 3\text{O}_2$ на...–8! Не верите — проверьте.

Какой из этого можно сделать вывод? Если одновременно идут две реакции — окисление озона сульфида свинца

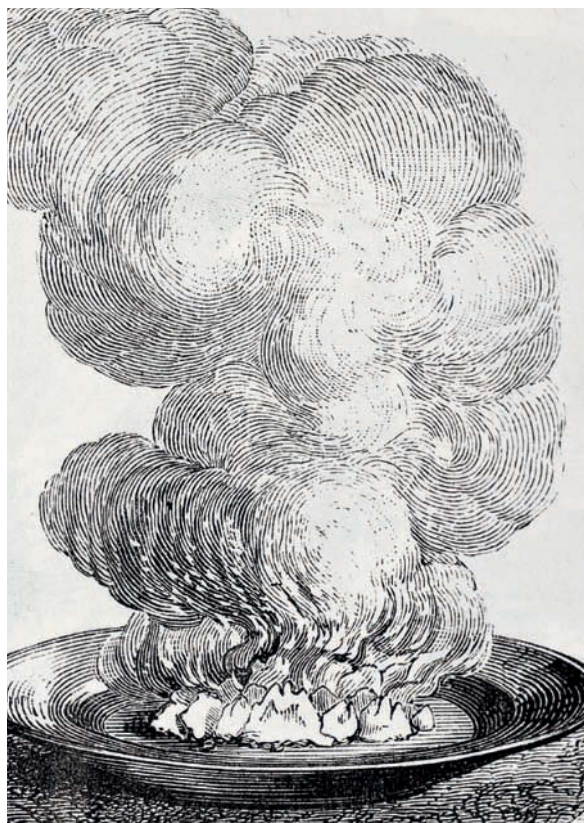


и разложение озона, то суммарный процесс будет нестехиометрическим: по каждому из двух возможных направлений реакция может протекать и на 5, и на 50, и на 90%! Бывают и такие реакции, которые могут идти одновременно более чем по двум направлениям. Понятно, что подбирать коэффициенты в таких случаях не имеет смысла. Однако их можно проставить на основании эксперимента. Например, при разложении (пирролизе) октана при температуре 800 °С из 100 молекул исходного вещества (C₈H₁₈) получается в среднем 29,5 молекулы водорода H₂, 41,8 молекулы метана CH₄, 0,6 молекулы этана C₂H₆, 71,2 молекулы этилена C₂H₄, 37,5 молекулы пропилена C₃H₆, 8,4 молекулы бутена C₄H₈ и 41,8 молекулы углеводородов с пятью и большим числом атомов углерода. Можно попробовать написать соответствующее уравнение и даже подобрать к нему коэффициенты, но так никто не поступает. Ведь изменив условия процесса, мы изменим соотношение множества одновременно идущих реакций, и наши коэффициенты окажутся неверными. Поэтому химики-технологи просто записывают в таблице, сколько процентов каждого продукта получилось в ходе реакции при данных условиях. И если нужен только один продукт, стараются так изменить условия проведения реакции (изменяя температуру, давление, подбирая катализатор), чтобы этого продукта получилось как можно больше.

Ещё один пример такого рода — для реакции, которая используется в аналитической химии для количественного определения пероксида водорода с помощью перманганата калия в кислой среде. Использование алгебраического метода приводит к бесконечному числу не сводящихся друг к другу уравнений, например:

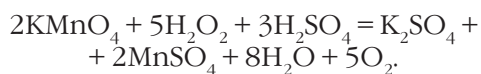


Однако химики-аналитики хорошо знают, что в этой реакции на 2 молекулы



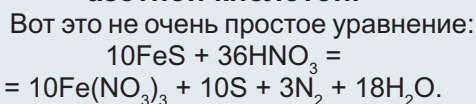
Химическая реакция. Старинная гравюра. 1873 г.

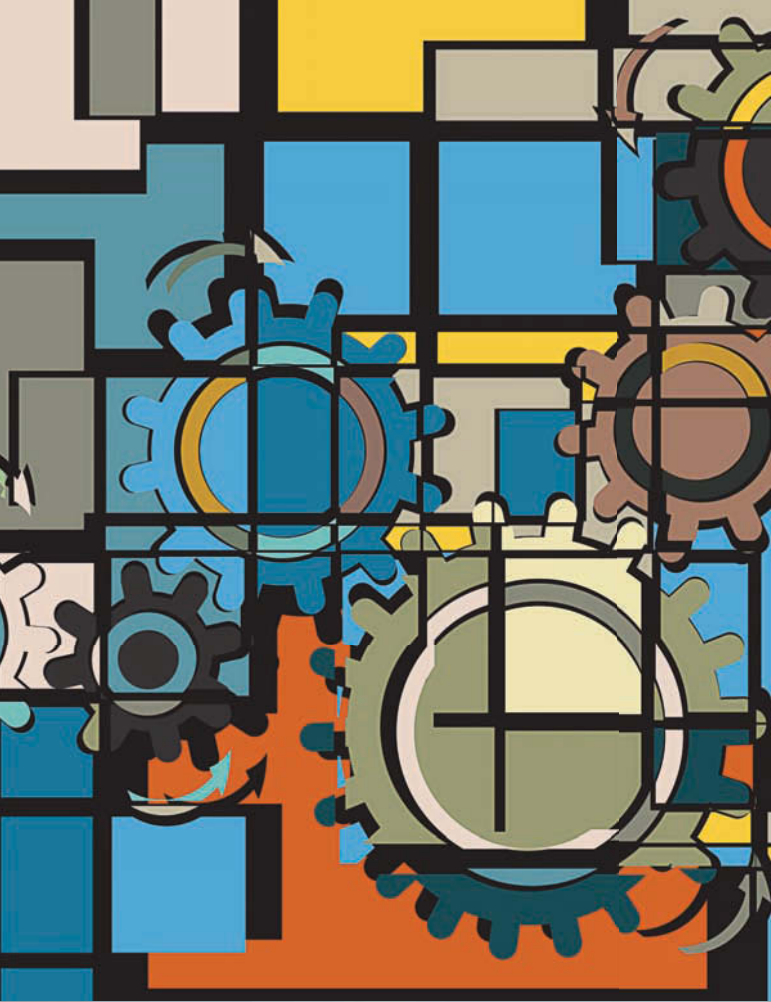
KMnO₄ всегда расходуется ровно 5 молекул H₂O₂ в соответствии с уравнением



Из бесконечного числа уравнений это — единственно правильное. Очевидно, «математика» (и компьютер) в подобном случае бессильна. Но вы сможете правильно подобрать коэффициенты методом электронного баланса (нужно только понять, что в H₂O₂ степень окисления кислорода равна –1). Попробуйте!

Ответ к задаче о реакции окисления сульфида железа азотной кислотой.







ПОЧЕМУ И КАК ИДЁТ РЕАКЦИЯ



Почему и как идёт реакция

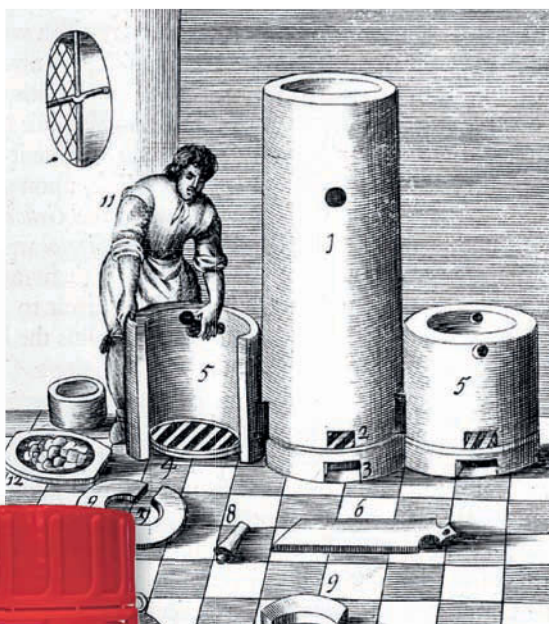
Умеют ли химики предсказывать

Допустим, химик узнал, какие элементы и в каком соотношении содержатся в данном веществе; узнал он также, в каком порядке они соединены друг с другом. Сможет ли он теперь самостоятельно получить это вещество? Эта задача похожа на такую: человек знает, сколько деталей и какие именно есть в его будильнике. Сумеет ли он самостоятельно сделать точно такой же будильник? И в какой срок? Понятно, что это зависит не только от того, учился ли человек часовому делу, но и от того, имеются ли у него нужные детали. Если часовой мастер опытный, а все детали, как в конструкторе, у него

есть в готовом виде, дело пойдёт быстро. А если ему самому нужно будет вытачивать все оси и шестерёнки? Условия можно усложнить: даже металла у мастера нет, он должен сначала найти подходящую руду, построить печи для выплавки чугуна и стали, изготовить металлообрабатывающие станки... В общем, самому пройти весь путь развития техники!

Примерно в таком же положении были алхимики, а затем и первые химики: почти всё они должны были изготавливать для себя самостоятельно. С развитием промышленности химики могли кое-какие вещества покупать уже в готовом виде, а в учебных лабораториях (они появились только в середине XIX в.) осваивать под руководством опытных преподавателей премудрости химического синтеза, способы очистки веществ, методы превращения одних соединений в другие. За последние полтора века химики разработали массу способов и приёмов для осуществления самых разнообразных превращений. Многие сотни реакций носят имена химиков, впервые их разработавших. Теперь химик в своей лаборатории может достаточно быстро «собрать будильник», даже если это новая, изобретённая им модель. А школьник может провести сотню простых экспериментов, руководствуясь набором «Юный химик».

В настоящее время на химических заводах, а также в специальных лабораториях производятся тысячи разнообразных химических веществ — «заготовок», из которых химики синтезируют различные соединения. Одни из них требуются тоннами и даже миллионами тонн, потому что они нужны для получения синтетических тканей, моющих веществ, средств защиты растений и множества других товаров. Другие нужны



Атанор — специальная алхимическая печь.
Гравюра 1683 г.

«Сигма Олдридж» — крупнейший производитель химических реагентов.



в количестве нескольких граммов или даже миллиграммов, если речь идёт, например, о некоторых биохимических или радиоактивных препаратах. Так, крупнейшая компания по производству химикатов «Sigma-Aldrich» принимает заказы на поставку десятков тысяч разнообразных соединений — от редких металлов в самых разных видах (порошок, гранулы, проволока, растворы и т. п.) до реагентов для мытья химической посуды. В хорошей лаборатории на полках, в шкафах, на складе есть почти все «запчасти», которые нужны для работы по данной тематике. И конечно, имеется необходимое оборудование — от пробирок до сложнейших приборов.

Для чего химикам нужны разные вещества, понятно — чтобы синтезировать из них другие, до этого не существовавшие. Например, новые лекарства, или моющие средства, или пластмассы, которые после использования не загрязняют окружающую среду на свалке, а будут быстро «съедены» микроорганизмами. А для чего нужно дорогостоящее оборудование — сложнейшие приборы, которых не было не то что у Ломоносова, а ещё 20—30 лет назад? Эти приборы умеют многое: они способны быстро проанализировать состав вещества, установить строение молекул, проследить за ходом химической реакции, даже если она идёт очень быстро. И всё это необходимо для того, чтобы узнать закономерности, которым подчиняются химические реакции, и предсказать возможность получения новых веществ с нужными свойствами. Не зная закономерностей протекания химических реакций, химик будет работать вслепую, наугад. И скорее всего, не сможет достигнуть желаемого результата.

Чтобы управлять работой большого завода, необходимо знать во всех подробностях, что происходит в каждом его цехе. Так же и в химии: чтобы управлять химической реакцией, нужно знать, что происходит с атомами и молекулами в процессе превращения исходных реагентов в продукты реакции. В некоторых случаях реакция может идти «в обе стороны»: $A + B \rightleftharpoons C + D$, где буква-

ми А и В обозначены реагенты — исходные вещества, а буквами С и D — продукты реакции. Такие реакции называются обратимыми. Обратимая реакция не доходит до конца, то есть исходные вещества не переходят в продукты на 100%, а лишь, например, на 70 или даже всего на 5%. В других случаях реакция идёт только «слева направо». Такие реакции называются необратимыми. А многие вещества вообще между собой не взаимодействуют. Почему так происходит? Нельзя ли узнать заранее, не проводя никаких опытов, пойдёт ли реакция? А если пойдёт, то пройдёт ли до конца или остановится, едва начавшись? Понятно, что такие вопросы исключительно важны для химиков.





Химическая лаборатория. 1897 г.

Некоторые реакции сравнительно легко «повернуть вспять». Например, при высокой температуре идёт реакция $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$, а при низкой — обратная ей реакция $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$. При горении водорода образуется вода: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$. Но если воду (в виде её паров) очень сильно нагреть, она снова разложится на водород и кислород. Эти же газы можно получить, если через воду при обычной температуре пропустить постоянный электрический ток. Значит ли это, что любую реакцию, изменив условия, можно заставить идти в обратном направлении?

Возьмём в качестве примера горение обычной спички. Вот ею чиркнули о коробок. Появился пламя, запахло «серой». При горении произошла химическая реакция (на самом деле не одна реакция, а много). Процесс начался под действием трения, когда спичкой чиркнули о коробок. Сначала загорелся красный фосфор, который был на спичечной коробке. Фосфор, дающий при горении высокую температуру, поджжёт смесь серы и бертолетовой соли в спичечной головке, а головка уже подожгла древесину, пропитанную около головки воском, чтобы она лучше загоралась. Вместо сгоревшей спички остался уголь; кроме него образовались и не видимые глазом новые вещества: сернистый газ, углекислый газ.

Можно ли из всех этих веществ снова получить спичку? Очевидный ответ — нельзя. Нельзя заставить идти «справа налево» и каждую из прошедших реакций, например горения фосфора: $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$. Эта реакция необратимая.

Почему так происходит? Можно ли здесь выявить какие-то закономерности? Как мы знаем, общим для всех химических реакций является неизменность атомов. Они лишь переходят в ходе реакции от одного вещества к другому. В реакции горения спички (вернее, в реакциях, так как их много) все атомы, которые были в составе спички, перешли в продукты реакции. При этом общее число атомов каждого химического элемента (водорода, кислорода, углерода, серы и других) в составе спички в точности равно числу атомов этих элементов в продуктах горения. Например, все атомы хлора в составе бертолетовой соли (хлората калия KClO_3) перешли в один из продуктов реакции — хлорид калия KCl ; в него же, скорее всего, перешли и все атомы калия. А при сгорании серы все её атомы перешли в состав сернистого газа: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ (этот газ — один из основных компонентов неприятного запаха сгоревшей спички), а атомы фосфора перешли в состав его оксида.

А что происходит при горении основной массы спички, состоящей в основном из целлюлозы? Целлюлоза имеет



При зажигании спички происходит несколько различных реакций.

состав $C_6H_{10}O_5$. Известно, какие продукты образовались при её сгорании — это вода, углекислый газ и уголь. Нетрудно записать уравнение реакции горения целлюлозы и подобрать к нему коэффициенты: $C_6H_{10}O_5 + 6O_2 = 6CO_2 + 5H_2O$. Очевидно, что и эта реакция необратимая: из углекислого газа и воды, как эту смесь ни нагревать, чем бы ни облучать, целлюлозу не получишь! Значит, «правильно» записанное (то есть с выполнением закона сохранения атомов) уравнение реакции ничего не говорит о том, будет ли она обратимой или нет. Не говорит оно и о том, возможна ли данная реакция.

Итак, прежде чем взяться за получение новых веществ, химикам необходимо было научиться кое-что предсказывать. И тут возникают вопросы двух типов. Первый из них такой: можно ли узнать теоретически, не проводя экспериментов, возможна ли данная реакция, пойдёт ли она, если смешать те или иные реагенты? И что нужно сделать, чтобы она пошла (можно, например, изменить давление и температуру, вводить катализаторы, освещать смесь ультрафиолетом...)? Требуется также знать, пройдёт ли реакция до конца или остановится вскоре после начала. А если остановится, то на какую глубину пройдёт при данных условиях.

А вот вопросы другого типа. Почему одни реакции идут очень быстро (многие реакции горения), другие — медленнее (растворение железа в кислоте) или даже очень медленно (превращение виноградного сока в вино или уксус, ржавление железа и др.)? Что можно сделать, чтобы ускорить нужные реакции, а ненужные замедлить? И наконец, самый сложный вопрос. Вот у нас есть точный план, молекулярная конструкция какого-то вещества. И мы знаем, как устроено вещество, которое нам нужно получить. Сможем ли мы его синтезировать и как? Сможем ли из природного газа метана CH_4 и кислорода воздуха O_2 получить очень важный для химической промышленности метиловый спирт CH_3OH ? Ведь это не детали в конструкторе, которые можно разъединить, а потом собрать из них что-то новое. Значит, реакции идут как-то иначе. А как?



Дело в том, что правильно расставленные коэффициенты в уравнении реакции (например, $C_6H_{10}O_5 + 6O_2 = 6CO_2 + 5H_2O$) ничего не говорят о *механизме* процесса. Они показывают только, в каких соотношениях вступают в реакцию исходные вещества и образуются продукты реакции. Самый же трудный вопрос, который может возникнуть по поводу реакции горения целлюлозы (а также почти любой другой реакции), заключается в том, каким же образом исходные вещества (реагенты) превращаются в продукты реакции. Каков их механизм? Можно ли указать, какой атом куда «пошёл» и какими путями к своей цели «пришёл»? Что происходит в тот промежуток времени, когда исходные вещества превращаются в продукты реакции? В ходе любой химической реакции изменяется взаимное расположение атомов, то есть порядок, в котором они друг с другом связаны. Но что происходит с атомами, когда они переходят из одного вещества в другое? Как они «отсоединяются» друг от друга и соединяются вновь — уже в другом порядке?

Это чрезвычайно сложная задача, и для многих реакций она ещё очень далека от решения. А чем лучше мы будем

знать подробности данной реакции, тем легче сможем управлять ею. «Управлять» горением спички, возможно, и не так уж важно. А вот знать, что происходит в цилиндре двигателя, когда в нём сгорают пары бензина или дизельного топлива, обязательно.

От правильного ответа на все эти вопросы зависит успешность работы современного химика. Понятно, что он не будет даже думать о том, как превратить свинец в золото, поскольку такие превращения в химии запрещены. А вот можно ли из метана и кислорода получить метиловый спирт, то есть провести реакцию $2CH_4 + O_2 = 2CH_3OH$? А из воды и углекислого газа сделать глюкозу? Последний вопрос — не шутка. Ведь растения в процессе фотосинтеза это делают! А также синтезируют из глюкозы целлюлозу. Однако химики знают, что, смешав в нужных пропорциях воду и углекислый газ, им не удастся провести реакцию образования глюкозы $6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2$, как бы они эту смесь ни грели, каким бы светом ни освещали, какие бы катализаторы ни вводили. Значит, нужно выяснить, как же растения это делают! То же справедливо и для всех других реакций.

Химическая лаборатория Международного независимого эколого-политологического университета, Москва.

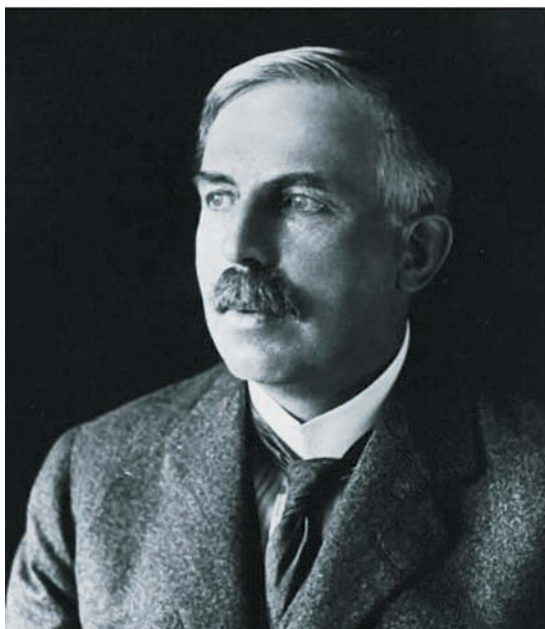




Дистилляция – один из методов получения очищенных жидкостей.

Начнём с первого вопроса: можно ли предсказать теоретически, пойдёт ли данная реакция? Другими словами, почему идут реакции, что является их движущей силой? Зная это, можно заранее сказать, пойдёт ли реакция, если смешать конкретные вещества, а также при каких условиях (температура, давление и т. п.) их нужно смешивать. В былые времена химики могли ответить на такой вопрос лишь на основании опыта — и только для данной конкретной реакции. Сначала они узнавали, идёт ли реакция, и, если идёт, анализировали состав продуктов. Смотрели, что изменится, если повысится или понизится температура и давление, что получится, если реакционную смесь осветить ярким солнечным светом. Понятно, что для каждого случая нужно было заново всё проверять.

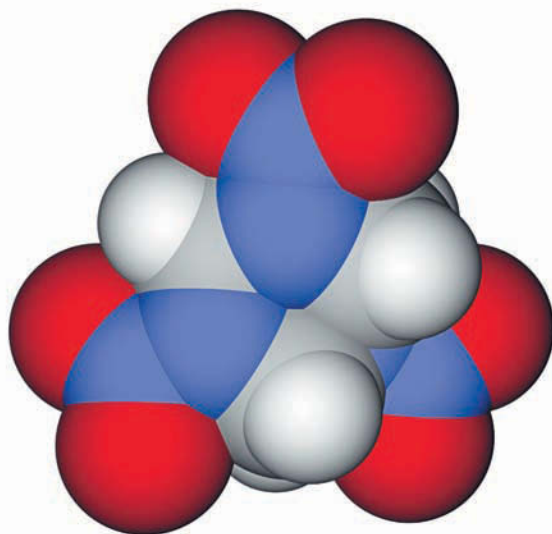
Часто химики действовали по аналогии — на основании своего предыдущего опыта или процессов, описанных коллегами в научных журналах или в личных письмах (когда-то личная переписка между учёными была важной частью научной работы). Соответственно, учебники химии несколько напоминали учебники ботаники или зоологии:



Э. Резерфорд, английский физик, лауреат Нобелевской премии по химии 1908 г.

сплошное описание. Один из учеников Эрнеста Резерфорда физик Давид Шёнберг писал о том, что Резерфорд делил науку на физику и собирание почтовых марок. Но, по мнению Резерфорда, «собирание марок» могло перерасти в «физику», то есть в науку, если накапливалось достаточно много фактов и наблюдений. Химию Резерфорд относил также к собиранию марок (хотя Нобелевскую премию он получил именно по химии). Представляя однажды аудитории знаменитого голландского учёного и своего друга Питера Дебая, Резерфорд сказал почти серьёзно: «Хотя он и химик, но неплохой парень».

В отличие от физики (не говоря уж о математике), в химии в течение длительного времени не было чётко установленных закономерностей. А для тех, что были, существовало множество «исключений из правил». К сожалению, именно так видят сейчас химию многие школьники и даже студенты. Не было непреложных законов (если не считать закон сохранения вещества), которые бы указывали путь к новым открытиям. В этом смысле химия действительно скорее походила на ботанику. И все



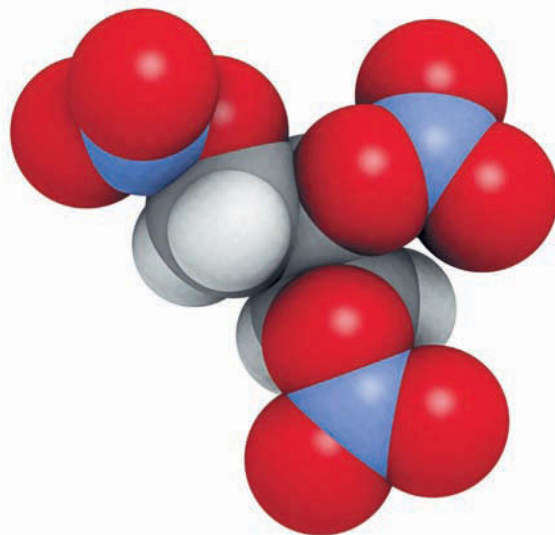
Модель молекулы гексогена $(\text{CH}_2)_3\text{N}_3(\text{NO}_2)_3$.

эти исключения нужно было, как прилежному ученику, зазубривать наизусть. Правда, есть люди с так называемой «врождённой грамотностью», которые руководствуются скорее интуицией, чем правилами, и не делают в письме ошибок. Так и среди химиков были учёные, которые интуитивно чувствовали, каким способом можно превратить одно вещество в другое, где может скрываться что-то новое.

Постепенно химики научились проводить многостадийные и очень трудоёмкие синтезы, чтобы из некоторого исходного вещества путём длинной цепочки превращений получить конечное



Минерал боксит.



Модель молекулы нитроглицерина $\text{CHONO}_2(\text{CH}_2\text{ONO}_2)_2$.

вещество. Со временем химикам стала помогать теория, и они могли действовать более целенаправленно.

Первой наиболее общей теорией, которая показала, какие реакции возможны, а какие нет, стала химическая термодинамика — наука о превращениях друг в друга различных видов энергии, и прежде всего — тепловой (само название этой науки возникло от греческих слов *thérmē* — «жар», «тепло» и *dýnamis* — «сила»). Все вещества и их смеси имеют разный запас энергии. Много энергии запасено в нитроглицерине, в порохе, в смесях горючих веществ с кислородом. Эту энергию можно получить и использовать. При этом образуются вещества с более низким запасом энергии — азот, углекислый газ, вода. Очень мало энергии запасено в большинстве минералов, поэтому они и могут существовать без изменений миллионы (а некоторые — и миллиарды) лет. Возьмём оксид алюминия Al_2O_3 (в природе минерал боксит). Никакой энергии из него не получишь. Наоборот, чтобы выплавить из боксита алюминий, необходимо затратить огромное количество энергии: 54 миллиона килоджоулей на каждую тонну. А теперь возьмём природный газ метан CH_4 . Почему его добывают в огромных количествах и транспортируют по трубам на большие расстояния?

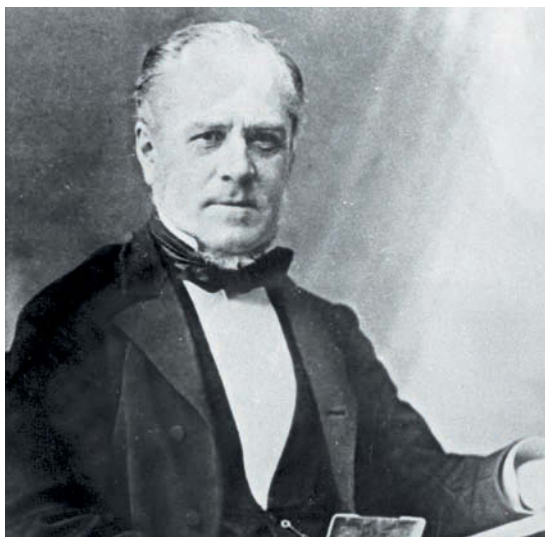


М. Бертло, французский химик.

Потому что в метане (вернее, в его смеси с кислородом или с воздухом) запасено очень много энергии: 55 000 кДж/кг! Эта энергия используется и для приготовления каши на кухонной плите, и для выработки тепла и электричества на ТЭЦ. Много энергии заключено в ацетилене, бензине, других горючих веществах.

В середине XIX века считали, по аналогии с механикой, что движущая сила реакции — её стремление к состоянию с наименьшей энергией. Как камень на вершине горы «стремится» к её подножию, где его энергия меньше, так и вещества с большим запасом энергии «стремятся» превратиться в вещества с меньшей энергией. Действительно, в любой экзотермической реакции (это реакции с выделением теплоты) запас химической энергии у продуктов меньше, чем у исходных веществ. Например, в реакции горения метана $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ запас энергии у молекул CO_2 и H_2O намного меньше, чем у смеси CH_4 и O_2 . Аналогично и камень у подножия горы имеет меньшую энергию, чем на её вершине, потому он легко сам скатывается к подножию горы, но не может самопроизвольно (то есть под действием только тепловой энергии) взобраться на её вершину.

Используя эту механическую аналогию, французский химик Марселен Бертло (1827—1907) и датский химик



Ю. Томсен, датский химик.

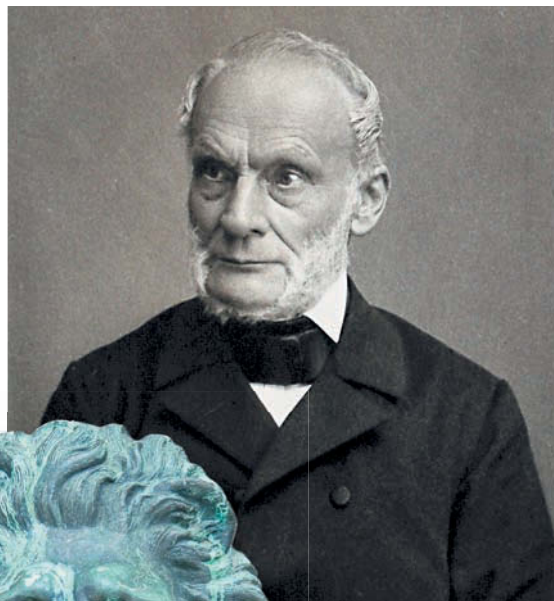
Юлиус Томсен (1826—1909) сформулировали такой принцип: если химическая реакция может идти в разных направлениях, то она «выбирает» такое из них, где выделяется наибольшее количество энергии. С позиции здравого смысла этот принцип не вызывал возражений. Однако впоследствии стало очевидным, что он ошибочен! Например, смесь азота и кислорода при высокой температуре «выбирает» наименее выгодный с точки зрения энергии путь — превращение



Тушение пожара после взрыва природного газа.

в NO. Более того, фактически все эндотермические реакции, например разложение гашёной извести: $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$, противоречат принципу движения системы в сторону уменьшения химической энергии. В эндотермических реакциях энергия продуктов (в данном случае CaO и H_2O) выше, чем у исходных веществ. Со временем выяснилось, что направление реакции определяется не только энергией, но и энтропией. Это слово придумал в 1865 году один из создателей термодинамики немецкий физик Рудольф Клаузиус (1822—1888) — по аналогии со словом «энергия». В обоих словах — греческие корни: в «энергии» — $\epsilon\nu\epsilon\rho\gamma\epsilon\iota\alpha$ («действие»), в «энтропии» — $\tau\rho\acute{o}\rho\omicron\varsigma$ («поворот», «направление»).

Энтропия — мера беспорядочного движения атомов и молекул. Она равна нулю в идеально построенном кристалле при абсолютном нуле (когда все атомы выстроены в идеальном порядке). При повышении температуры атомы в кристаллической решётке начинают совершать всё более сильные колебания, и энтропия кристалла постепенно растёт. Очень сильное увеличение энтропии происходит при плавлении и особенно при испарении вещества — ведь в газе движение молекул наименее упорядоченное. Сильное увеличение энтропии происходит и при растворении кристаллического вещества (пропадает строгий порядок в кристалле), а также при образовании в химических реакциях газов из твёрдых или жидких веществ. Именно увеличение энтропии «помогает» растворению кристаллов нитрата аммония NH_4NO_3 , так как в растворе ионы NH_4^+ и NO_3^- , в отличие от кристалла, движутся довольно хаотично, неупорядоченно. И кристаллы этого вещества (аммиачной селитры) очень легко растворяются, хотя этот процесс настолько невыгоден энергетически, что растворение сопровождается очень сильным охлаждением — тонкостенный стакан с холодной водой, в которой растворяют селитру, может примёрзнуть к мокрой деревянной подставке!



Р. Клаузиус,
немецкий физик,
автор термина
«энтропия».



Пatina на бронзе.

Законы термодинамики помогли химикам выяснить, какие процессы возможны, а какие запрещены. Но далеко не всегда термодинамически возможная реакция идёт на самом деле. Вот, например, лежит кусок графита. И будет лежать он до скончания века, и ничего с ним не произойдёт. А ведь с точки зрения термодинамики реакция графита с кислородом воздуха $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ весьма благоприятна: и энергия в этой реакции выделяется (запас энергии у продукта меньше, чем у реагентов), и энтропия немного увеличивается. В чём тут дело?

Некоторые термодинамически возможные реакции идут быстро (или даже очень быстро). Если кинуть кусочек мела в уксус, сразу раздастся сильное шипение — это выделяются пузырьки углекислого газа, а кусочек мела через несколько минут исчезнет. Ещё быстрее растворится мел в соляной кислоте. Если капнуть иодной настойкой на раз-

резанную картофелину, моментально появляется синее окрашивание: это иод быстро прореагировал с крахмалом. Другие реакции идут медленно (или очень медленно). Например, на медных и бронзовых предметах постепенно, иногда в течение десятков и сотен лет, появляется зеленоватый или чёрно-коричневый налёт — патина. Это результат химической реакции меди с компонентами воздуха — кислородом, углекислым газом, водяным паром. Ещё медленнее идут многие реакции образования минералов, например горного хрусталя или агата.

Термодинамика, отвечая на вопрос о *принципиальной возможности* той или иной реакции, не может ответить на вопрос, пойдёт ли реакция *на самом деле* при определённых условиях. И если пойдёт, то с какой скоростью. Знать же это химику крайне необходимо. Он не может ждать тысячелетиями «принципиальной осуществимости» реакции. Химики должны уметь по своему желанию замедлять реакции, которые идут слишком быстро, и уско-

рять те, которые идут недопустимо медленно. Как этого достичь в каждом конкретном случае?

Отвечает на подобные вопросы другая наука — химическая кинетика (слово происходит от греческого *kinētikós* — «приводящий в движение»). Это наука о *механизмах химических реакций*, о том, каким конкретно способом атомы в исходных веществах перестраиваются в атомы продуктов реакции. Задача эта чрезвычайно сложная и для многих реакций нерешённая. Химическая кинетика отвечает на вопрос, как идёт реакция, какими способами на неё можно воздействовать. Для такого воздействия химики могут изменить температуру, количества реагентов в единице объёма (то есть давление или концентрацию), ввести в реакцию специальные вещества, которые сами не расходуются, но могут сильно ускорять или замедлять реакцию. Такие вещества называются катализаторами (они реакцию ускоряют) и ингибиторами (они реакцию замедляют). Но прежде всего необходимо изучить механизм реакции.

Реакция иода с крахмалом.



Почему и как идёт реакция

Что такое механизм реакции

Когда во второй половине XIX века восторжествовала атомно-молекулярная теория, стало понятно, что многие химические реакции идут путём «перестановки атомов» в молекулах — примерно как в игре в слова, когда перестановкой букв получают новое слово или несколько слов. Такая перестановка букв может быть очень простой, например кот \rightleftharpoons ток, а может быть и посложнее, например апельсин \rightleftharpoons слипань. «Химический ана-

лог» этой игре — реакции изомеризации, например $\text{CH}_3\text{-N=O} \rightarrow \text{CH}_2\text{=N-OH}$. Бывает также, что атомы из одного соединения переходят в другое и наоборот, комбинируясь сложным образом, и при этом получаются два новых вещества. На примере игры в слова это можно проиллюстрировать так: я + матушка \rightleftharpoons яма + тушка; или як + олово \rightleftharpoons воля + око. (Можете сами попробовать сочинить такие «словесные реакции».) Если бы буквы действительно могли сами передвигаться, было бы интересно проследить, как распределились три буквы «о» в слове «олово» между словами «воля» и «око» — какие буквы на какое место встали. А ведь атомы в молекулах — те же буквы в словах! И так же, как буквы не могут встать в слове в любое произвольное место, так и атомы занимают свои места в молекулах и меняют своё место в них в соответствии со строгими законами.

Современный химик имеет в своём распоряжении атомы примерно сотни элементов. И во многих случаях он довольно хорошо представляет, каким образом можно произвести «пересортировку» атомов, чтобы они сами встали на нужные места, чтобы из одних веществ получить другие. Но вот как, какими путями атомы меняют своё местоположение, обычно не только не было известно, но и вопросы такие химики долгие годы даже не ставили. Потому что совершенно непонятно было, можно ли вообще это выяснить. Может быть, в ходе химической реакции, когда из сложного вещества А получается сложное вещество Б, атомы, из которых состоит вещество А, «рассыпаются», а затем соединяются в другом порядке? Ведь и ребёнок, соорудив какую-нибудь конструкцию из имеющихся в наборе деталей, может потом её полностью разобрать и построить



что-то другое. Не происходит ли нечто похожее и в ходе химической реакции? Но если какие-то атомы для построения из вещества А вещества Б не понадобились — куда они денутся? Или, наоборот, каких-то атомов не хватило — откуда их взять? Не можем же мы их, как детали конструктора, брать из «коробки» или класть туда за ненадобностью!

«Рассыпать» все атомы в исходных молекулах в принципе можно — для этого их следует нагреть до нескольких тысяч градусов. Но так никто ведь химические реакции не проводит: в большинстве случаев нет никаких шансов, что после охлаждения эта россыпь отдельных атомов сама собой соберётся в нужные химические продукты реакции.

Здесь аналогия с конструктором заканчивается. Практически никогда одни вещества не получают из других таким образом, чтобы исходные вещества распались на отдельные атомы, которые затем соединились бы в другом порядке. Невозможно представить себе, чтобы в ходе уже знакомой нам реакции изомеризации бутана в изобутан: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3 \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{CH—CH}_3$ сразу порвались все химические связи в молекуле бутана и образовались 13 новых

связей С–Н и С–С в молекуле изобутана. Значит, реакция идёт каким-то другим способом. Что же происходит с атомами С и Н исходного вещества, когда они превращаются в молекулы продукта? Узнать это очень непросто, и в большинстве случаев подобная информация вообще неизвестна! А знать её нужно, чтобы лучше управлять разными реакциями, в том числе и реакциями изомеризации, подобной приведённой выше. Ведь разветвлённые углеводороды имеют намного более высокое октановое число, чем неразветвлённые, и реакции изомеризации углеводородов проводят в огромных масштабах при изготовлении моторного топлива.

Вопрос о том, как происходят химические реакции (то есть вопрос об их механизме), — один из самых интересных и трудных в химии. И в очень многих случаях он до сих пор не решён. Эта задача исключительно сложна. Недаром за такие исследования не раз присуждалась Нобелевская премия по химии. Последний раз это произошло в 2007 году — за полную расшифровку механизма ряда реакций, в числе которых — важнейший промышленный процесс синтеза аммиака из водорода и азота: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$.





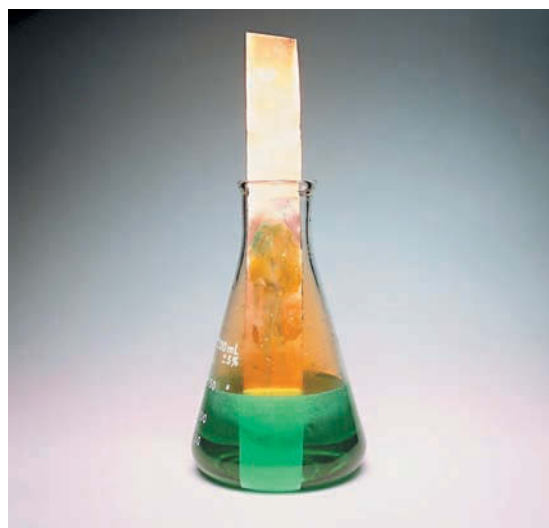
Колонна синтеза аммиака.

Попробуем проследить, как постепенно подходили химики к решению сложнейшей задачи изучения механизма реакций.

Сравнительно прост механизм «перестановки атомов» в некоторых реакциях изомеризации, когда несколько атомов в молекуле просто меняют своё положение в пространстве, без существенной перестройки «молекулярного скелета». Например, при нагревании или освещении ультрафиолетом малеиновая кислота $\text{HOOC}-\text{HC}=\text{CH}-\text{COOH}$ переходит в фумаровую, которая отличается только тем, что два атома H в ней находятся не по одну, а по разные стороны относительно двойной связи $\text{C}=\text{C}$. Более сложная перегруппировка атомов происходит в упоминавшемся опыте Вёлера, когда из неорганического цианата аммония (аммониевой соли циановой кислоты) он получил органическое вещество моче-

вину: $\text{NH}_4^+[\text{N}=\text{C}=\text{O}]^- \rightarrow \text{O}=\text{C}(\text{NH}_2)_2$ (когда в реакциях участвуют органические соединения, знак равенства в уравнении обычно заменяют стрелкой, в частности для того, чтобы не спутать его с двойной связью между атомами). Здесь два неравноценных атома азота в исходном веществе (один в составе катиона, другой — аниона) становятся одинаковыми в составе двух аминогрупп NH_2 . Переместиться должны и четыре атома водорода: раньше все они были связаны с одним атомом азота, теперь — с двумя.

Вот другой пример, в котором происходит не «перестановка» атомов в молекулах, а «путешествие» одного и того же атома из одних веществ в другие. Если растворить кусочек меди (Cu) в крепкой азотной кислоте, получится синий раствор нитрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и одновременно выделится ядовитый бурый газ — диоксид азота NO_2 . Будем понемногу добавлять к этому раствору соду. Сначала сода нейтрализует непрореагировавшую кислоту, а при дальнейшем добавлении соды из раствора выпадет осадок основного карбоната меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (кстати, такой же состав имеет и минерал малахит). В этот осадок перешли все атомы меди, в растворе её не осталось. Отфильтруем осадок и добавим к нему уксус. Осадок с шипением растворит-



Взаимодействие меди и серной кислоты H_2SO_4 .



Реакция мела с кислотой: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

В результате похожей реакции кислотные дожди разъедают известняк (мел).

ся: образовался раствор уксуснокислой меди (ацетата меди) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu}$. Опустим в этот раствор железный гвоздь. Он сразу начнёт покрываться красным слоем меди: более активный металл железо вытесняет из растворов менее активный металл медь. Мы снова получили те же самые атомы меди в виде простого вещества, которые у нас были вначале, но эти атомы совершили небольшое путешествие. Однако мы не знаем многих деталей этой реакции, например, каким путём атомы азота из молекул кислоты HNO_3 превратились в молекулы газа NO_2 .

То же можно сказать и о многих других реакциях, даже самых, казалось бы, простых. Вот одна из таких «простых» реакций: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$. Но простая она только с виду. Ещё в 1937 году профессор из Оксфорда Кеннет Бэйли написал о ней: «Уравнение реакции кислорода с водородом — первое уравнение, с которым встречается большинство начинающих изучать химию. Реакция эта кажется им вначале очень простой. Но даже и не новички в химии бывают

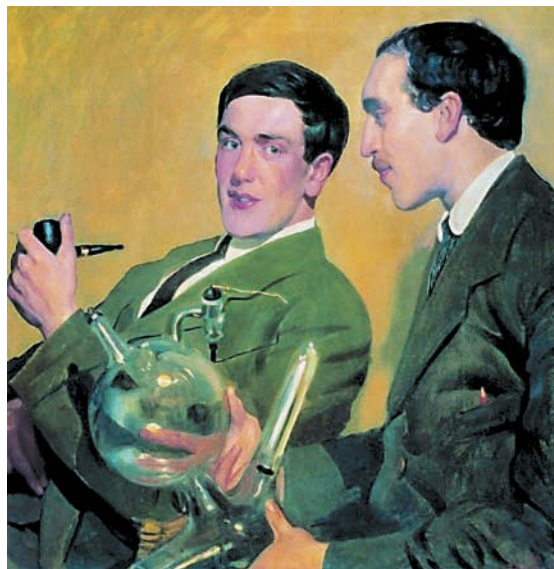
несколько поражены, увидев книгу с названием «Реакция кислорода с водородом», в которой более сотни страниц». Бэйли имел в виду книгу С. Н. Хиншелвуда и А. Т. Уильямсона, опубликованную в 1934 году; в ней 103 страницы. А спустя 12 лет, в 1949 году, была издана монография отечественных химиков А. Б. Налбандяна и В. В. Воеводского под названием «Механизм окисления и горения водорода», и в ней было уже 180 страниц. Значит, эта реакция настолько сложная, что о ней можно написать целые книги! Оказалось, что эта реакция происходит вовсе не в результате столкновения двух молекул H_2 и одной молекулы O_2 с образованием двух молекул воды. Такая «прямая» реакция очень невыгодна, так как требует слишком много энергии. На самом деле она идёт, как многие другие реакции, путём целой цепочки последовательных превращений, которые называются элементарными стадиями. И такой «обходной путь» намного быстрее приводит к цели. В каждой элементарной стадии участвуют очень активные

промежуточные частицы, время жизни которых измеряется тысячными, а то и миллионными долями секунды. Именно эти активные частицы, обладающие высокой реакционной способностью, определяют, с какой скоростью пойдёт реакция и к каким продуктам она в конечном счёте приведёт. Но когда реакция закончилась, этих частиц уже и след простыл. Поэтому в прошлом химики не только не видели этих частиц, но даже не подозревали об их существовании.

Реакция водорода с кислородом оказалась очень сложной. Но химики всё же сумели её «раскусить» и понять, что именно происходит с каждым атомом H и O. Хотя для этого потребовалась многолетняя работа большого коллектива исследователей. Здесь можно привести слова заместителя директора крупнейшего Института химической физики в Москве академика Н. М. Эмануэля: «Множество химиков нашего института годами изучали реакцию водорода с кислородом. И делали это вовсе не для того, чтобы разработать дешёвый способ получения воды. Данная реакция была модельной; на её примере мы смогли изучить механизм, тонкие детали более сложных реакций горения и применить эти знания на практике».



Работа химиков чем-то напоминает сборку конструктора.



Б. М. Кустодиев. Пётр Капица и Николай Семёнов. 1921 г.

Действительно, знать механизм реакции — значит, научиться управлять ею. Например, зная механизм отдельных стадий процесса горения, можно «собрать» весь процесс, то есть смоделировать пламя. А это очень важно для практики. Так, выяснение основных деталей механизма очень сложного процесса — сгорания бензина в цилиндре двигателя внутреннего сгорания — позволило синтезировать такие вещества, которые уже в небольших количествах помогают бензиново-воздушной смеси гореть спокойно, без взрыва. Эти присадки (их называют антидетонационными) позволили резко поднять качество бензина и увеличить мощность моторов. За работы по выяснению механизма реакций горения Николай Николаевич Семёнов и Сирил Норман Хиншелвуд в 1956 году были удостоены Нобелевской премии по химии.

Как же химики выясняют механизмы химических реакций? Один из самых старых способов — изучить, как влияют на скорость реакции температура и концентрация реагентов (для растворов) или давление (для газов). Оказывается, таким способом можно прийти к определённому заключению о механизме реакции. Используются и другие,

более «хитрые» методы. Например, сначала устанавливают, какое место в молекулах продуктов реакции занимают определённые атомы молекул исходных веществ. Известно, что растения синтезируют целлюлозу из молекул углекислого газа и воды, при этом они выделяют в воздух кислород. Спрашивается, откуда взялись атомы кислорода в выделяемых молекулах O_2 — из молекул CO_2 или из молекул H_2O , поступивших в растение?

В прошлом химики не знали, как это можно выяснить и разрешима ли вообще такая задача. Например, чуть ли не с алхимических времён была известна так называемая реакция этерификации — взаимодействие спирта с органической кислотой с образованием приятно пахнущих сложных эфиров (к ним относятся яблочная, грушевая, ананасная и другие эссенции). В случае, например, реакции этилового спирта C_2H_5OH с уксусной кислотой CH_3COOH отщепляется молекула воды и образуется сложный эфир — этилацетат, вещество с характерным запахом, которое широко применяется как растворитель:



Всё в этой реакции было понятно, кроме одного: отщепляется ли вошедшая в состав воды группа OH от спирта, а атом H от кислоты или наоборот?

Общий способ решения задач, подобных этой, предложил в 1913 году венгерский физикохимик и радиохимик Георг (Дьёрдь) Хевеши (1885—1966), которому в 1943 году была присуждена Нобелевская премия по химии. Хевеши использовал радиоактивные разновидности (изотопы) атомов какого-либо элемента, «подмешивая» их к обычному, нерадиоактивному веществу. И затем путём измерения радиоактивности он смотрел, куда и в каком количестве переместились эти «помеченные атомы». Метод так и называли: «метод меченых атомов».

Представляя Хевеши на церемонии награждения, секретарь Шведской академии наук профессор неорганической химии Арне Вестгрен так объяснил



Г. Хевеши, венгерский физикохимик и радиохимик, лауреат Нобелевской премии по химии 1943 г.

присутствовавшим суть метода. «Идея состояла в следующем. Поскольку химически невозможно отделить радиоактивный изотоп от его стабильного аналога, появляется возможность использовать эту его особенность, чтобы детально проследить за поведением данного элемента в ходе различных химических реакций и физических процессов. Радиоактивные атомы можно «опознать» по их излучению, а поскольку они являются неразлучными спутниками неактивных атомов того же элемента, они могут служить их маркерами. Для этой цели можно использовать исключительно малые количества радиоактивного маркера, поскольку интенсивность его излучения можно измерять с очень высокой точностью и таким образом обнаруживать вещество в невосомых количествах... Хевеши провёл также несколько исследований с радиоактивными атомами натрия и калия. Он изучил, каким образом физиологический солевой раствор, содержащий радиоактивный натрий, который был введён путём инъекции в организм человека, сначала распространяется по крови, а затем медленно проникает в клетки. Он изучил также, каким образом натрий выводится из ор-

ганизма. Спустя 24 часа после введения натрия кровавые тельца теряют примерно половину его количества».

В нашем случае, чтобы выяснить судьбу атомов кислорода в реакции этерификации (а также во многих других реакциях), необходимо найти способ «пометить» кислород, а после завершения реакции посмотреть, где обнаружится метка. Причём «метить» тот или иной элемент можно не только его радиоактивными, но и стабильными изотопами. Например, у кислорода есть три стабильных изотопа с массами 16, 17 и 18, причём кислорода-16 больше всего — 99,8%. Химические свойства этих разновидностей кислорода практически одинаковые, поэтому с помощью тяжёлого изотопа кислорода можно «пометить» то или иное вещество. Конечно, для этого нужно предварительно обогатить вещество тяжёлым изотопом, чтобы его было не 0,2%, а намного больше. И чтобы определить, куда направились

нерадиоактивные атомы кислорода-18, потребуются другие методы анализа. Подойдёт, например, масс-спектрометр, который позволяет «взвешивать» атомы и молекулы и таким образом определять, куда пошла метка. Именно таким образом химики, используя кислород-18, выяснили, что для молекулы воды в реакции этерификации группа OH отщепляется от кислоты, а атом H — от спирта: $C_2H_5O^*H + CH_3COO^*H = CH_3COO^*C_2H_5 + H_2O^*$ (значком * помечен тяжёлый кислород-18, а значком ° — кислород-16).

С помощью изотопной метки в молекулах воды выяснили также, откуда берётся кислород в процессе фотосинтеза: его источником является вода, а не углекислый газ, так как тяжёлый кислород из воды полностью переходит в кислород, а в целлюлозе его нет:

$CO_2 + H_2O^* = C_6H_{10}O_5 + O_2^*$. Понятно, что для этого исследования нужно было поливать растение не обычной водой, а особой, в которой много кислорода-18.

Масс-спектрометр.



Но мало узнать, какой атом на какое место встал в ходе реакции. Химики-кинетики стараются также «выловить» неустойчивые «осколки молекул» — промежуточные частицы, участвующие в реакции, установить их состав и строение, понять, какую роль они играют в механизме превращения. Химики и физики придумали много способов изучения промежуточных активных частиц. Один из них — «заморозить» такие частицы при температуре жидкого азота (-196°C) или жидкого гелия (-269°C), когда они теряют свою реакционную способность, и затем исследовать их строение с помощью различных приборов. Другой способ — сталкивать стабильные молекулы и активные частицы и смотреть, что с ними при этом происходит, во что они превращаются. В результате реакции, которые раньше химики полагали очень простыми, оказались на самом деле довольно сложными. Вот несколько примеров.

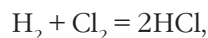
В конце XIX века немецкий химик Макс Боденштейн изучил реакцию паров иода с водородом при высоких температурах, а также обратную реакцию разложения иодоводорода. Он сделал вывод, что эти реакции простые: когда молекулы водорода H_2 сталкиваются с молекулами иода I_2 , образуются две молекулы иодоводорода: $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, а когда сталкиваются две молекулы HI , идёт обратная реакция. И в течение почти 80 лет химики считали, что именно так эти реакции и идут. Правда, если сделать модели этих молекул, хотя бы из пластилиновых шариков, то станет очевидно, что что-то тут не так, потому что атомы иода почти в пять раз больше атомов водорода! А потом выяснилось, что такая «прямая» реакция вообще запрещена законами квантовой химии. Детальное изучение этой реакции в середине 1960-х годов показало, что она идёт более сложным путём. Сначала молекулы иода при высокой температуре частично распадаются на атомы: $\text{I}_2 = 2\text{I}$, а затем два атома иода «растаскивают» молекулу водорода: $\text{I} + \text{H}-\text{H} + \text{I} = 2\text{HI}$. Кстати, и эта реакция идёт не сразу: промежуточно образуется частица IH_2 , а потом уже



Платиновый тигель используется для приготовления расплавов и других точных химических работ.

к ней подлетает второй атом иода, помогая первому разорвать прочную связь в молекуле $\text{H}-\text{H}$.

А вот более сложный механизм реакции водорода с хлором, которая с первого взгляда кажется очень похожей на предыдущую:



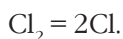
но идёт совершенно иначе. Продукт этой реакции — газ хлороводород, который при растворении в воде образует ту самую соляную кислоту, которая находится в желудке любого человека и помогает ему переваривать пищу. Реакция водорода с хлором идёт или при нагревании, или при освещении синим или ультрафиолетовым светом. И если нагревание или освещение будут слишком сильными, то смесь взорвётся (а вот смесь водорода с парами иода никогда не взрывается). Тот же Боденштейн в 1913 году обнаружил поразительный факт: на один квант света, поглощённый



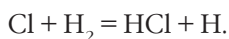
Горение водорода
в хлоре.

хлором (водород свет не поглощает), может образоваться до миллиона молекул продукта — хлороводорода! Для объяснения этого необычного факта был предложен (а затем доказан) цепной механизм реакции. Работает этот механизм так.

Под действием высокой температуры или света молекулы хлора распадаются на отдельные атомы:

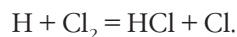


Атомы хлора намного более активны, чем молекулы, и легко «откусывают» от молекул H_2 атомы H . При этом образуется молекула продукта реакции — хлороводорода и ещё более активный атом водорода:



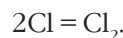
Атом водорода, как и атом хлора, «живёт» ничтожные доли секунды, поскольку он со всех сторон окружён

огромным количеством молекул хлора. Поэтому он немедленно отрывает от «первой встречной» молекулы Cl_2 атом Cl . При этом образуется ещё одна молекула хлороводорода и... снова появляется очень активный атом хлора!



Так возникает цепочка следующих друг за другом химических превращений. А может ли единственная распавшаяся на атомы молекула хлора «переработать» все находящиеся в реакторе реагенты — водород и хлор, превратив их, одну за другой, в хлороводород? Теоретически может, а практически нет. Рано или поздно активные частицы — атомы водорода и хлора — могут «прилипнуть» к стенке сосуда и «выйти из игры». В результате цепь обрывается. Это легко происходит при низких давлениях, когда частицы в газе пролетают значительное расстояние, не встречаясь с другими частицами. Если же давление велико, механизм обрыва другой: две активные частицы, столкнувшись, превращаются в неактивные молекулы.

Изучение зависимости скорости этой реакции от давления хлора и водорода подтвердило этот механизм, а также было доказано, что обрыв цепей происходит при встрече атомов хлора:



Поскольку активность атомов водорода и хлора очень велика, они без «задержки» реагируют почти сразу после своего образования. Но если ввести в реакцию даже самые малые количества веществ, способных реагировать с этими атомами так, чтобы новые активные частицы не возникали, то цепи начнут обрываться и реакция остановится. Таким веществом может служить кислород: реагируя с атомами водорода, он образует воду, а с атомами хлора даёт оксид хлора, не участвующий далее в реакции. Такие вещества, тормозящие или вовсе останавливающие реакцию, называются ингибиторами (от *лат.* *inhibere* — «сдерживать», «останавливать»).

Цепные реакции идут со взрывной скоростью во многих газовых смесях горючего вещества с кислородом или с воздухом. Взрыв происходит, например, при поджигании смеси природного газа с воздухом. Потому-то так опасны утечки этого газа: ведь поджечь «гремучую смесь» может даже крохотная искорка в выключателе, когда зажигают или тушат свет! Другие цепные реакции, идущие с регулируемой скоростью, могут принести пользу. По цепному механизму идут реакции синтеза многих полимеров, растворителей (в том числе ацетона), реагентов для получения моющих средств. Именно поэтому так много усилий было направлено на изучение механизма цепных реакций.

А вот ещё один очень важный пример сложного механизма реакции. Известно, что в живых организмах в «мягких» условиях (невысокая температура, атмосферное давление) быстро и легко протекают такие реакции, которые в промышленности удаётся провести с большим трудом. Например, в молекуле азота $N \equiv N$ тройная связь исключительно прочная, разорвать её очень трудно. Поэтому для того, чтобы связать атмосферный азот, превратить его в аммиак NH_3 , строят огромные колонны, в которых молекулы N_2 и H_2 превращаются в молекулы NH_3 при давлении 300 атмосфер и температуре 500 °С. Аммиак же нужен для производства удобрений, лекарств, полимеров и многих других веществ, содержащих азот. В то же время давно известно, что в природе в огромных количествах происходит биологическая азотфиксация — связывание атмосферного азота в аммиак (вернее, в ион аммония NH_4^+). Протекает этот процесс в микроорганизмах, которые называются азотфиксирующими; они обитают в почве, в особых клубеньках на корнях, а иногда и на стеблях бобовых растений. И эти организмы прекрасно справляются со своей работой при комнатной температуре и атмосферном давлении! Как же они это делают?

Главную роль в азотфиксации играет биологический катализатор — фермент, который называется нитрогеназой. Все

детали его работы пока неизвестны, но многое химики и биологи уже узнали. Стало очевидно, что при азотфиксации происходит множество реакций, потому что «напрямую» с молекулой азота не справиться. И как для исполнения симфонии требуется большой оркестр, каждый участник которого исполняет свою партию и при этом внимательно слушает других, так же и для расщепления молекулы азота необходима слаженная работа множества сложно устроенных биохимических механизмов. Прежде всего, оказалось, что нитрогеназа состоит из двух белков, содержащих атомы железа и молибдена, и имеет молекулярную массу около 300 тысяч! Но и это не всё. Для работы этого фермента требуется непрерывный приток энергии и электронов, которые поставляются другими молекулами. В свою очередь, этот приток обеспечивается процессами дыхания и брожения в микроорганизмах, а иногда — и за счёт солнечного света. То есть здесь работает целый биохимический завод! Если бы химики смогли воспроизвести в своих колбах этот процесс,



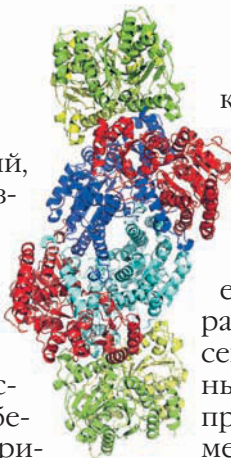
Колонна синтеза аммиака, построенная в 1921 г. фирмой BASF, ныне находится на территории университета г. Карлсруэ, Германия.

Нитрогеназа, мультифермент.
 Модель.

а также множество других реакций, управляемых ферментами, мир изменился бы до неузнаваемости!

В настоящее время механизм многих химических реакций изучен довольно подробно, хотя это потребовало длительных усилий больших коллективов исследователей. В 1986 году Нобелевская премия по химии была присуждена трём учёным «за изучение динамики химических реакций». Химическая динамика как раз изучает детальный путь превращения одних молекул и активных частиц в другие молекулы и частицы в ходе элементарной реакции. Такие исследования столь сложны, что член Шведской академии наук профессор Стуре Форсен сравнил работу химика с работой следователя. В своей вступительной речи на церемонии вручения премии он сказал:

В лаборатории компании «Сигма Олдридж».



«Вот перед нами пламя — маленькое повседневное чудо, которое многих не перестаёт удивлять и восхищать. Пламя — это химическая реакция с выделением тепла и света, которая в ходе истории человека изменила условия его жизни и сделала возможным развитие цивилизации даже в наших северных широтах. С другой стороны, пламя — химический процесс, продукты которого постепенно изменяют атмосферу нашей планеты и, скорее всего, будут изменять и её климат.

Горящее пламя — невероятно сложное явление. В процессе горения молекулы кислорода воздуха реагируют с углеродом и водородом в составе молекул органических соединений. При этом образуется множество первичных продуктов, которые часто нестабильны и обладают высокой реакционной способностью. В этих реакциях происходит отрыв атомов от исходных молекул. Продукты одной реакции становятся исходными реагентами для следующей реакции. Одновременно протекают де-





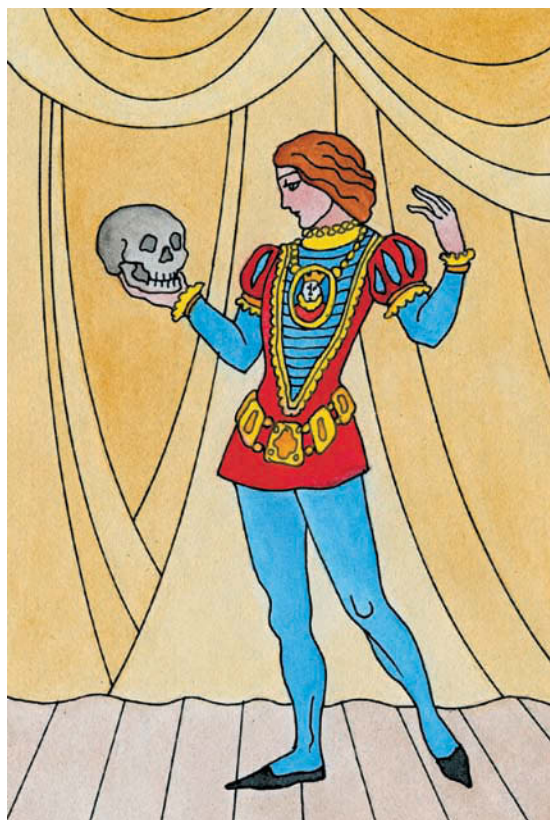
сятки или даже сотни межмолекулярных реакций. Выявление всех деталей подобных превращений представляет собой сложнейшую научную проблему.

А теперь представим себе, что мы выбрали для изучения только одну из многих химических реакций, которые идут в пламени. На первый взгляд может показаться, что это очень простая и понятная реакция. Но при более подробном рассмотрении окажется, что тайны Природы неуловимы и выбранная „простая” реакция всё равно оказывается сложной. Учёного, взявшегося за исследование наиболее тонких деталей превращения молекул в ходе химической реакции, ожидает множество трудностей. Собственно элементарный акт реакции — драматическое событие, происходящее за исключительно малый отрезок времени, который длится порядка миллионной доли от одной миллионной секунды. Такое время учёные называют пикосекундой. Но как вообще можно получить подробную информацию о том, что же происходит за такое короткое время? Помимо прочего, такая информация в значительной степени получена косвенным путем и основана на детальном анализе начальных условий данного процесса, а также его результатов. Возможно, читателю детекти-

вов понравится аналогия с концепцией „косвенных уликов” как способа доказать виновность подозреваемого.

Задачу, стоящую перед исследователем, можно сравнить с положением зрителя, которому показали сильно сокращённую версию какой-нибудь классической драмы, например „Гамлета”. Он увидел только начало первого акта и финал. Сначала на сцене появляются главные персонажи, затем занавес опускают, за ним меняются декорации, и, когда занавес снова поднимается, наш воображаемый зритель видит множество лежащих „мёртвых” персонажей, а также нескольких, оставшихся в живых. Для неискущённого зрителя непросто угадать, что же на самом деле произошло между началом и концом».

Химикам как раз и нужно «угадать», что же происходит за скрытым от их глаз «занавесом» химического процесса, каким конкретным путём атомы, входящие в молекулы исходных веществ, перестраиваются в молекулы продуктов реакции.



Почему и как идёт реакция

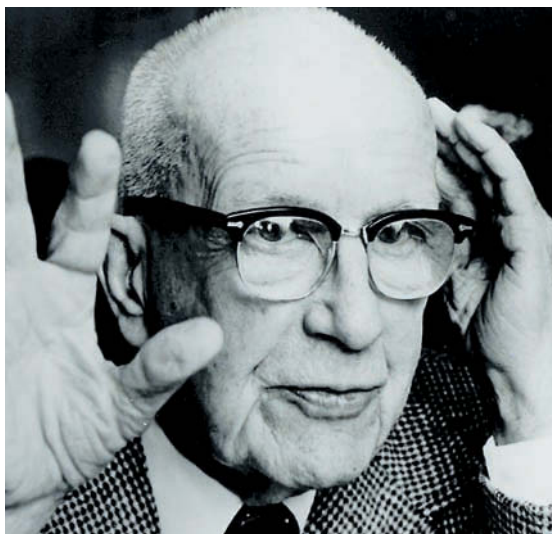
Как происходит горение

Когда горит свеча, мы тоже не видим, что происходит между «началом» и «концом» действия. Правда, мы видим колеблющееся пламя, как это видели миллиарды людей, жившие на Земле и живущие на ней сейчас. Но только наблюдая за пламенем, ничего нельзя сказать о том, что же там внутри происходит. Процессы, протекающие в пламени свечи, очень сложны, и их механизм стал проясняться только в последней четверти XX века. Исходные молекулы, из которых состоит горючее вещество свечи — парафин, слишком велики, чтобы, реагируя с кислородом, непосредственно превратиться в продукты реакции. Реакция горения, как и большинство других реакций, происходит многостадийно, при этом на каждой стадии разрывается и образуется лишь небольшое число химических связей. Таким образом, суммарный процесс горения состоит из множества последовательно протекающих элементарных реакций; в сумме эти реакции и образуют пламя. В ходе элементарных реакций образуются очень активные промежуточные частицы, например

атомы и «осколки» молекул. Живут эти частицы очень короткое время, концентрация их мала, поэтому обнаружить их, установить их химический состав и тем более изучить их свойства трудно. Чтобы обнаружить эти частицы и определить их концентрацию, пламя в разных его участках просвечивали лазерными лучами. И вот что выяснилось.

Парафин состоит из углеводородов. Типичным представителем этого класса соединений является октан C_8H_{18} . Его молекула содержит цепочку из соединённых друг с другом восьми атомов углерода (связи C–C), которые соединены также с атомами водорода (связи C–H). Когда свеча горит, молекулы углеводородов не могут достичь зоны горения, оставаясь целыми. Ещё «на подходе» к пламени они из-за высокой температуры расщепляются на осколки, без всякого участия кислорода. При этом от конца молекул отщепляются группы, содержащие два атома углерода, например $C_8H_{18} \rightarrow C_2H_5^* + C_6H_{13}^*$ (звёздочками отмечены активные осколки молекул). Далее от активных частиц могут отщепляться ато-





Р. Б. Фуллер — архитектор, по имени которого назван фуллерен.

мы водорода, и образуются соединения с двойными (C=C) и тройными (C≡C) связями. В пламени эти соединения могут вступать в дальнейшие реакции, в том числе такие, которые не были ранее известны химикам, например $\text{HC}\equiv\text{CH} + \text{O}^* \rightarrow \text{CH}_2^* + \text{CO}$, $\text{CH}_2^* + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}^* + \text{H}^*$. Этот процесс продолжается, пока из исходных молекул не образуются частицы C_2H_2 , C_2H , C_2 .

Самая горячая часть пламени имеет сине-голубой цвет, температура здесь достигает 1400 °С. В этой зоне светятся синим цветом возбуждённые частицы C_2 и CH . Если доступ кислорода в зону горения ограничен, то эти частицы не реагируют с кислородом с образованием конечных продуктов горения (CO_2 и H_2O), а собираются в агрегаты, состоящие из всё большего числа атомов углерода: $\text{C}_2\text{H} + \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_2 + \text{H}$, $\text{C}_2\text{H} + \text{C}_4\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2 + \text{H}$ и т. д. В результате образуются частицы сажи, имеющие форму крошечных шариков. При высокой температуре они дают хорошо светящееся пламя жёлтого цвета. В верхней части пламени свечи эти частицы полностью сгорают, поэтому свеча и не дымит. В ряде случаев происходит дальнейшее слипание этих частиц и образуются более крупные частицы сажи. Тогда пламя даёт чёрный дым. Так горит, например, резина. Чёр-

ный дым появляется, если в исходном топливе повышена доля углерода относительно водорода. С копотью горят скипидар $\text{C}_{10}\text{H}_{16}$, бензол C_6H_6 , ацетилен C_2H_2 . И наоборот: углеводороды с высоким содержанием водорода — метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} — горят при достаточном доступе воздуха почти бесцветным пламенем. Сравнительно недавно было обнаружено, что в копоти часто присутствуют пустые внутри шарообразные молекулы, состоящие из 60 атомов углерода; их назвали фуллеренами — в честь архитектора Ричарда Бакминстера Фуллера, который соорудил купола, похожие по строению на эти молекулы. Открытие этой новой формы углерода было ознаменовано присуждением в 1996 году Нобелевской премии по химии.

При недостаточном доступе воздуха к зоне горения частицы углерода при высокой температуре реагируют с молекулами воды и углекислого газа: $\text{C} + \text{CO}_2 = 2\text{CO}$ и $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$. В результате появляется очень опасный продукт неполного сгорания топлива — угарный газ CO . Его молекулы при вдыхании прочно связываются с молекулами гемоглобина крови, блокируя таким образом перенос кислорода из лёгких к тканям организма; человек «угорает», и, если ему вовремя не оказать помощь, наступает смерть от удушья. Коварность угарного газа в том, что он не имеет запаха (природный газ метан тоже не имеет запаха, но к бытовому газу специально добавляют сильно пахнущие соединения).

Химическое описание пламени осложняется тем, что при высокой температуре реакционноспособным становится даже обычно инертный азот воздуха (N_2), который, реагируя с кислородом при температуре выше 2000 °С, образует оксиды азота NO и NO_2 . Эти реакции, а также неполное сгорание, присутствие в топливе соединений серы приводят к загрязнению атмосферы и, кроме того, вызывают кислотные дожди. Поэтому изучение процессов, сопровождающих горение, позволяет регулировать пламя так, чтобы свести к минимуму вредные выбросы и разрабатывать вещества, делающие изделия негорючими.

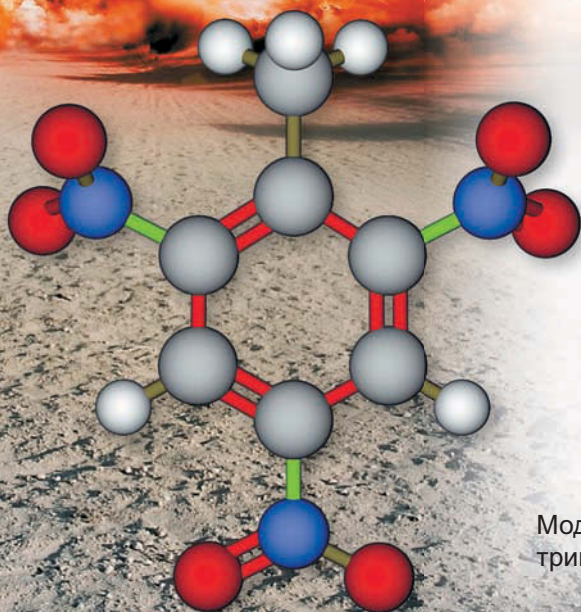
Почему и как идёт реакция

Взрывные реакции и взрывчатые вещества

Чтобы химическая реакция привела к взрыву, необходимо выполнение двух условий. Во-первых, реакция должна быть экзотермической, в ней должна выделяться тепловая энергия — и чем больше, тем лучше. Во-вторых, реакция должна пройти очень быстро (иначе выделяющаяся теплота успеет спокойно рассеяться в окружающем пространстве). Так, смесь водорода с хлором взрывается, если её выставить на прямой солнечный свет или если поднести к колбе горящий магний. Но если свет будет не очень ярким, реакция пройдёт совершенно спокойно. В ней выделится та же самая энергия, но не за сотую долю секунды, а за несколько часов, и теплота просто рассеется в воздухе. Не взрывается также смесь водорода с парами брома, хотя эта реакция экзотермическая, но идёт она сравнительно медленно даже при высоких температурах.

Итак, взрыв — это очень быстрое выделение энергии в ограниченном объёме. В этом случае происходит мгновенный нагрев и расширение воздуха, создаётся ударная волна, приводящая к большим разрушениям. Если взорвать динамит (без стальной оболочки) на Луне, где нет воздуха, последствия будут неизмеримо меньше, чем на Земле.

Взрывчатые вещества (ВВ) бывают двух типов. Молекулы одних ВВ сами способны разлагаться с выделением энергии. Эти молекулы часто содержат одновременно как «горючее» (атомы водорода, углерода), так и окислитель (чаще всего это атомы азота). К таким ВВ относится, например, тринитротолуол



Модель молекулы тринитротолуола.



(тротил, тол) $\text{CH}_3\text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3$, известный с 1863 года. Быстро, со взрывом разлагаться могут и другие соединения, например ацетилен, озон, оксиды хлора, пероксиды. Так, реакция распада ацетилен на простые вещества ($\text{C}_2\text{H}_2 = 2\text{C} + \text{H}_2$) сопровождается выделением очень большой энергии. Именно поэтому, в отличие от многих других газов, ацетилен никогда не закачивают в баллоны под большим давлением — это может привести к взрыву (в баллонах с ацетиленом этот газ растворён в ацетоне, которым пропитан пористый носитель).

В других ВВ горючее и окислитель — это разные вещества, хорошо перемешанные. Типичный пример — чёрный порох: смесь тонко растёртых серы, древесного угля и нитрата калия. Эта смесь может очень быстро сгорать. Её горение можно описать уравнением $2\text{KNO}_3 + \text{S} + 3\text{C} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + 3\text{CO}_2 + \text{N}_2$. Видно, что в реакции выделяется большое количество газов. Если порох насыпать на землю и поджечь, он не взорвётся, а просто быстро сгорит. Но если порох горит в замкнутом пространстве, происходит взрыв.

С исключительно высокой скоростью выделяется энергия в случае детонации (от *лат.* *detonare* — «прогromеть»). При этом взрывная волна распространяется по веществу со сверхзвуковой скоростью (рекорд — 9700 м/с, в 30 раз быстрее звука!). Давление во фронте взрывной волны составляет сотни тысяч атмосфер,

Порох охотничий бездымный марки «Сокол».

что объясняет огромное разрушающее действие подобных веществ. Детонировать могут, например, азид свинца $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$, гремучая ртуть $\text{Hg}(\text{CNO})_2$ — соль гремучей (фульминовой) кислоты. Эти вещества легко взрываются при трении и ударе, они используются для снаряжения капсюлей и служат для воспламенения пороха.

В 1884 году французский инженер Поль Вьель изобрёл новый вид пороха — пироксилиновый. Зажжённый на воздухе, он спокойно сгорал, а в патроне или гильзе снаряда взрывался с большой силой от детонатора. Новый порох намного превосходил чёрный, при горении не давал дыма, поэтому его назвали бездымным.

В начале XX века получило распространение ещё одно ВВ — тринитрофенол (пикриновая кислота). Он был получен ещё в 1771 году и использовался в качестве жёлтого красителя. И только в конце XIX века его стали использовать для снаряжения гранат, мин, снарядов под названием «лиддит». Колоссальная разрушительная сила этого вещества, применявшегося в Англо-бурской войне, ярко описана Луи Буссенаром в приклю-



Марка Новой Зеландии, посвящённая Англо-бурской войне. 1984 г.

Антикварная упаковка фирмы Элер (Германия), старейшего производителя синтетических веществ.

ченческом романе «Капитан Сорвиголова». А с 1902 года для тех же целей стали использовать более безопасный тринитротолуол. Тол широко используется при взрывных работах в промышленности в виде литых (или прессованных) шашек, поскольку это вещество можно без опасений плавить, нагревая выше 80 °С.

Сильнейшими взрывчатыми свойствами обладает нитроглицерин, по этой причине он очень опасен в обращении. В 1866 году его удалось «приручить»

Альфреду Нобелю, который, смешав нитроглицерин с негорючим материалом, получил динамит. Динамитом пользовались для прокладки туннелей, при многих других горных работах. Сейчас взрывные работы ведут при помощи главным образом смеси нитрата аммония (аммиачной селитры) с дизельным топливом. Это самая дешёвая взрывчатка.

В 1940 году началось производство гексогена (циклонита), который в последние годы приобрел печальную известность. Он используется для снаряжения боеприпасов, а также входит в состав аммонитов, применяемых для скальных работ.

Наиболее мощная взрывчатка, производящаяся (с 1955 года) в промышленном масштабе, — октоген (1,3,5,7-тетранитро-1,3,5,7-тетраазоциклооктан). Его используют при взрывных работах в условиях высоких температур, например в глубоких скважинах. Смесь октогена с тротилом (октол) — компонент твёрдых ракетных топлив.

Почему и как идёт реакция

Катализ

В 1821 году уже знакомый нам по «триадам элементов» И. В. Дёберейнер сделал удивительное открытие. Оказалось, что мелкораздробленная платина (из-за своего цвета она называется платиновой чернью) способствует протеканию ряда химических реакций; при этом сама платина не претерпевает изменений. Дёберейнер обнаружил, что платиновая чернь окисляет пары винного спирта до уксусной кислоты уже при обычной температуре. Через два года он открыл способность платины при комнатной температуре воспламенять водород. На основании своего открытия Дёберейнер сконструировал «водородное огниво» — прибор, широко применявшийся для получения огня до изобретения спичек.

Со временем были найдены и другие процессы, протеканию которых «помогают», казалось бы, посторонние вещества. На лекциях по химии иногда показывают такой опыт. Известно, что в чистом кислороде газ аммиак (NH_3) горит с образованием азота и паров воды: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$. На воздухе такая реакция практически не идёт. Налъём на дно тонкостенного стакана несколько капель концентрированного раствора аммиака, из которого газ легко испаряется (это знает всякий, кто нюхал нашатырный спирт). Поставим стакан на железный лист и будем понемногу всыпать в него из железной ложечки нагретый зелёный порошок оксида хрома Cr_2O_3 . В стакане появляется «огненный дождь» из раскалённых частиц оксида хрома (этот опыт особенно эффектно выглядит в затемнённом помещении). Известно, что оксид хрома не реагирует ни с кислородом, ни с аммиаком. Почему же его частицы раскалились?

Источник теплоты найти легко: в реакции аммиака с кислородом воздуха

выделяется много тепловой энергии, которая и разогревает крупинки порошка. Сложнее ответить на вопрос, почему же реакция вообще пошла, какова роль оксида хрома. Тут поможет такое соображение: чтобы частицы оксида хрома раскалились, теплота должна выделяться прямо на их поверхности. Значит, реакция идёт непосредственно на этой поверхности. Поможет нам и анализ продуктов этой реакции. Оказывается, кроме азота и паров воды образовалось довольно много оксидов азота — это чувствуется даже по запаху. Значит, реакция шла не совсем так, как при горении аммиака в кислороде а, например, по уравнению $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$.



Реакция $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ в присутствии катализатора MnO_2 резко ускоряется, и выделяющийся кислород заставляет вспыхнуть тлеющую лучинку.



Вещества, которые способствуют протеканию химических реакций, а сами при этом не расходуются, называются катализаторами. Подавляющее большинство процессов, осуществляемых на химических заводах, являются каталитическими. Ещё важнее то, что каталитическими являются практически все процессы, протекающие в живых организмах. Только биологические катализаторы — ферменты способны превратить съдаемую человеком и животными пищу, выпиваемую воду и вдыхаемый воздух в кости, мышцы, кожу, волосы и все органы, из которых состоит тело. Без ферментов вода и углекислый газ — основная «пища» растений — не смогли бы превратиться в цветок или дерево.

В статье «Какие бывают реакции» описано окисление аммиака на раскалённой медной проволоке. Обратим внимание на два обстоятельства во всех этих опытах. Во-первых, в присутствии Cr_2O_3 или меди для проведения реакции требовалась более низкая температура. Во-вторых, среди её продуктов появились новые вещества (в случае аммиака это был оксид азота). Катализатор изменяет механизм реакции и направляет её по более выгодному пути. Катализатором реакции окисления аммиака может быть и медь.

Как можно объяснить действие катализатора? Часто приводят такое сравнение. Катализатор действует как опытный проводник, который направляет группу туристов не через высокий перевал в горах (его преодоление требует много сил и времени и не всем туристам доступно), а по известным ему обходным тропам, двигаясь по которым можно преодолеть препятствие (гору) значительно легче и быстрее. Правда, по обходному пути можно попасть не совсем туда, куда ведёт главный перевал. Но иногда именно это и требуется! Например, нет никакого смысла сжигать аммиак и получать азот, которого в воздухе и так достаточно. А вот получать окислением аммиака оксид азота необходимо для

Сотрудник химической лаборатории добавляет серебряные слитки в ёмкость для приготовления раствора.

последующего получения азотной кислоты — очень нужного промышленности вещества: без этой кислоты не сделать ни удобрений, ни лекарств, ни взрывчатых веществ. Поэтому и ведутся поиски наиболее эффективных катализаторов, направляющих реакцию аммиака с кислородом по нужному пути.

Очень важно отметить существенное обстоятельство в работе любого катализатора. Он способствует протеканию только термодинамически возможных реакций. В других случаях катализатор бесполезен — против законов природы он пойти не может. Например, в случае обратимой реакции катализатор не в состоянии изменить положение равновесия, сделать так, чтобы реакция прошла на большую глубину. Зато катализатор может значительно ускорить процесс, сократить время, за которое обратимая реакция достигает равновесия.

Почему же сам катализатор не расходуется в реакции? Участвуя в реакции, он образует с реагентами промежуточные соединения, которые затем превращаются в продукты реакции, вновь высвобождая катализатор. В случае твёрдых катализаторов (порошок оксида хрома, медная проволока) сначала происходит адсорбция — «прилипание» молекул реагентов к поверхности катализатора с образованием активных частиц — атомов, ионов, которые участвуют в дальнейших реакциях на поверхности. Образовавшиеся молекулы продуктов не образуют прочных связей с поверхностью и «слетают» с неё, освобождая поверхность для адсорбции новых молекул кислорода и аммиака. Поэтому даже небольшой участок поверхности катализатора может «переработать» множество молекул реагентов. В этом плане наблюдается некоторая аналогия между цепными и каталитическими реакциями. Более того, как для цепных реакций существуют ингибиторы, обрывающие цепи, так и для каталитических реакций существуют так называемые каталитические яды — вещества, которые прочно адсорбируются на поверхности катализатора и делают её неработоспособной. Иногда достаточно ничтожной примеси такого

яда (например, сероводорода), чтобы полностью вывести из строя катализатор. Поэтому часто требуется тщательная очистка реагентов перед проведением каталитической реакции. Например, при промышленном синтезе аммиака исходные газы — водород и азот очищают методом глубокого охлаждения до температур, при которых примеси вымерзают. Если этого не сделать, платиновый катализатор быстро «отравится», и его придётся восстанавливать.

Очевидно, что скорость реакций, идущих на поверхности, зависит при прочих равных условиях от величины этой поверхности. Действительно, хорошо известно, что растёртый в порошок мел значительно быстрее растворяется в соляной кислоте, чем равный по массе кусочек мрамора. Железо в виде гвоздя реагирует с кислородом очень медленно, даже если гвоздь сильно нагреть. Если же превратить гвоздь в мелкие опилки,



Диоксид марганца MnO_2 (тёмно-коричневый порошок) — катализатор разложения диоксида водорода H_2O_2 .



Угольный фильтр, применяемый для очистки воды.

то при сильном нагреве они быстро превращаются в оксиды железа, а при внесении в пламя иногда даже вспыхивают в виде искр. Химическим способом можно получить ещё более мелкий порошок железа (его называют пирофорным, погречески «несущий огонь»). Такой порошок «вспыхивает» на воздухе уже при обычной температуре, если понемногу высыпать его на железный лист.

Обычно этот опыт объясняют увеличением поверхности соприкосновения реагентов и соответственно увеличением скорости реакции. Действительно, у очень мелкого порошка железа поверхность может быть огромной. Так, кубик с ребром 1 см имеет поверхность 6 см^2 , а если его распилить на кубики с ребром 0,1 см (всего таких кубиков получится 1000), то площадь поверхности одного кубика будет $0,06 \text{ см}^2$, а общая площадь всех маленьких кубиков — 60 см^2 . То есть 10-кратное уменьшение линейного размера приводит к 10-кратному увели-

чению площади. Если бы удалось распилить кубик на очень мелкие частицы размером 1 мкм (10^{-4} см), то общая площадь увеличилась бы в 10 000 раз и составила уже 6 м^2 при неизменных объёме и массе вещества. Очень большую поверхность, например, имеет активный уголь, который весь пронизан мельчайшими каналами и порами. Такой уголь используют, например, для очистки воздуха от вредных примесей в противогазах, воздухоочистителях и т. д. Нанесённые на вещества с большой поверхностью катализаторы будут действовать значительно более эффективно.

Однако одним только увеличением поверхности соприкосновения атомов железа и кислорода нельзя объяснить очень высокую скорость окисления пирофорного железа на воздухе. Действительно, если взять железный лист площадью 6 м^2 , то скорость образования на всей его поверхности оксидов железа при комнатной температуре будет неизмеримо меньшей, чем в случае мелкого железного порошка с той же поверхностью. Значит, дело

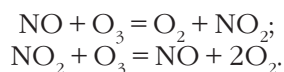
Угольные фильтры применяют в респираторах.



не только в увеличении поверхности, хотя этот фактор, конечно, тоже очень важен. Здесь необходимо учитывать влияние ещё двух факторов. Первый из них заключается в малой скорости теплоотвода при протекании реакции на поверхности мелких частиц; этот фактор особенно очевиден, если сравнить скорость теплоотвода от железного листа и от железного порошка с той же поверхностью. В первом случае теплота легко уходит в окружающую среду, тогда как во втором случае она в основном идёт на нагревание крупинок.

Второй фактор, способствующий ускорению реакции, связан с тем, что атомы на «неправильной», сильно шероховатой поверхности обладают большей реакционной способностью, чем на гладкой. А чем мельче частицы, тем больше в них имеется таких «шероховатостей» на микроуровне, то есть нарушений правильной кристаллической решётки. Тонкий порошок оксида хрома также является более активным катализатором по сравнению с более крупными частицами того же вещества.

В рассмотренных примерах окисления аммиака, паров ацетона и спирта катализаторами были твёрдые вещества — оксид хрома, медь. Известны и газообразные катализаторы. Примером может служить оксид азота (II), который сильно ускоряет распад озона благодаря чередующимся реакциям, в которых оксид азота не расходуется, а озон превращается в кислород:



Катализируют распад озона и многие соединения, содержащие хлор. Эти каталитические реакции могут быть очень вредны для атмосферы, так как они разрушают защитный озоновый слой, предохраняющий поверхность Земли от действия губительного ультрафиолетового излучения.

Известно множество катализаторов, ускоряющих реакции в растворах. Например, растворы пероксида (перекиси) водорода H_2O_2 могут быстро разлагаться на воду и кислород в при-



В присутствии катализатора реакции протекают очень интенсивно.

сутствии диоксида марганца MnO_2 , других оксидов металлов, а также в присутствии очень малых (каталитических) количеств некоторых растворённых веществ. Концентрация этих катализаторов может быть столь малой, что



Фермент каталаза, содержащийся в кусочке печени, ускоряет разложение пероксида водорода на воду и кислород.

с трудом поддаётся измерению. Поэтому для того, чтобы растворы пероксида водорода могли сохраняться в течение длительного времени, в них вводят специальные вещества — ингибиторы разложения. Каталитическое разложение H_2O_2 наблюдал каждый, кому дезинфицировали перекистью порезанный палец. В крови содержится очень активный фермент каталаза, одна молекула которого способна за одну секунду разложить десятки тысяч молекул H_2O_2 . В результате раствор перекиси при контакте с кровью буквально вскипает из-за образования множества мелких пузырьков кислорода.

Тысячи самых разнообразных каталитических реакций происходят в любом живом организме — будь это одноклеточная водоросль или человек. Эти реакции идут не так, как в обычной колбе, и уж совсем не так, как при горении спички или костра. Они управляются биологическими катализаторами — ферментами, к которым принадлежит и каталаза. Благодаря ферментам в живых организмах при невысоких температурах с большой скоростью протекает множество сложных химических превращений. Ферменты действуют очень специфично, то есть каждый из них ускоряет только

«свою» реакцию. Это очень важно, так как в каждой клетке одновременно или в определённой последовательности протекает множество химических реакций, и они не должны мешать друг другу. Не менее важно также, чтобы каждая такая реакция шла строго в определённом направлении и не давала ненужных или вредных веществ. Мечта химиков — создать такие искусственные катализаторы, которые по своим свойствам приближались бы к ферментам. Тогда исчезнут многие отходы производства, которые загрязняют окружающую среду.

«The Top Fifty»

Так называются таблицы, помещаемые в американских учебниках химии. В них приводятся сведения, какие вещества производятся в США в самом большом количестве и входят в «первые пять десятков». Так, в конце XX века на первом месте находился газ этилен (он нужен для получения полиэтилена и многих других товаров), его производство — 46,3 млн т в год. На втором месте — серная кислота (43,4 млн т), на третьем — газ пропилен (из него делают полипропилен) — 25 млн т, на шестом — аммиак (производство удобрений, взрывчатых и многих других веществ) — 17,4 млн т. На девятом месте — фосфорная кислота (удобрения, моющие средства и др.) — 9,5 млн т. На 15-м месте — азотная кислота (получение взрывчатых веществ, удобрений, лекарственных средств) — 8,2 млн т. На 25-м — поташ, карбонат калия (он нужен для производства стекла, удобрений) — 1,4 млн т и т. д. Примерно такое же соотношение разных веществ должно быть и в других развитых странах.

Интересно, что по мере развития промышленности одни вещества перемещаются с более высоких мест вниз, иные же, наоборот, оттесняют другие; это похоже на рейтинг спортсменов — шахматистов, теннисистов и т. д., — который постоянно меняется.

Эффективность фермента как катализатора можно проиллюстрировать данными о скорости разложения пероксида водорода в водном растворе:

Катализатор	Относительная скорость реакции при 20 °С
Без катализатора	1
Платина (гетерогенный катализатор)	10^4
Водный раствор солей железа	10^5
Фермент каталаза	10^{11}

Теперь не покажется удивительным, что подавляющее большинство промышленных химических процессов осуществляется в присутствии катализаторов.

Химическое предприятие.



Почему и как идёт реакция

Создание новых веществ

В течение тысяч лет люди использовали различные химические реакции в своих целях. Главной среди них была реакция горения для освещения жилищ, для обогрева и приготовления пищи. Нет сомнений, что горение — первая химическая реакция, которую человек начал использовать по своему усмотрению. Постепенно человек «приручал» всё больше химических реакций, даже не подозревая об их существовании. Брожение виноградного сока с образованием вина или уксуса, получение при обжиге из мягкой глины твёрдых гончарных изделий и кирпичей, а из песка и извести стекла — всё это примеры химических реакций, используемых человеком с незапамятных времён.

В XIX веке химики научились получать (сначала только в своих колбах

и пробирках) множество новых веществ, используя метод химического синтеза. Слово «синтез» греческого происхождения. Оно означает «соединение», «сочетание». В химии синтезом называют получение сложных веществ из более простых.

Чтобы собрать из готовых деталей какой-либо механизм, надо знать, как он устроен. Именно такая задача в первую очередь стояла перед химиками, которые захотели искусственно получать различные соединения. А зачем им это было нужно? Прежде всего, это очень интересно! Зачем ребёнок строит из песка или из деталей конструктора башни и крепости? Ведь он прекрасно знает, что они не настоящие. Но — интересно! Химики в этом отношении похожи на детей — им тоже очень интересно «построить» в колбе сложную конструкцию из атомов — синтезировать молекулу красивой геометрической формы,

Производство вина.
Резьба по дереву.





какое-нибудь вещество с необычными свойствами. Но дело не только в интересе. Многие вещества, которых в природе мало или вообще нет, были совершенно необходимы людям. Среди них — удобрения, чтобы выращивать сельскохозяйственные растения. Лекарственные вещества, чтобы излечиваться от болезней. Или взрывчатые вещества, чтобы прокладывать дороги в горах, добывать полезные ископаемые и... убивать себе подобных.

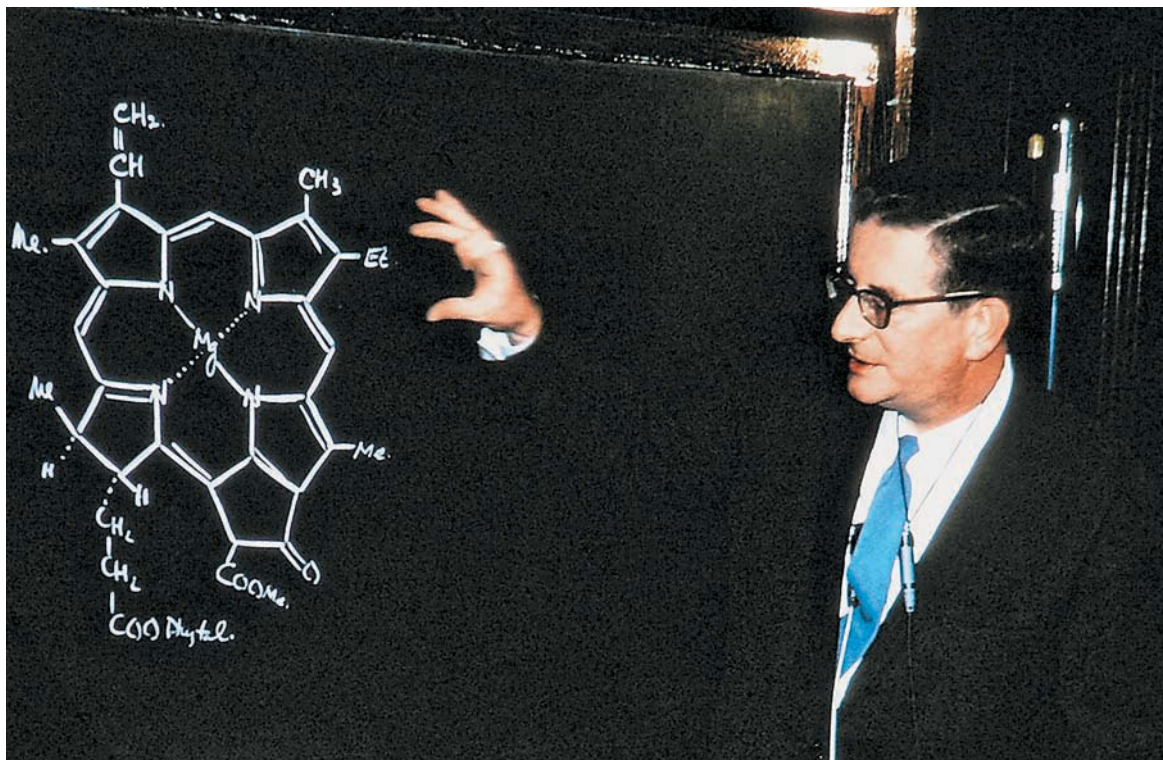
Подобно тому, как опытный механик из отдельных частей собирает сложный механизм (а при необходимости и сам изготавливает отдельные части), химики научились «разбирать» сложные неорганические и органические молекулы на составные части и соединять их в иной последовательности — по своему желанию. Появилась также возможность, не затрагивая остов молекулы, заменять в ней отдельные фрагменты другими, большими или маленькими. Такая замена часто приводит к существенному изменению всех свойств вещества. Обычно для получения (синтеза) новых молекул исходят из более простых и доступных

Антикварные фармацевтические сосуды.

(то есть выпускаемых промышленностью). Как говорят химики, это «вещества с полки» (они расфасованы в банки разной ёмкости и стоят на полке). Рядовые реактивы — кислоты, щёлочи, соли обычно расфасовывают в склянки большой ёмкости — от литра и более. А вот, например, соединения родия, палладия, платины, некоторые органические ве-

Современные лекарства — результат труда химиков.





Р. Б. Вудворд, американский химик, лауреат Нобелевской премии 1965 г.

щества могут быть расфасованы в маленькие баночки, содержащие меньше 1 грамма реактива. Далее химику нужно или выбрать уже известный метод синтеза (он может состоять из нескольких стадий), или разработать новый, если ничего подходящего в химической литературе не нашлось.

Вершиной органического синтеза считаются работы американского химика Роберта Бёрнса Вудворда (1917—1979). Вместе со своими сотрудниками он сумел выполнить много синтезов, которые до этого считались неосуществимыми. Недаром его называли гением органического синтеза. Среди его достижений — синтез хинина, холестерина, хлорофилла, витамина B_{12} . На некоторые синтезы Вудворду пришлось потратить многие годы изнурительного труда — но в результате он получал ни с чем не сравнимое моральное удовлетворение. Так, синтез хлорофилла ему пришлось осуществить в 46 стадий! Это не удивительно для столь сложного вещества, в молекуле

которого 50 атомов углерода, 72 атома водорода, 4 атома азота, 5 атомов кислорода и атом магния, и все они соединены друг с другом в определённом порядке; даже для того, чтобы просто нарисовать формулу хлорофилла, потребуется немало времени и целый лист бумаги. А осуществлённый под его руководством полный синтез витамина B_{12} потребовал 10 лет работы почти 130 химиков. В своих статьях Вудворд упоминал о принципиальной возможности 100-стадийного синтеза. Такие синтезы некоторые называют спортивной химией, поскольку все синтезированные им вещества можно получить и проще, и намного быстрее. В то же время достижения Вудворда показывают возможности современной химии и химиков. Недаром в 1965 году учёный был удостоен Нобелевской премии по химии «за исключительный вклад в развитие органического синтеза» (официальная формулировка нобелевского комитета).

Начиная с 60-х годов XIX века потребности нарождающихся новых отраслей промышленности оказывали мощное воздействие на развитие научных ис-



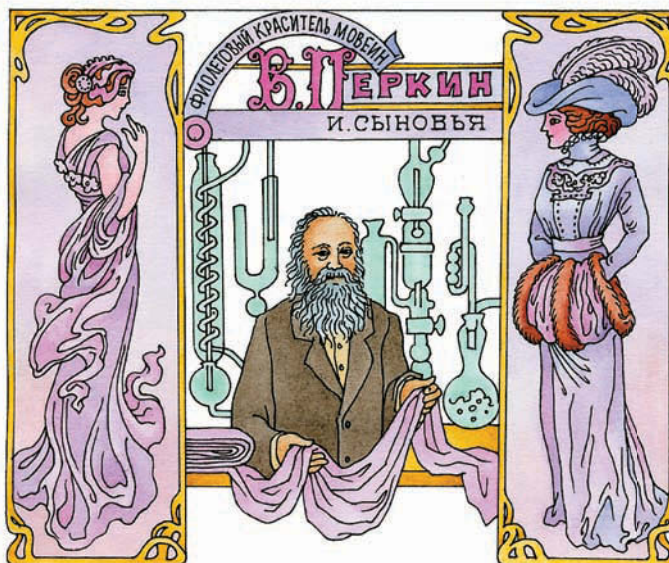
А. Байер, немецкий химик, лауреат Нобелевской премии 1905 г.

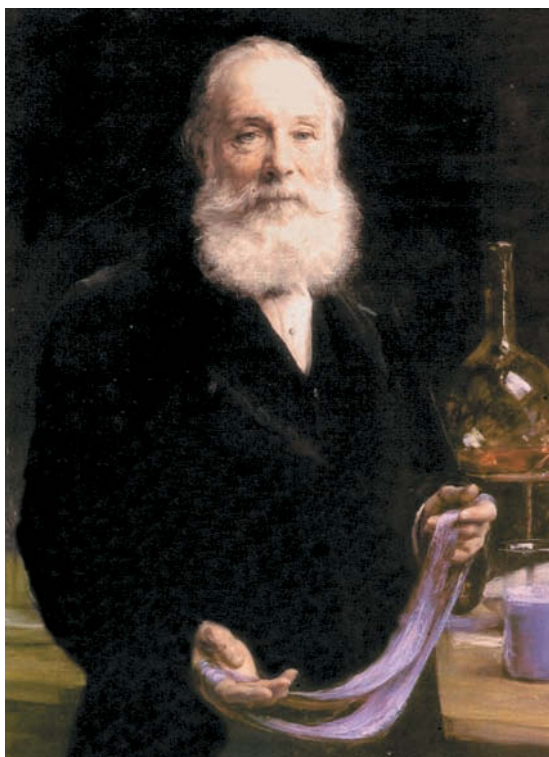
следований. Многие из разработанных химиками методов синтеза быстро находили практическое применение. Начался «золотой век» синтетической органической химии. Первым «прорывом» было получение в 1857 году английским химиком Уильямом Перкином красителя мовеина. А десятилетием спустя он же синтезировал ранее известный природный краситель ализарин, который вскоре поступил в продажу. Вслед за Перкином химики начали синтезировать соединения всё возрастающей сложности.

Открытие в 1879 году сахараина, работы немецкого химика-органика Адольфа Байера (1835—1917 гг.) по установлению строения, а затем и синтезу индиго, синтез кокаина и других алкалоидов, а также сахаров, снотворных средств (веронала и люминала), лекарственных средств (в том числе знаменитого аспирина), множества других важных соединений — всё это вместе взятое положило начало мощному развитию химической промышленности.

Из природных источников химики выделяли всё новые и новые органические соединения; затем они устанавливали их строение, а потом пытались синтезировать. Многие такие синтезы закончились успешно. Первым в этом списке, вероятно, следует поставить ментол. Бесцветные кристаллы этого вещества ещё в 1774 году были выделены из масла перечной мяты, а в 1887 году ментол был синтезирован. Работы Шеврёля по химии жиров позволили синтезировать эти типичные органические соединения в лаборатории. Конечно, намного проще и дешевле получать жиры из природных источников, но никто и не говорил, что синтетический жир заменит природный: дело было в принципе — искусственно получить распространённое в живой природе вещество. Кстати, широкое практическое применение нашла реакция, в результате которой из дешёвых жидких растительных масел можно было получать твёрдые жиры, мало отличающиеся от природных. Такие жиры используются при изготовлении маргарина.

Из природных источников один за другим начали выделять, а затем синтезировать душистые вещества, содержащиеся в цветках и плодах различных растений. Они имели запах земляники, розы, свежей травы, лимона, апельсиновой корки, мимозы. Это позволило производить в промышленных масшта-





У. Перкин (старший), английский химик-органик.

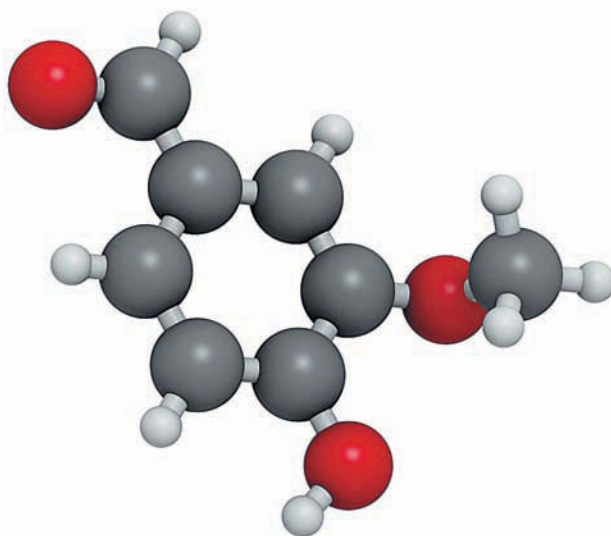
бах одеколон и духи, доступные раньше только самым богатым людям.

Первое синтетическое душистое вещество было получено в 1867 году тем же Перкином. Используя реакцию, которую впоследствии назвали его именем, Перкин из доступных веществ синтезировал кумарин. Кумарин содержится во многих растениях, им пахнет свежее сено. Сейчас он широко используется для составления парфюмерных композиций, отдушек для мыла и косметических изделий. А через несколько лет химики научились синтезировать ванилин. До этого природный ванилин был так дорог, что продавцы запирали его на ночь в сейфы, как слитки золота! Первый синтетический ванилин тоже был недёшев: 250 долларов за фунт (0,454 кг), или полдоллара за грамм. (Причём доллар тех времён — не чета нынешнему: он содержал 1,5046 г чистого золота и был заметно дороже российского золотого рубля. Тогда на доллар можно было купить в десятки раз больше товаров, чем

сейчас.) Но усовершенствование методики синтеза позволило быстро снизить цену на ванилин. Сейчас дешёвый ванилин (всего 0,01 «современного» доллара за грамм) получают из отходов производства целлюлозы и широко используют как ароматизатор в пищевой промышленности и как душистое вещество в парфюмерии. Интересно, что ванилин относится к числу веществ, к которым нос человека наиболее чувствителен: тысячной доли грамма этого вещества достаточно, чтобы в любой точке огромного концертного зала можно было уловить его запах.

Настоящим вызовом природе был синтез природного красителя — индиго. Его получил в лаборатории Адольф Байер в 1867 году. Со временем синтетический краситель стал намного дешевле природного индиго, который получали из растений. С тех пор химия синтетических красителей развилась в мощную отрасль химической промышленности. В настоящее время большинство красителей синтетические.

Вслед за химией красителей стала быстро развиваться химия синтетических лекарственных средств. Сначала химики выясняли строение природных соединений, которые использовались



Модель молекулы синтетического ванилина.



Синтетический шёлк.

в медицине, например хины (её применяли для лечения малярии). Научившись синтезировать встречающиеся в природе лекарственные вещества, химики начали целенаправленный синтез новых лекарств, в том числе имеющих очень сложное строение. Синтез лекарственных препаратов позволил вылечить миллионы людей, а многих спасти от смерти.

В первой половине XX века были синтезированы витамины С, В₂, В₆, хинин и многие другие биологически активные соединения, установлена структура таких сложных органических соединений, как природный каучук, холестерин, гормоны. Затем настала очередь полимеров, без которых трудно представить себе жизнь современного человека.

Огромных успехов добились химики, работая над получением синтети-

ческих волокон, которые можно использовать для изготовления тканей. Вначале они изменяли природные волокна, придавая им нужные свойства. В 1890 году был разработан метод промышленного производства искусственного шёлка из природной целлюлозы (её получали из древесины или хлопка). Сначала с помощью химических реакций целлюлозу превращали в растворимое вещество. Густой раствор продавливали через маленькие дырочки — фильеры и получали тонкие волокна, которые можно было ткать. В XX веке появились и чисто синтетические волокна. Среди них поливинилхлорид, капрон (мало кто знает, что это название происходит от латинского сарга — «коза», потому что в козьем молоке впервые была обнаружена



Химический факультет МГУ
им. М. В. Ломоносова.

Мовеин — первый
искусственный краситель.

капроновая кислота), нейлон (именно такое название правильное, потому что оно было придумано одним из руководителей компании «Дюпон» Эрнестом Кладдингом и пишется по-английски nylon), лавсан (тоже сокращение, уже наше — от Лаборатории высокомолекулярных соединений Академии наук) и многие другие. Эти синтетические волокна произвели переворот в текстильной промышленности. Сочетая синтетические и природные волокна, можно получать ткани с самыми разнообразными свойствами: лёгкие, прочные, легко окрашиваемые.

Невозможно перечислить все синтетические материалы, которые производят промышленность. Здесь и синтетический каучук, из которого делают высококачественную резину, и синтетические ювелирные камни, не уступающие по красоте природным, и синтетические масла, применяемые для смазки

различных механизмов, работающие и на антарктическом морозе, и в разогретых моторах. Горение бензина, керосина и других продуктов переработки нефти широко используют для нагрева воды в котельных и на электростанциях, для выработки энергии, приводящей в движение тепловозы и автомобили, самолёты и ракеты.

Чтобы создавать новые вещества, химику нужно многое знать. И для этого он учится всю жизнь. Но сначала, когда он ещё только студент, его учат другие химики. Химиков разных специальностей готовят по всему миру тысячи высших и средних учебных заведений — университетов, колледжей, училищ. После их окончания одни будут сами учить химию студентов и школьников. Другие — работать в лабораториях на химических и фармацевтических фабриках и заводах. Третьи — заниматься наукой. Это химики-исследователи, которые изучают механизмы химических реакций, изобретают новые, всё более совершенные методы анализа и синтеза химических соединений. Многие из них совмещают занятия наукой с преподаванием.

Случайные открытия

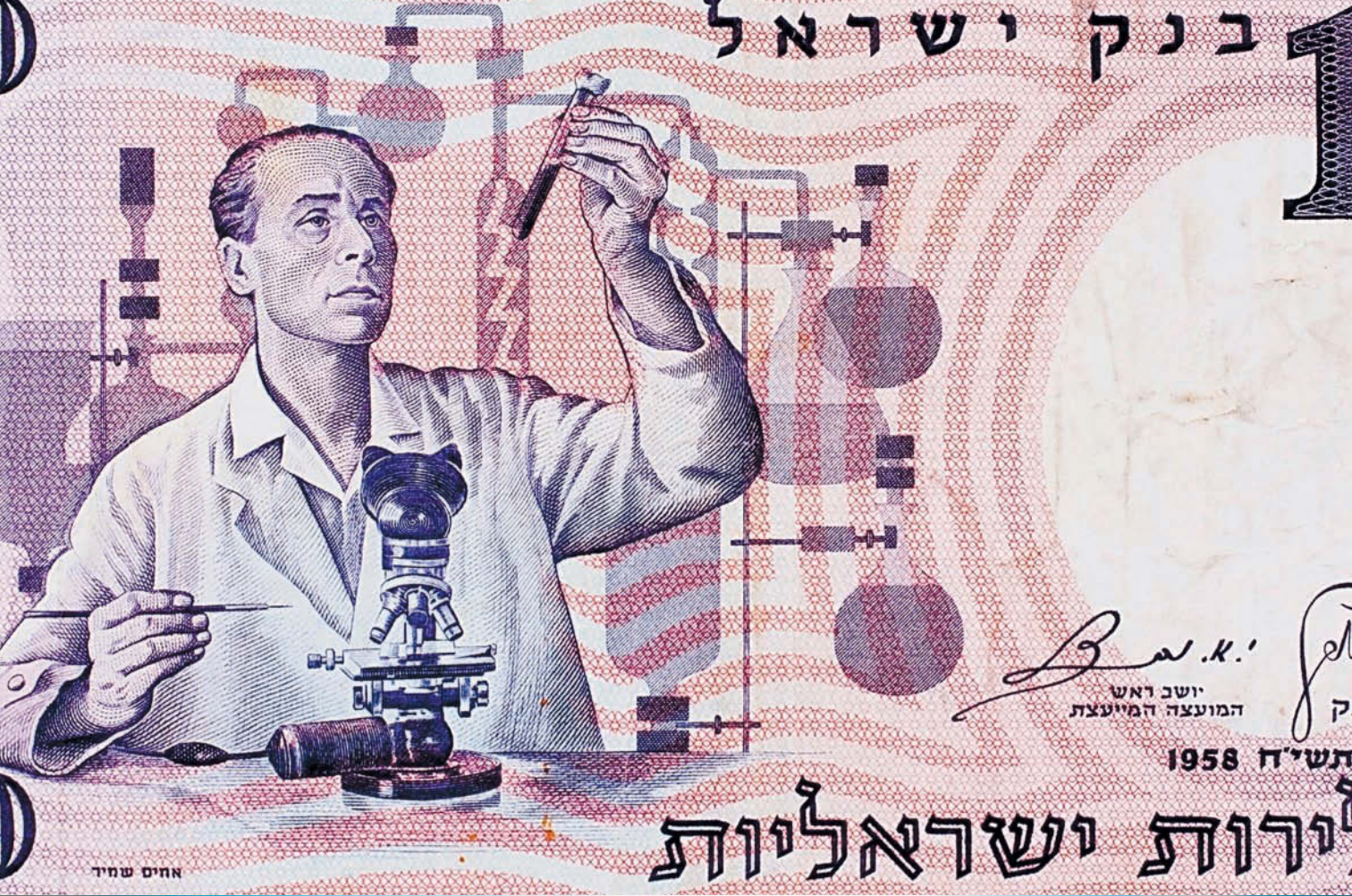
У химиков сохранилось много преданий о «чудесных» случайностях, помогавших им в работе. В лаборатории американского профессора Айры Ремсена в конце 70-х годов XIX века работал молодой эмигрант из России Константин Фальберг. Как-то он сел обедать, не вымыв тщательно руки после работы в лаборатории. Неожиданно он почувствовал, что хлеб приобрёл очень сладкий вкус. Опытный химик сразу смекнул, где искать причину. Остальное было делом техники: вскоре он обнаружил в своей лаборатории то самое вещество, ничтожные следы которого «превратили хлеб в сахар». А немного спустя Фальберг и Ремсен наладили недорогой синтез этого вещества, названного сахарином, — оно оказалось в 500 раз слаще сахара!

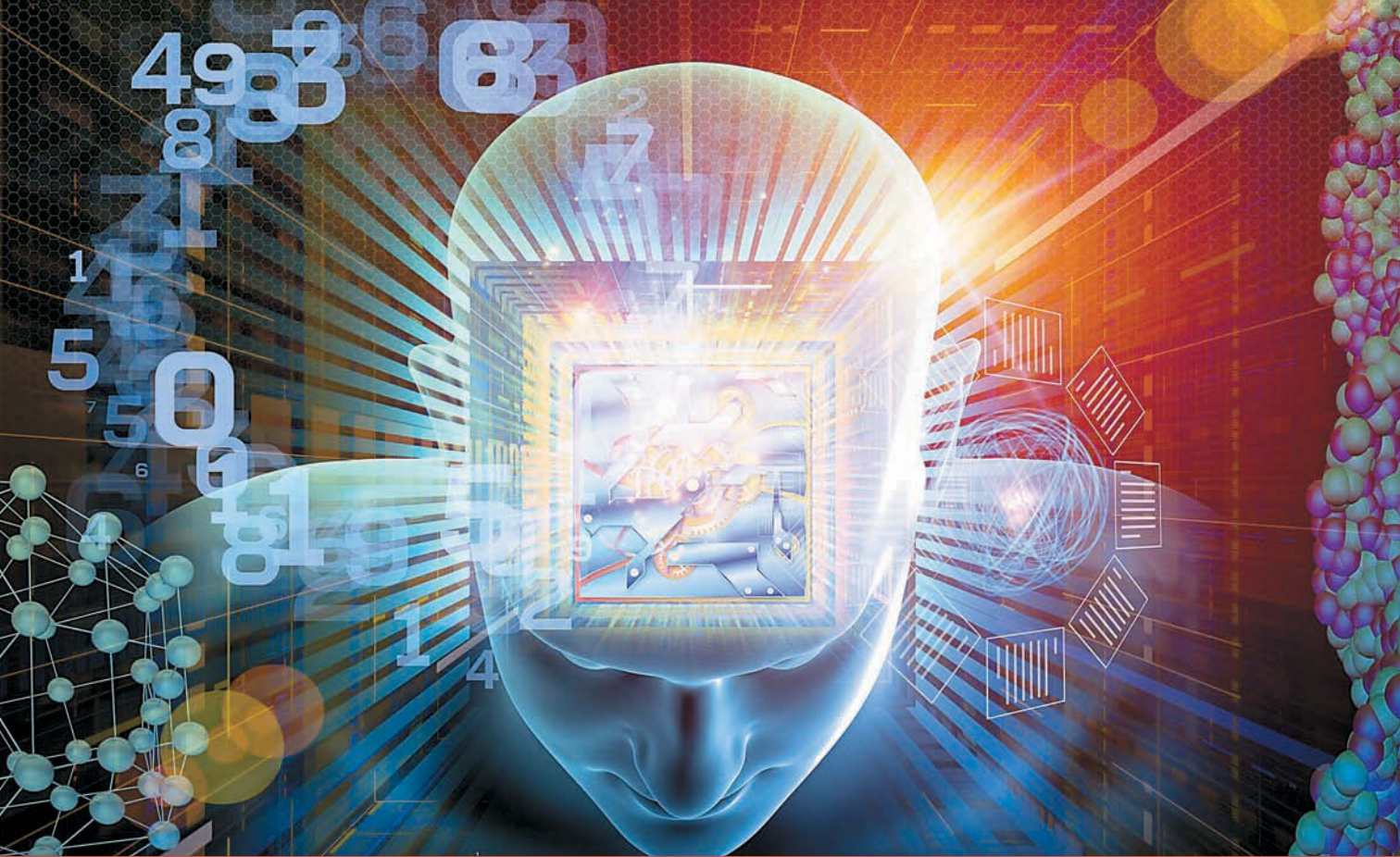
А вот ещё один пример. Профессор Берлинского университета Фердинанд Тиман в 1893 году решил синтезировать вещество, придающее запах фиалкам. Этот запах ценился так высоко, что фиалковое масло продавалось по неслыханной цене — несколько тысяч долларов за фунт. И немудрено: чтобы получить фунт

лепестков, надо было оборвать 2 тысячи цветков, а лепестков для получения фунта фиалкового масла требовалось 33 тысячи фунтов, или 15 тонн! Синтез «фиалковой эссенции» сулил большие доходы. Однако ничего у Тимана не получилось. Огорчённый химик выбросил продукт неудачного синтеза и попросил ассистента вымыть колбу с остатками вещества. Тот ополоснул колбу соляной кислотой, и тут случилось чудо: лабораторию наполнил восхитительный запах фиалок!

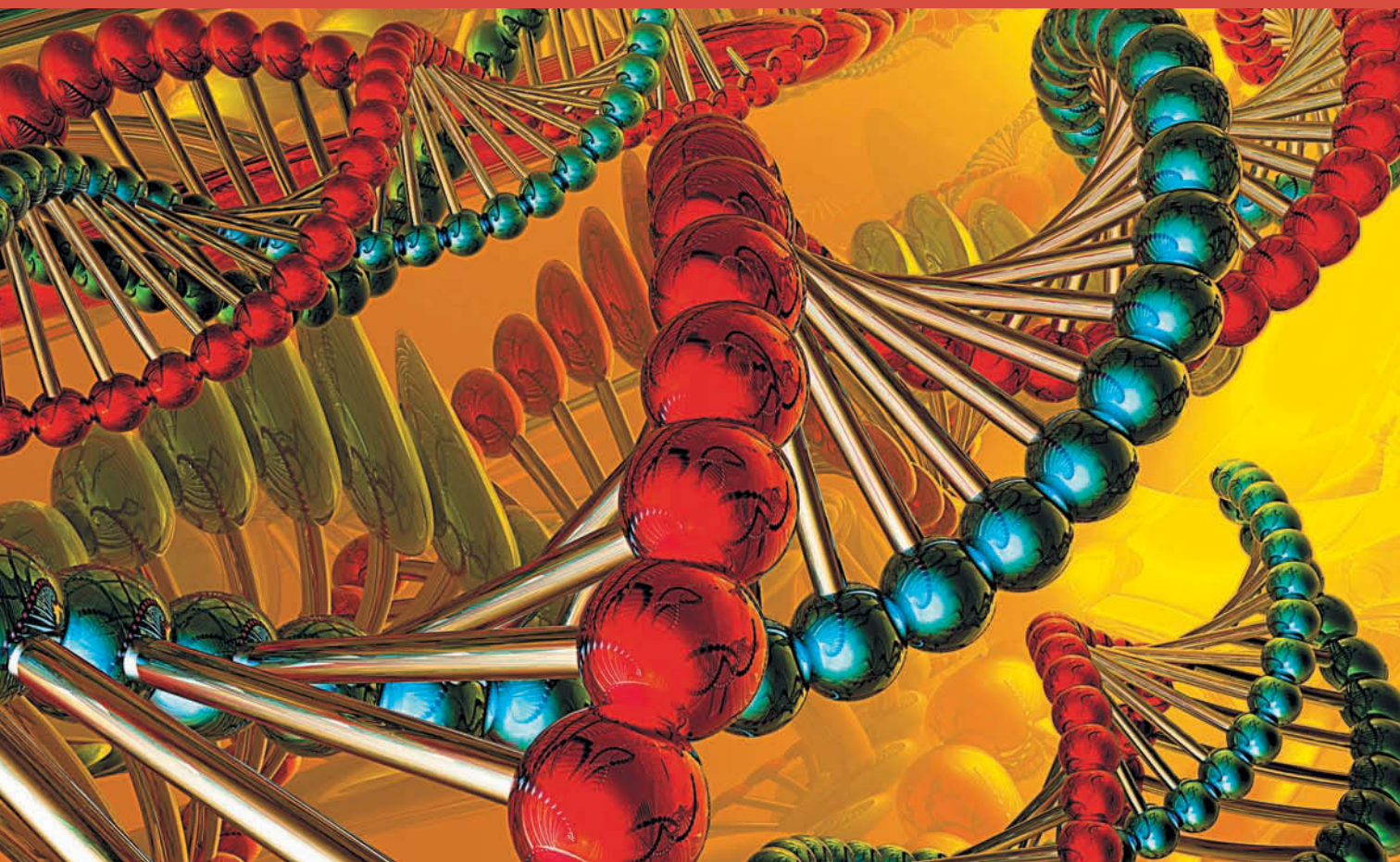
Последний пример — из неорганической химии. В 1916 году сотрудники немецкой фирмы BASF неожиданно обнаружили в стальном баллоне, в котором хранился сжатый оксид углерода, жёлтую маслянистую жидкость. Анализ показал, что она имеет состав $\text{Fe}(\text{CO})_5$, то есть образовалась в результате реакции газа со стенками баллона! Это вещество (оно называется карбонилем железа) легко разлагается при нагревании, образуя тончайший порошок железа. Его используют для получения магнитных сплавов, ферритов, пигментов, катализаторов.







ХИМИЯ ЖИВОГО



Химия живого

Почему живое — живое?

Сейчас никто не сомневается, что все физические тела построены из атомов — и булыжник на дороге, и мозг человека. Но все понимают, что между этими телами есть огромная и принципиальная разница. Однако мало кто может внятно объяснить, в чём же различие между ними. В том, что мозг может мыслить? Но, например, у насекомых или рыб мозг есть, тем не менее мыслить, как человек, они не могут. И всё же между ними и булыжником остаётся принципиальное различие: булыжник неживой, а кузнечик или щука — живые. И «расстояние» между булыжником и кузнечиком неизмеримо больше, чем между кузнечиком и человеком. Когда-то Л. Н. Толстой написал о первых годах своей жизни:



ни: «От пятилетнего ребёнка до меня только шаг. А от новорождённого до пятилетнего страшное расстояние». То же сравнение можно применить в отношении неживого камня и живого существа. В чём же заключается это «расстояние», которое было когда-то преодолено? Ведь несколько миллиардов лет назад на Земле действительно были одни неживые «камни»! И как определить, что такое живое?

Может быть, различие между неживым и живым в том, что живые существа едят, они способны передвигаться? Но ведь автомобили или роботы тоже передвигаются, а бензин для автомобиля или электричество для робота можно считать «едой».



Различие же, причём принципиальное, вот в чём. Неживое не может совершенствоваться, а может только разрушаться. Если оставить в покое на длительный срок любой механизм, любое неживое, они будут постепенно разрушаться. Металл будет ржаветь, каменные глыбы медленно превращаться в песок и глину, спиленные деревья и другие отмершие растения — в гнилушки, а в определённых условиях — в торф, уголь и нефть. За очень длительный промежуток времени распадутся даже большинство молекул (кроме самых простых).

Не составляют исключения из этого правила и клетки в теле растения или животного. Они тоже постепенно отмирают и разрушаются. Однако им на

смену непрерывно приходят новые! Но и это не всё. Многоклеточный организм появляется из одной-единственной клетки, которая делится, и из её дочерних клеток постепенно формируется множество органов; это может быть и зелёный лист дерева, и мозг человека. Неживое на такое развитие совершенно неспособно. Недаром жизнь и живое называют чудом!

А вот не менее трудный вопрос. Мало кто сомневается в том, что когда-то на Земле жизни не было, а потом она появилась. Как это произошло? Ответа пока не знает никто. Хотя разных теорий на этот счёт придумано немало — от

Схема исторического развития Земли.





сотворения мира из ничего (во всех религиях мира) до сознательного заселения Земли инопланетянами.

Не будем обсуждать эти теории, а займёмся немного термодинамикой. В термодинамике различают изолированные, закрытые и открытые системы (здесь система — рассматриваемая часть Все-

ленной, отделённая от окружающей среды замкнутой поверхностью — границей). Изолированная система — не существующая в природе, но полезная для обсуждения абстракция. Из этой системы через границу не проникает внутрь или наружу ни вещество, ни излучение, в том числе и тепловое. Если в термос с чаем залить кипятком и закрыть пробку, то первые несколько минут содержимое термоса будет близко к изолированной системе. Закрытая система отличается от изолированной тем, что через её границу может поступать теплота — как внутрь, так и наружу. Наконец, в открытой системе возможен переход через её границы и вещества, и энергии (например, в виде света и других излучений).

Пример закрытой системы — горячий чай в стакане (если пренебречь небольшой потерей воды на испарение): со временем чай остывает, теплота уходит через стенки стакана в воздух. Через какое-то время температура чая и окружающего воздуха сравняются. Одна из формулировок знаменитого второго закона термодинамики (первый — это закон сохранения энергии) гласит: теплота само-





произвольно, то есть без затраты работы от внешнего источника, может переходить только от нагретого тела к более холодному. Происходит это из-за теплового движения атомов и молекул, столкновения которых перераспределяют между ними энергию. Постепенно такие столкновения приводят к равномерному распределению вещества и тепловой энергии по всему объёму системы: наступает термодинамическое равновесие. Выйти из него своими силами система не может. Второй закон термодинамики впервые сформулировал Р. Клаузиус.

Мы уже знаем, что мерой беспорядочного движения атомов и молекул является энтропия. Другая формулировка второго закона термодинамики гласит: в изолированной системе энтропия стремится к максимуму и самопроизвольно уменьшаться не может. Иногда этот закон иллюстрируют такой моде-

лью. Если не предпринимать никаких усилий для наведения порядка на письменном столе (или в комнате), то через некоторое время наступит настоящий хаос, и вещи будут беспорядочно перемешаны. Конечно, ручки, книги, стулья и одежда сами не перемещаются беспорядочно, поскольку не испытывают, в отличие от молекул, теплового движения, поэтому говорить об увеличении среди этих вещей энтропии нельзя, но иллюстрация запоминающаяся. После достижения термодинамического равновесия все видимые процессы в системе прекращаются, остаются только беспорядочные, хаотичные движения атомов и молекул. То есть тепловое движение.

Своеобразие второго закона термодинамики, который не всегда легко согласуется со «здравым смыслом», можно проиллюстрировать таким мысленным экспериментом. Разделим стеклянный



сосуд перегородкой с отверстием на две части, заткнём отверстие пробкой и в одну половину поместим кислород, а в другую — азот. Пусть эта система будет изолированной. Теперь откроем отверстие и будем следить (опыт-то мысленный) за отдельными молекулами O_2 и N_2 . В результате хаотичных движений и непрерывных столкновений друг с другом эти молекулы равномерно перемешаются. А так как система изолированная, температура в сосуде не изменилась. Тем не менее при таком процессе (он называется диффузией) энтропия системы увеличивается: до смешения в сосуде был некий порядок (азот и кислород были разделены), после перемешивания он исчез (газы перемешались). Очевидно, этот процесс самопроизвольный и необратимый: сами собой газы никогда не разделятся!

В принципе существуют способы их разделения, но они требуют очень больших затрат энергии. И это приведёт к большому росту энтропии в системе, внешней по отношению к газам. Если же температура двух газов была неодинаковой, то после смешения она выровняется до некоторой средней величины. Нагреть

часть газа за счёт охлаждения другой его части тоже можно (это делает любой холодильник). Но и для этого придётся затратить много энергии, а значит — увеличить энтропию системы в целом (холодильник работает на электричестве, а его производство сопровождается огромным увеличением энтропии, хотя и в другом месте земного шара). Обмануть термодинамику не удаётся!

Законы термодинамики были открыты во второй половине XIX века. И примерно в то же время появилась эволюционная теория Дарвина, описывающая и объясняющая эволюцию в живой природе, идущую от простейших микроорганизмов к человеку с его мыслящим мозгом. Биологическая эволюция является как бы «антиэнтропийной», она развивается по направлению ко всё большей упорядоченности. Иначе гово-

Загадка стрелы времени

Вот что удивительно: если бы можно было снять на видеокамеру движение любой молекулы кислорода или азота, а потом прокрутить этот «фильм» в обратном порядке, то при его просмотре мы не заметим ничего необычного. В обоих случаях мы увидим беспорядочные движения этой молекулы: её столкновения с другими молекулами или со стенками. Если же «заснять» движение не одной, а многих молекул (предполагается, что молекулы кислорода и азота можно различить), то просмотр «обратной записи» выявит удивительное зрелище: молекулы O_2 и N_2 , совершая вроде такие же беспорядочные движения, начнут всё же целенаправленно перемещаться в разных направлениях, постепенно разделяясь и занимая «свою» половину! В результате энтропия системы уменьшится. Фантастичность такого «фильма» показывает, что «стрела времени» имеет только одно направление и время необратимо. При этом энтропия изолированной системы не может сама собой, без вмешательства «внешней силы», уменьшаться.



И. Пригожин, лауреат Нобелевской премии по химии 1977 г.

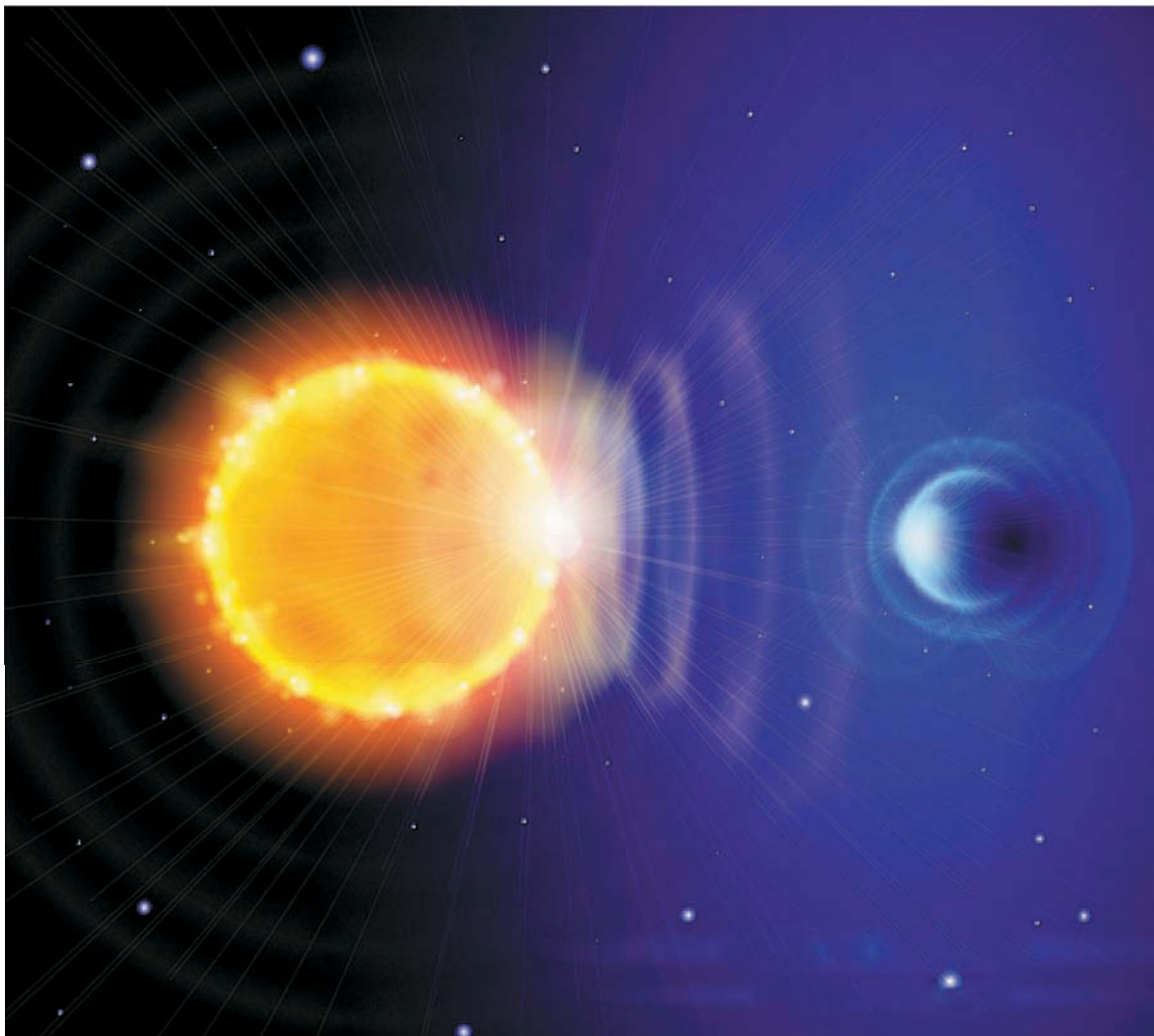
ря, термодинамика и биология очевидным образом противоречили друг другу. Казалось, что живые существа нарушают законы термодинамики.

Снять это противоречие сумел Илья Романович Пригожин (1917—2003), бельгийский учёный, выходец из России. Суть его исследований буквально в двух словах поясняет название одной из его книг, написанной совместно с Изабеллой Стенгерс: «Порядок из хаоса!»! Когда система в целом далека от термодинамического равновесия, то в её отдельных частях могут самопроизвольно происходить процессы самоорганизации, сопровождающиеся понижением энтропии. Если не учитывать того, что эти процессы идут только в «отдельных частях», то возникает видимость нарушения второго начала термодинамики. Но всё становится на свои места, если принять во внимание то обстоятельство, что процессы самоорганизации, происходящие в локальных областях, сопровождаются неуклонным ростом энтропии всей системы в целом. Что принципиально важно: в открытых системах скорость «производства» энтропии минимизируется! То есть открытые системы, исполь-

зую подводимую энергию, стремятся как можно меньше производить энтропию. Оказывается, такое поведение становится возможным, если в системе возникает некоторый порядок. Иными словами, происходит самоорганизация открытых систем, их самопроизвольное усложнение. Значит, в открытых системах могут идти процессы, невозможные в изолированных системах. За свои исследования термодинамики неравновесных систем И. Р. Пригожин в 1977 году был удостоен Нобелевской премии по химии.

Какие же условия необходимы, чтобы из хаоса возник порядок, а энтропия уменьшилась? Прежде всего, это может происходить только в открытых системах, которые непрерывно снабжаются «высококачественной» энергией (световой, ядерной и др.), а отдают в окружаю-





Земля получает энергию от Солнца.

щее пространство «низкокачественную» энергию (попросту — теплоту). Если система получает больше энергии, чем ей необходимо для покрытия тепловых потерь, то избыточная энергия идёт на усложнение структуры. В самом деле, Земля имеет температуру в среднем около 15 °С. Она получает энергию от Солнца, температура поверхности которого составляет примерно 6000 °С. Поток энергии от Солнца (в основном видимый свет) попадает на Землю и частично ею поглощается, а частично отражается, сбрасывается в космическое пространство в форме инфракрасного (теплого) излучения. Это, в свою очередь, возможно потому, что

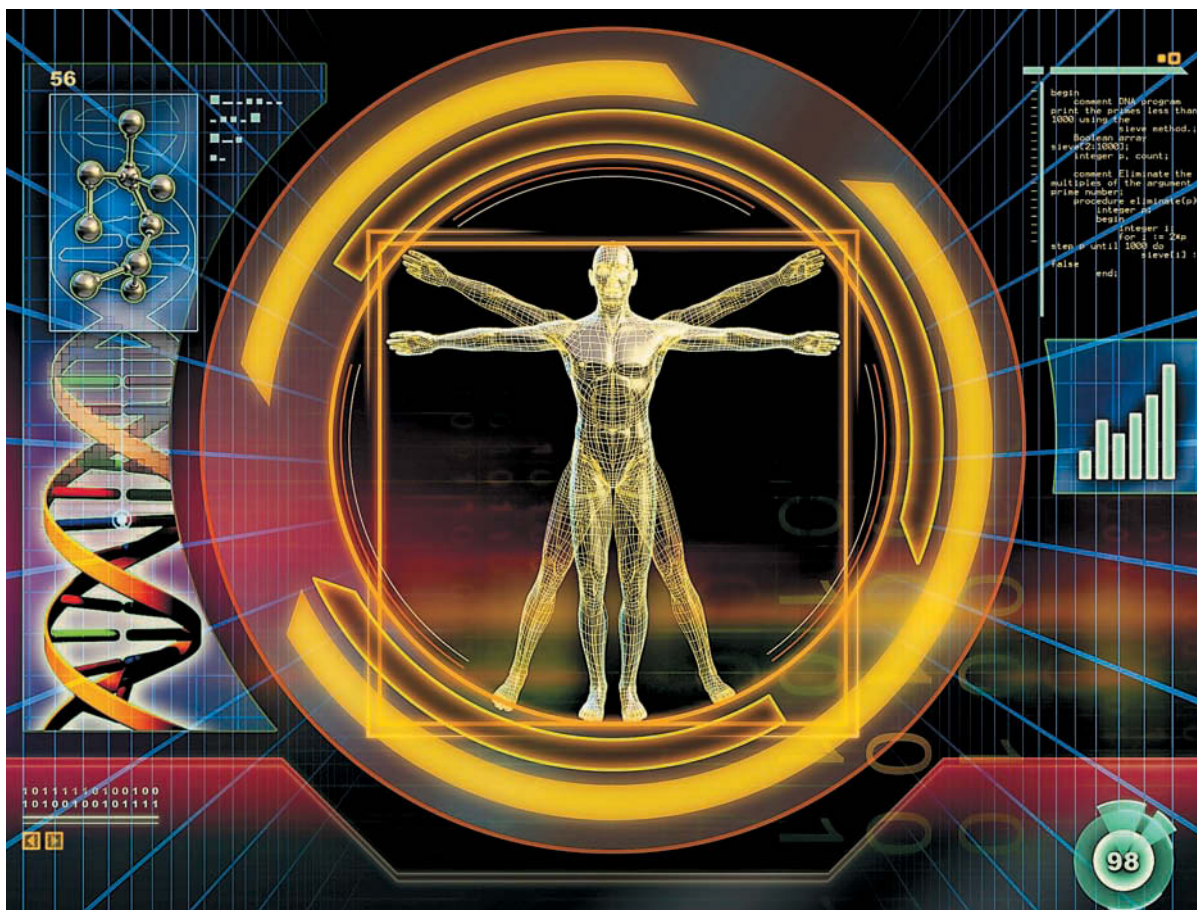
температура космоса составляет примерно -270 °С. То есть всё, что происходит на земном шаре, сопровождается увеличением энтропии окружающего космического пространства! Появление высокоорганизованной материи — от одноклеточных организмов до человека — увеличивает энтропию Солнечной системы. И в целом второй закон термодинамики для нашей части Вселенной не нарушается. Такая ситуация сохраняется уже на протяжении нескольких миллиардов лет. Если поток энергии от Солнца прекратится, остановятся все процессы на Земле, в которых из простых молекул получают более сложные, то есть идущие с уменьшением энтропии.

Таким образом, существует направленный поток энергии: Солнце → Зем-

ля → космос, причём энергия световых квантов в видимой области спектра намного больше тепловой энергии. Именно в этих условиях возникла и существует жизнь. В термостате, в котором нет потоков энергии, не могут возникать процессы самоорганизации вещества, не может происходить возникновение порядка из хаоса. Об этом как раз и писал И. Р. Пригожин в своей книге: «Наша Вселенная имеет плюралистический, сложный характер. Структуры могут исчезать, но могут и возникать. Модели, изучавшиеся классической физикой, реализуются лишь в таких ограниченных ситуациях, какие можно создать искусственно, заключив материю в ящик и подождав, пока она не достигнет равновесия... Мы знаем, что в системах, далёких от равновесия, могут спонтанно возникать новые типы структур. В далёких от равновесия условиях может происходить переход от беспорядка и теплового

хаоса к порядку. Могут возникать новые динамические состояния материи, состояния, отражающие взаимодействие данной системы с её окружением».

А при чём тут живое и неживое? Земной шар, на котором возникла жизнь (примем это положение как наиболее вероятное), — типичная открытая термодинамическая система. Ведь он буквально купается в солнечном излучении, приносящем огромную энергию. Благодаря этой энергии на Земле возможны процессы самоорганизации, самосборки, идущие с уменьшением энтропии. Жизнь на Земле зародилась в сильно неравновесной среде, а возникшие организмы стали жить и эволюционировать, потребляя энергию, поступающую к ним извне, — то есть, в конечном счёте, энергию Солнца. Энергию растениям даёт солнечный свет. Животные, и человек тут не исключение, «питаются» высококачествен-

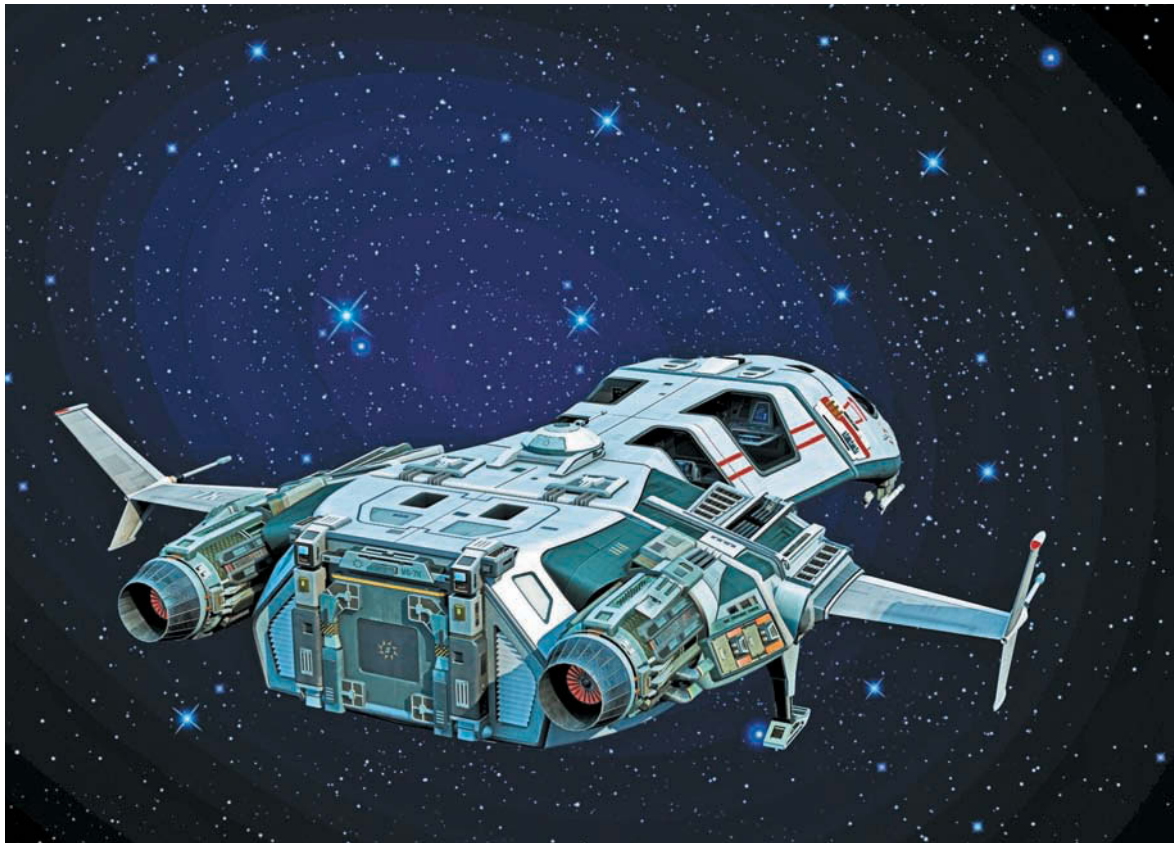


твенной энергией, которую ранее запасли растения. Значит, и они не появились бы без солнечной энергии. «Конечно, проблема возникновения жизни остаётся трудной, — продолжает Пригожин, — и мы не думаем, что здесь нас ожидает простое решение. Но жизнь уже не представляется противоречащей «обычным» законам физики, не выступает против них, чтобы избежать предписанной ими судьбы — разрушения. Наоборот, представляется, что жизнь специфическим образом отражает сами условия, в которых существует наша биосфера, включая... неравновесность, создаваемую для биосферы солнечной радиацией».

Выступая в Москве, в Институте истории естествознания, Пригожин так пояснил свою теорию неравновесных систем: «Как это получилось, что жизнь так устойчива? Из крокодила получается крокодил, из курицы — курица. Речь идёт не только о наследственности, но и о стабильности. Шрёдингер думал, что

эта устойчивость подобна хорошим часам, то есть имеет механическое происхождение. Мне трудно было с этим согласиться. Аналогия, которая пришла мне тогда в голову, связана с городом. Ведь город живёт только потому, что он есть открытая система, — если вы изолируете его, то он постепенно прекратит существование. А взаимодействия внутри города — это то, что делает систему стабильной. В эту аналогию я верю ещё и теперь и думаю, что она представляет очень важный элемент моей теории... Самым интересным своим результатом я считаю тот, который показывает, что в неравновесии возможно то, чего в равновесии получить нельзя. Главное возражение против физико-химической интерпретации жизни состояло в том, что такие сложные состояния огромного числа молекул невозможны по теории вероятностей. Но, повторяю, что не-

В космических экспедициях корабль нужно будет обеспечить всем необходимым.



роятно в равновесии, становится вероятным в неравновесии».

Именно в открытой системе, не испытывающей недостатка в притоке энергии извне, из неорганических веществ могли образоваться более упорядоченные органические молекулы (процесс идёт с уменьшением энтропии). А далее эти органические молекулы вступали в различные реакции и соединялись в полимерные цепочки. Энтропия при этом уменьшалась ещё сильнее. (Зато возростала энтропия океана, в котором, как полагают, и зародилась жизнь. Но для океана это возрастание было совершенно незаметным по сравнению с небольшим количеством первых сложно устроенных молекул.) Вероятно, сборке этих примитивных полимеров в более сложные комплексы способствовали катализаторы — ими могли быть некоторые минералы и ионы металлов. Ведь и сейчас химики используют в качестве катализаторов и минералы (например, кристаллические силикаты — цеолиты), и ионы металлов переменной валентности. Очевидно, для возникновения жизни важны были и размеры Земли: на очень маленькой планете жизнь вряд ли могла бы возникнуть. А если бы и возникла, то эволюция не пошла бы дальше самых примитивных форм. Вот очень наглядный пример.

В дальних космических экспедициях корабль с космонавтами будет представлять собой почти изолированную систему: вдалеке от звёзд невозможно будет использовать даже энергию их излучения. Смогут ли обитатели корабля обеспечить себя всем необходимым? А если смогут, то в течение какого времени? Международная космическая станция не в счёт — к ней непрерывно «причаливают» ракеты с Земли, привозя самое необходимое. И вот в 1989 году около города Тусона (штат Аризона) исследователи из Колумбийского университета на деньги миллиардера Эдварда Басса начали проект «Биосфера-2» (под «Биосферой-1» они имели в виду нашу

Проект «Биосфера-2» — эксперимент по созданию искусственной экосистемы.

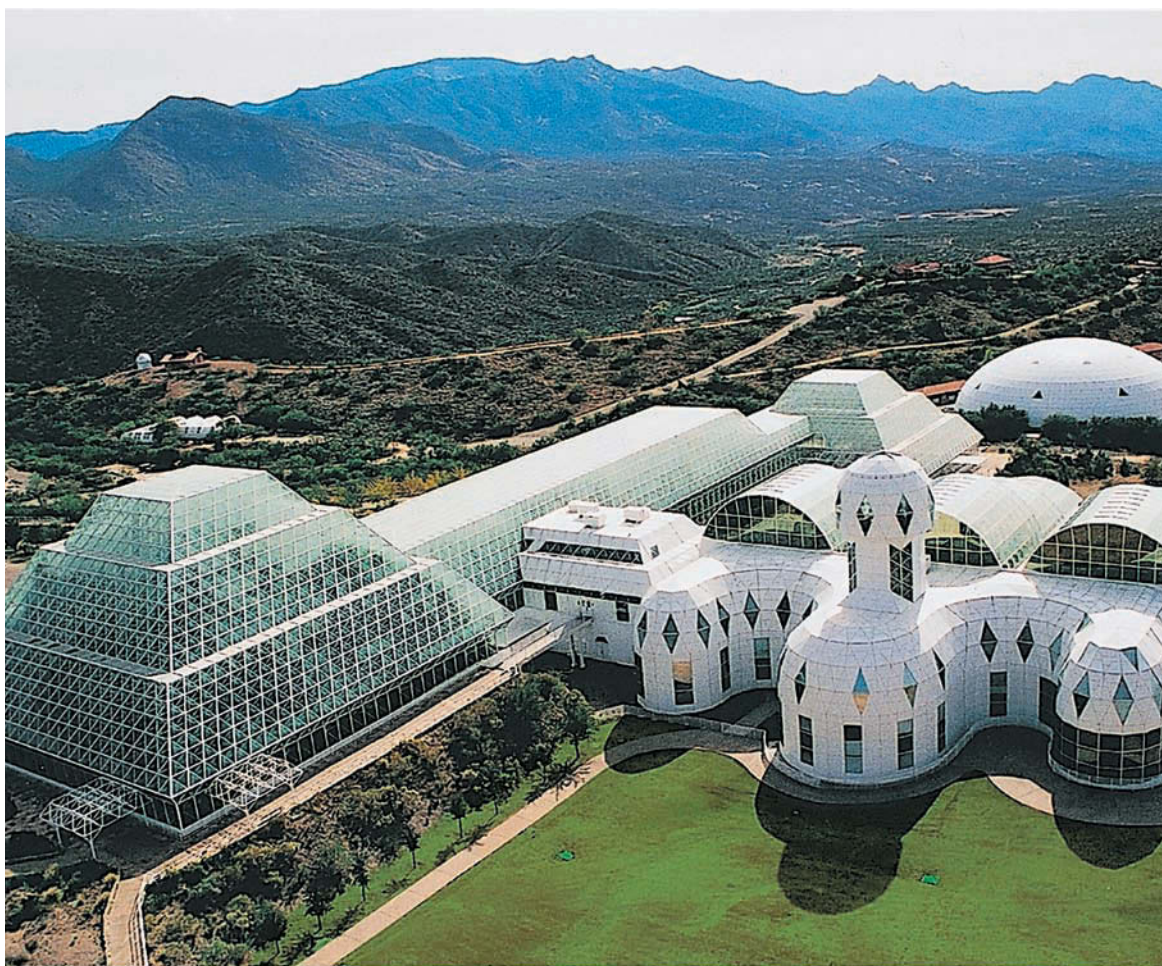


Землю). В пустынной местности было выстроено огромное сооружение общей площадью 15 000 м², снабжённое всем необходимым. Стекланный колпак пропускал солнечный свет, внутри было и маленькое озеро, и кусочек тропического леса, устроены миниатюрные климатические пояса. В 1991 году здесь в полной изоляции от внешнего мира поселилось восемь человек, а также 3000 видов растений и животных. Общение с внешним миром — только через компьютер, а питание обеспечивали растения, рыба, козы, свиньи и куры.

Было интересно, сколько люди продержатся без вмешательства извне. Сможет ли закрытая система обеспечить круговорот веществ, имитируя условия Земли? Однако вскоре начались неприятности. Содержание кислорода в воздухе стало снижаться со скоростью 0,5%

в месяц (вероятная причина — размножение микроорганизмов), а кислотность воды в озере — повышаться. Упал урожай растений, люди стали страдать не только от недостатка кислорода, но и от голода. В то же время насекомые в «Биосфере» чувствовали себя прекрасно. Наблюдателям пришлось тайком подкачивать внутрь воздух, что нарушило чистоту эксперимента, и он был прекращён. За несколько лет люди сильно потеряли в весе, а содержание кислорода в воздухе упало с 21 до 15%. Однако «эксперимент» в значительно большем масштабе — со всей нашей планетой — пока успешно продолжается. Значит, величина планеты действительно играет важную роль.

Комплекс «Биосфера-2» в Аризоне, США.



Химия живого

Химики в борьбе с «жизненной силой»

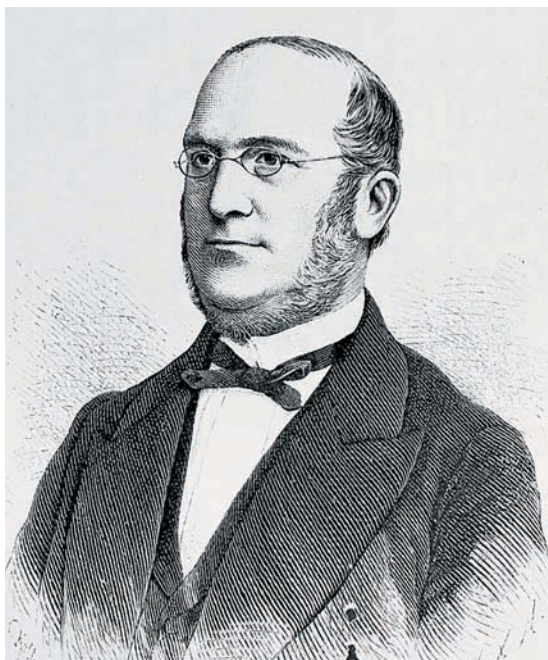
В 1845 году видный немецкий химик-органик Герман Кольбе (1818—1884) написал о мечте химиков того времени: «Если бы однажды удалось превратить уксусную кислоту в спирт, а из последнего получить сахар и гликоген (гликоген — животный крахмал. — *Прим. авт.*), то мы были бы, очевидно, в состоянии собирать искусственным путём самые главные составные части растительного мира из фрагментов, имеющих к ним отдалённое отношение». Успехи химии в то время были налицо: химики умели получать соду, кислоты, некоторые лекарственные средства и красители (например, берлинскую лазурь). В то же время слова Кольбе для большинства химиков выглядели полнейшей утопией. И вот почему.

С древних времён люди делили все вещества на две группы — горючие и негорючие. К первой группе относились дерево, жир, масло, другие вещества растительного и животного происхождения. Негорючими были земля, песок, камни, известь и др. — эти вещества называли минеральными. Конечно, были и исключения, например, минеральный уголь мог гореть. Вещества первой группы не выдерживали нагревания и разлагались — обычно с образованием угля и с выделением отвратительных запахов. Вещества же второй группы, как правило, не боялись огня.

В 1807 году шведский химик Йёнс Якоб Берцелиус предложил вещества, типичные для живой природы, называть органическими, а вещества неживой



Г. Кольбе, немецкий химик.

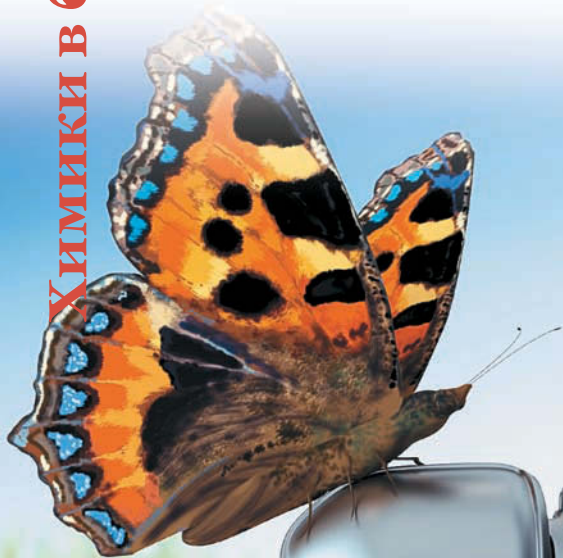


Й. Я. Берцелиус, шведский химик.

природы (вода, соли, оксиды, кислоты и щёлочи) — неорганическими. Химики довольно хорошо изучили многие неорганические соединения, умели превращать кислоты в соли, из одних солей получать другие и т. д. Получались у них и многие превращения органических соединений в неорганические (самый простой пример — сжигание органического вещества с образованием углекислого газа, воды, а иногда также азота и некоторых других газов). А вот обратные процессы — получение органических веществ из неорганических — никто проводить не умел. Более того, считалось, что такие процессы вообще нельзя осуществить в колбах — они могут идти только в живых организмах, с участием особых «жизненных сил» (на латыни — *vis vitalis*). Отсюда произошло и название учения об особом статусе всего живого — витализм. В соответствии с этим учением, живая природа не подчиняется тем же физическим и химическим закономерностям, которые свойственны неживой

природе. Процессами в живой природе управляют якобы совсем другие законы. Поэтому неорганические соединения, например воду, соли, можно найти повсюду — и в живой природе, и в неживой. Органические же вещества (например, сахар или жир), которые образуются с участием «жизненной силы», можно встретить только в живых организмах. Получить их искусственно принципиально невозможно.

Не все учёные были согласны с теорией витализма. Они считали, что органические вещества в принципе устроены по тем же законам, что и неорганические, но они более сложные и потому синтезировать их труднее. В 1828 году Фридриху Вёлеру удалось показать, что органическое соединение мочевины может быть получено из неорганического вещества — цианата аммония. И хотя мочевина по составу не отличается от цианата аммония (различие только в другом расположении атомов), работа Вёлера вселила надежду, что возможны синтезы и более сложных органических соединений.



Бурное развитие химии в середине XIX столетия подтвердило справедливость этих ожиданий. Окончательно витализм был побеждён в 50-х годах XIX века, когда французскому химику Марселену Бертелло удалось синтезировать спирты, бензол, метан, ацетилен, ряд других типичных органических соединений.

Сейчас химики умеют получать почти любые органические соединения. Значит ли это, что со временем они сумеют осуществить мечту алхимиков — создать «гомункулуса», искусственного «человечка в колбе»? Размышляя над этим вопросом, нужно учесть, что организм, даже одноклеточная амёба, — это не просто собрание органических молекул, пусть даже и очень сложных. Компьютер или телевизор тоже очень сложные приборы, но теоретически их можно разобрать на отдельные детали, а потом снова собрать. В принципе «разобрать на части», на отдельные химические вещества, амёбу можно, а вот «собрать обратно» не получится! Во всяком случае, пока ещё никто это сделать не может. Ведь «собрать амёбу» из индивидуальных химических веществ — это ни много ни мало искусственно создать жизнь!

Так как же возникла амёба (и все остальные живые существа)? На этот счёт существует несколько теорий. Одна из них — сотворение всего, живого и мёртвого, «из ничего», в результате Божественного промысла. Последователей этой теории называют креационистами (это слово произошло от *лат.* creatio — «создание», род. падеж creationis). Другая теория называется панспермией (от *греч.* πάν — «весь», «всякий» и σπέρμα — «семя»). Она предполагает, что «зародыши жизни» (например, сложные органические молекулы) были занесены на Землю из космоса, возможно, с других планет. Но тогда нужно объяснить, как они возникли там, как там зародилась жизнь?

Наконец, можно предположить, что и первые простейшие молекулы ДНК, и амёба, и более сложные организмы появились на Земле в ходе естественной эволюции. В таком случае нет никаких принципиальных препятствий к тому, чтобы тот же процесс учёные



смогли когда-нибудь в будущем повторить, причём не за сотни миллионов лет, как это происходило в истории Земли, а значительно быстрее. Однако пока никто даже не представляет себе, как, с какой стороны за это дело взяться. Ведь мы не знаем даже, в результате каких процессов, каких постепенных (или не постепенных?) изменений появилась на Земле и эта амёба, и вся остальная живность. Химики только пытаются смоделировать работу биологических катализаторов — ферментов, не замахиваясь пока на то, чтобы полностью синтезировать эти сложнейшие белковые молекулы.

Однако наука не стоит на месте. Ведь когда в 1885 году немецкий физик Генрих Герц получил электромагнитные волны метровой длины и исследовал их отражение и преломление, никто и не задумывался, как с помощью таких волн создать устройства, которые смогли бы передавать на большие расстояния и звуки, и движущиеся изображения. А сейчас сотни миллионов пользователей телевизоров и мобильных телефонов даже не подозревают, что у истоков этого чуда техники были опыты Герца с электромагнитными волнами...

Сколько «первоначал» у живого?

Древние мыслители считали, что мир построен из пяти «первоначал» (их называли также стихиями, элементами). Это вода, воздух, земля, огонь и quinta-эссенция — «пятое начало», за которое принимали некую неуловимую эфирную субстанцию.

В неорганической химии нам тоже встретились пять «первоначал»: кислоты, оксиды, основания, соли, а на роль «пятого начала» вполне подходит вода: это и оксид, и кислота, и основание. А что нам может предложить органическая химия?

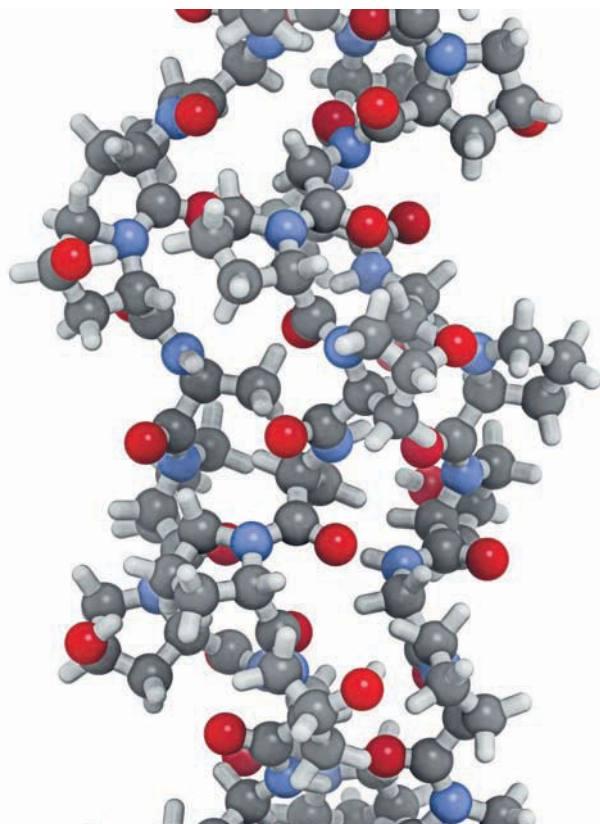
Рассмотрим в качестве «биосферы» собственный организм. Тело человека — это уникальный «химический комбинат», в котором идёт множество разнообразных химических реакций. Их главное отличие от тех процессов, которые протекают в колбах и промышленных реакторах, состоит в том, что в организме все реакции идут в «мягких»

условиях (атмосферное давление, невысокая температура). При этом исходные «реагенты» (вода, пища, воздух) почти полностью превращаются в продукты реакции, и при этом образуется мало вредных побочных продуктов (химики про такие реакции говорят, что они идут с высоким выходом и селективностью).

Поступающие в организм вещества используются как для построения тканей, так и для выработки энергии. Три главных компонента пищи — это углеводы, белки и жиры. Более подробно с этими веществами вы познакомитесь при изучении органической химии. Пока же можно сказать, что углеводы построены из атомов углерода, водорода и воды. При этом многие углеводы, в том числе те, с которых началось изучение этого класса веществ, имеют состав, который можно выразить формулой $C_nH_{2m}O_m$, иначе $C_n(H_2O)_m$, то есть они как бы состоят из углерода и воды (примером может

Главные компоненты пищи — углеводы, белки и жиры.





Модель молекулы белка кератина.

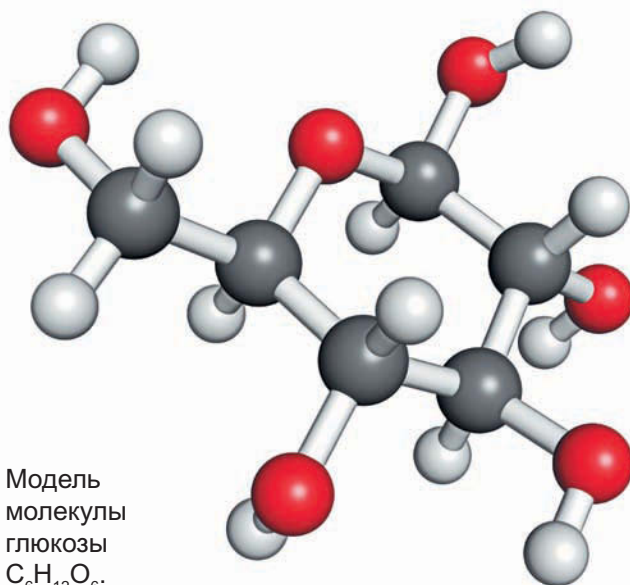
служить глюкоза ($C_6H_{12}O_6$). Отсюда и появилось такое название. Сейчас известно, что далеко не все углеводы имеют такую формулу, но название осталось. Есть у углеводов и другое название — сахара, хотя тоже далеко не все они сладкие (например, крахмал).

В курином яйце содержится водный раствор одного из белков (альбумина). Белки устроены более сложно: это длинная цепочка из соединённых между собой звеньев — аминокислот. Каждая аминокислота имеет одну кислотную группу $-COOH$ и одну аминогруппу (чаще всего это $-NH_2$, а иногда это группа $-NH-$), которые присоединены обязательно к одному и тому же атому углерода: $HOOC-CH(R)-NH_2$, где группа R может быть просто атомом водорода (как в простейшей аминокислоте — глицине), а может быть довольно сложной. При образовании белка молекулы разных аминокислот соединяются

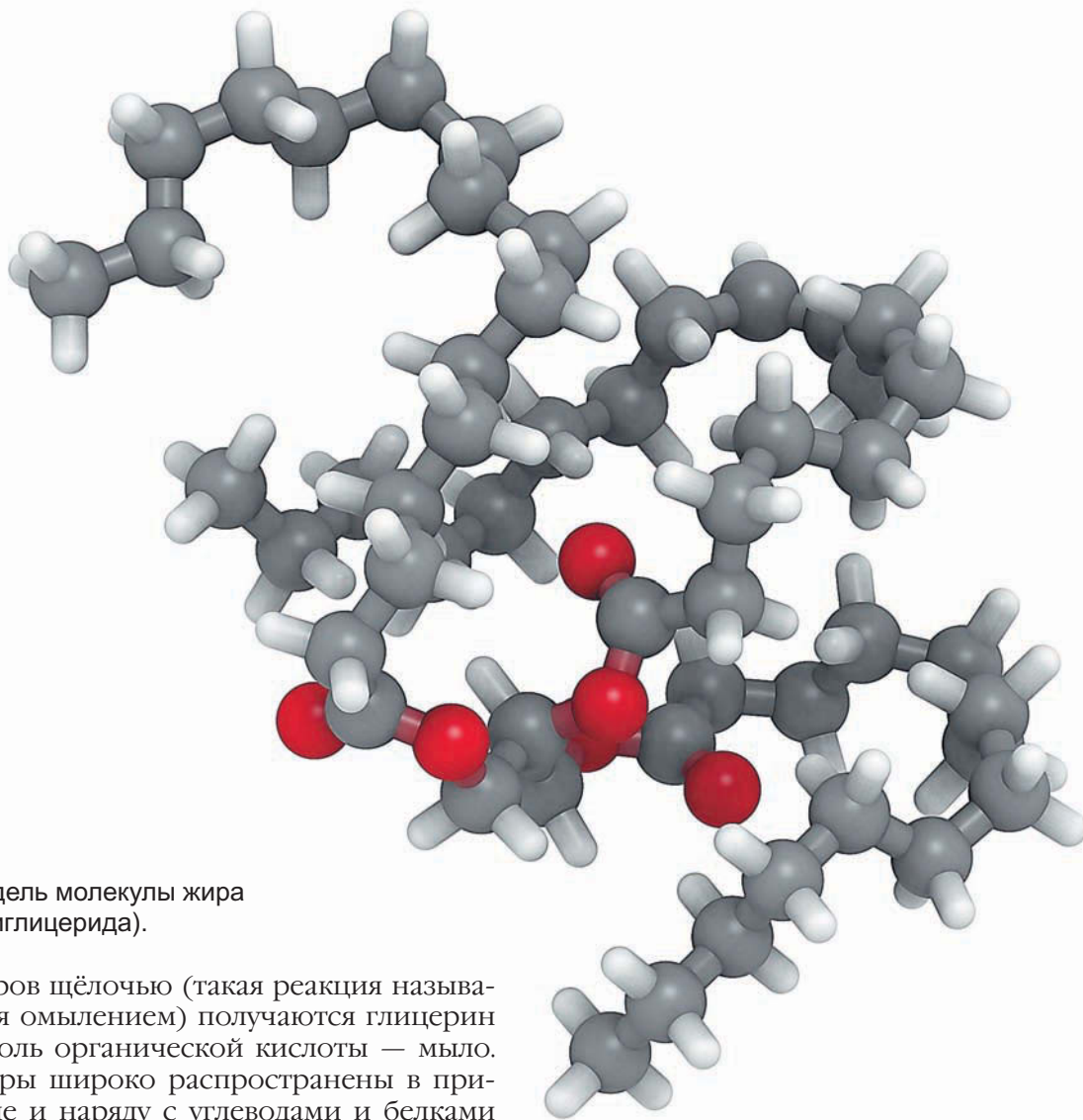
друг с другом «голова к хвосту»; при этом отщепляется молекула воды: $HOOC-CH(R)-NH_2 + HOOC-CH(R)-NH_2 \rightarrow HOOC-CH(R)-NH-CO-CH(R)-NH_2 + H_2O$. Так могут соединиться друг с другом множество аминокислот, образуя очень длинную цепочку — полипептид. Это слово происходит от греческого *peptós* — «сваренный»; его иногда используют как синоним слова «белок». А связь в белке между отдельными аминокислотными остатками $-NH-CO-$ называют пептидной связью.

Из белков построены мышцы, волосы, ногти, кожа, а также разнообразные ферменты и гормоны, без которых невозможно функционирование живого организма. Белки человека, в свою очередь, построены примерно из 20 основных аминокислот. Часть их не синтезируется организмом — это незаменимые аминокислоты. Они должны поступать с пищей или в виде пищевых добавок и лекарственных препаратов. Чтобы белок был биологически активным и выполнял свою функцию в организме, последовательность аминокислотных остатков в нём должна быть строго определённой. Она определяется генетическим кодом.

Третий класс органических «веществ жизни» — жиры. Чистый жир — это, например, сало, сливочное или подсолнечное масло. При расщеплении



Модель молекулы глюкозы $C_6H_{12}O_6$.



Модель молекулы жира (триглицерида).

жиров щёлочью (такая реакция называется омылением) получают глицерин и соль органической кислоты — мыло. Жиры широко распространены в природе и наряду с углеводами и белками являются основным компонентом питания человека.

В составе большинства продуктов присутствуют в разных пропорциях все три основных пищевых вещества. Например, в гречневой крупе содержится около 55% легкоусвояемых углеводов, 10,5% белков и 2–3% жиров (остальное — вода, клетчатка и минеральные вещества). В картофеле около 20% углеводов, 2% белков и всего 0,1% жиров. В говядине 15% белков, 10% жиров, а углеводов практически нет, и т. д.

В процессе пищеварения эти вещества с помощью ферментов расщепляются и превращаются в более простые, которые разносятся кровью во все клетки. Туда же кровь доставляет кислород

из лёгких. Окисление органических веществ в клетках организма кислородом и является основным источником энергии; конечные продукты этих реакций окисления — вода и углекислый газ; в организме образуются также и продукты неполного окисления, которые выводятся из него. Кроме того, из поступивших в кровь небольших молекул организм строит сам себя! То есть по заранее определённой жёсткой программе постоянно обновляет и кости, и волосы, и кожу, и мышечные ткани, и саму кровь! И это касается не только человека, но и любого животного, любого растения и даже микроорганизма. Если посадить в землю небольшое семечко, то при благоприят-



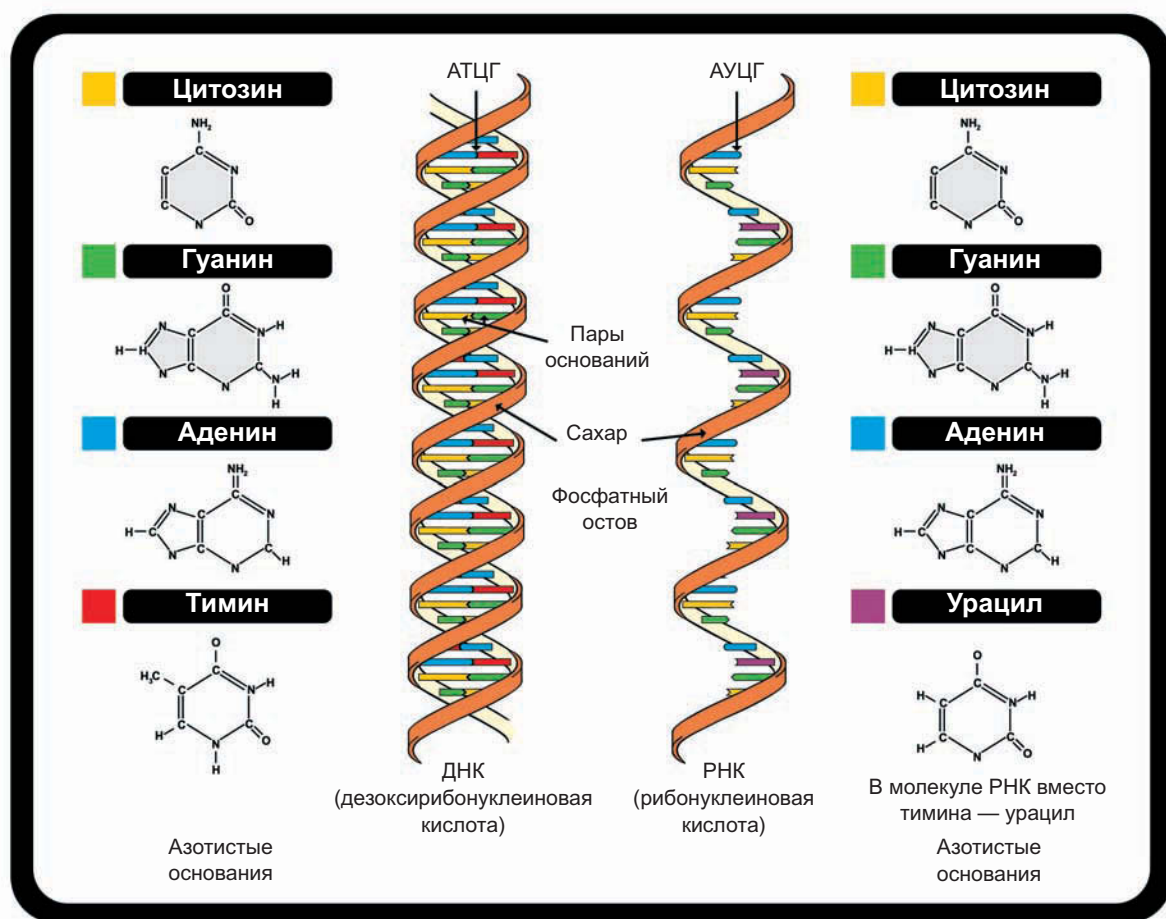
ных условиях из него вырастет вполне определённое растение — например, ромашка или баобаб! И все лепестки и листики ромашки или весь огромный ствол и сучья баобаба будут построены из простых молекул воды, из углекислого газа (его растения получают из воздуха) и очень небольших количеств различных минеральных элементов в почве.

Так, например, в растениях образуется глюкоза по суммарному уравнению $6\text{H}_2\text{O} + 6\text{CO}_2 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$. А из многих молекул глюкозы, в свою очередь, образуется полимерная молекула целлюлозы: $n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + n\text{H}_2\text{O}$.

Итак, всё живое — от простейших растений до человека — содержит высокоорганизованную материю, которая намного более упорядочена по сравнению с окружающим миром. И чтобы приблизиться к пониманию того, что такое жизнь и как она возникла, биология никак не могла (и не может) обходиться без химии.

Вы, конечно, слышали и о «веществе наследственности» — ДНК. Полное название этого вещества — дезоксирибонуклеиновая кислота. Это тоже полимерная цепочка, только более сложная, чем у белка. Молекулы ДНК, как и белковые, также состоят из расположенных в строго определённой последовательности структурных единиц. В этой последовательности и записана наследственная информация — примерно как





Строение молекул ДНК и РНК.

конкретной последовательностью букв можно записать метод синтеза вещества или порядок сборки компьютера. Даже малые нарушения этой последовательности в молекулах белков или ДНК могут оказаться смертельными для организма или его потомства. Очень похожа по строению на ДНК другая кислота — рибонуклеиновая (РНК), которая тоже играет в организме крайне важную роль.

Химику несложно поместить в колбу смесь из двух десятков разных аминокислот и провести реакцию, в результате которой эти аминокислоты соединятся в длинные цепочки. Но получившиеся при этом полипептиды не будут обладать никакой биологической активностью, так как отдельные аминокислоты в них соединятся в случайной последовательности, а энтро-

пия системы мало изменится. (Простая аналогия: если случайным образом соединить между собой разные буквы, мы не получим осмысленного текста.) То же самое можно сказать и о природных молекулах ДНК. Чтобы синтезировать «настоящий» белок, необходимо соединить между собой сотни и тысячи определённых аминокислот, одну за другой, в строгой последовательности. Понятно, что это требует неизмеримо больших затрат и труда, и энергии. Значит, при синтезе белка или ДНК в организме происходит сильнейшее уменьшение энтропии! Уменьшение энтропии происходит и при формировании из белков и других «строительных материалов» глаз, сердца, мозга, любого другого органа животного.

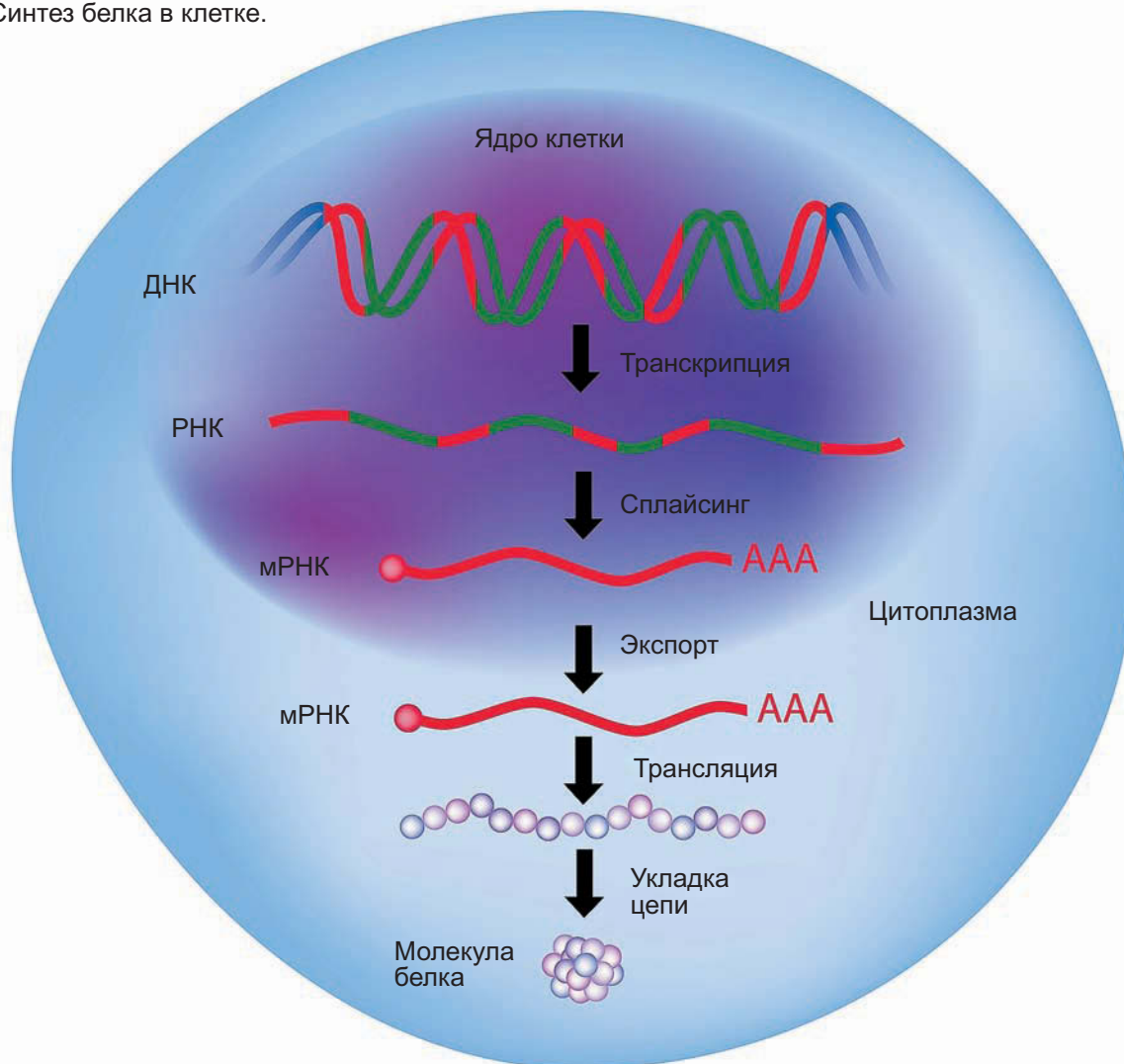
Рассмотрим теперь очень важный вопрос. Если в организме при синтезе высокоупорядоченных структур отдельных «деталей» происходит сильное

уменьшение энтропии, то не нарушают ли процессы в организме человека, животных и растений второй закон термодинамики? Мы уже знаем, как правильно ответить на этот вопрос: и растения, и животные представляют собой открытую систему, как и вся наша планета. В растениях реакции синтеза органических веществ сопровождаются сильным уменьшением энтропии, и идут они за счёт энергии солнечного света. Реакции, для которых необходим свет, называются реакциями фотосинтеза. К сожалению, такие реакции невозможно осуществить, просто осветив смесь воды и углекислого газа даже самым ярким светом. Чтобы реакция пошла, необходимо создать специальные условия,

которые имеются, например, в зелёных листьях растений; для реакции необходимо присутствие хлорофилла и других соединений. В целом тут работают не менее сложные «механизмы», чем в азотфиксирующих микроорганизмах. Химики пока не умеют создавать такие условия искусственно, хотя и узнали довольно много о том, как идёт фотосинтез. Такие исследования дадут возможность не только использовать энергию Солнца, как мы это умеем делать сейчас, но и получать с помощью солнечного света органические соединения из неорганических.

Рассмотрим теперь ещё один процесс: синтез биополимеров — белков, ДНК в организме человека. Как отмеча-

Синтез белка в клетке.



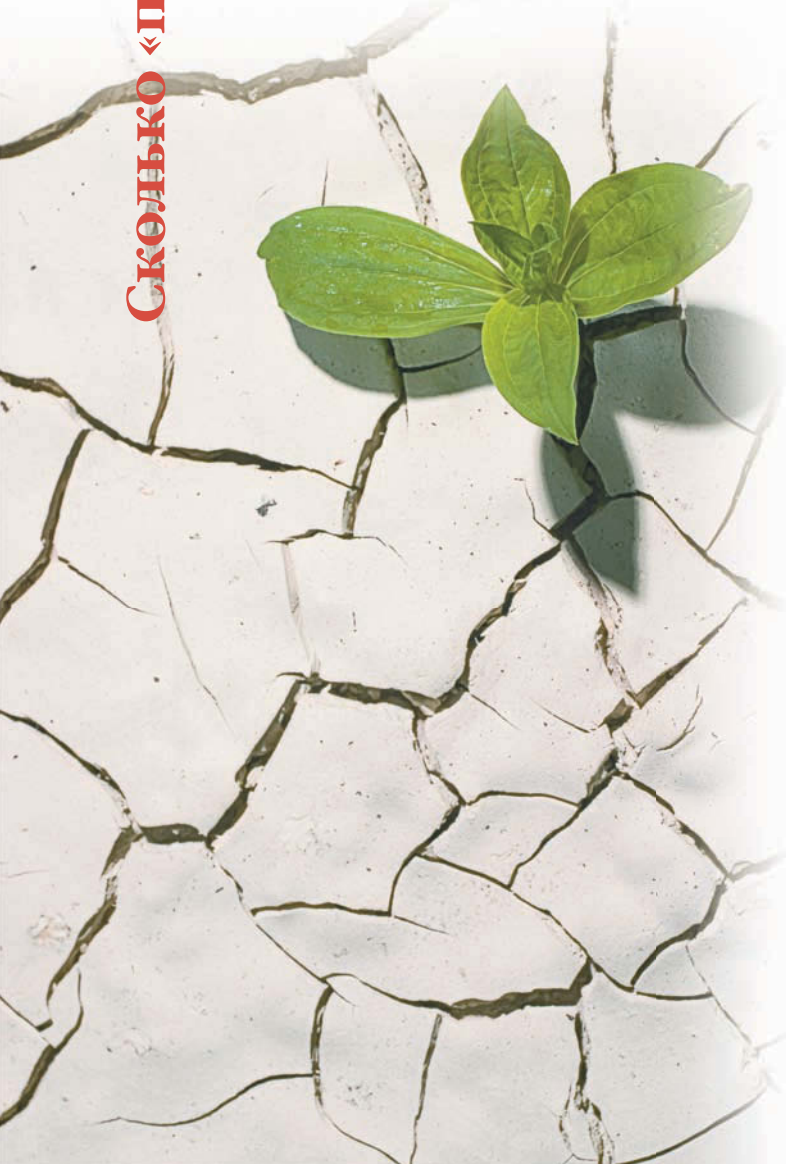
лось, химически не очень сложно синтезировать длинную белковую молекулу, состоящую из множества звеньев — аминокислотных остатков. Но такой «белок» — продукт самопроизвольной реакции — будет так же мало похож на настоящий, как случайная последовательность букв — на отрывок из «Войны и мира» Л. Н. Толстого. В природных белках звенья расположены в определённом порядке, причём в каждом белке порядок свой. Такое расположение в длинных молекулах белков и ДНК сопровождается огромным уменьшением энтропии в ходе синтеза.

Как же осуществляется в организме человека синтез высокоорганизованных структур, например белка или ДНК? Только на первый взгляд кажется, что эти процессы идут в нашем теле самопроизвольно. На самом деле для их осуществ-

вления необходимо множество других реакций, протекающих в организме одновременно с синтезом белков и других структур, и при этом в целом для всех процессов в сумме энтропия всё же увеличивается! Любое животное поглощает с пищей высокоорганизованную материю с относительно низкой энтропией, а выделяет малоорганизованную, более простую, с более высокой энтропией. То есть в системе пища → организм → отходы наблюдается такая же последовательность, как и в системе Солнце → Земля → космос. И не будем забывать, что такое возможно только в открытой системе.

Протекание одновременно нескольких реакций (их называют сопряжёнными) очень распространено в живой природе. При этом одни реакции позволяют идти другим, которые сами идти не могут. Например, процесс окисления глюкозы кислородом в клетках при температуре тела человека даёт столько энергии, что становятся возможными важнейшие реакции синтеза белков и других структурных единиц организма. Если глюкозу просто сжечь ($C_6H_{12}O_6 + 6O_2 = 6CO_2 + 6H_2O$), выделится много энергии, а энтропия возрастёт очень сильно (кристаллическое вещество глюкоза превратилась в газообразное). И хотя окисление глюкозы в клетке идёт другим путём, конечный результат — тот же (этот принцип для любой химической реакции установил ещё в 1940 году русский химик Герман Иванович Гесс). В результате синтеза в организме сложнейших молекул и обновления всех клеток, всех органов не нарушаются ни первый, ни второй законы термодинамики: энергия сохраняется, а энтропия увеличивается. Глюкоза же и другие питательные вещества были ранее запасены в растениях и в других животных, то есть в конечном счёте они были созданы за счёт солнечных лучей!

Теперь посчитаем, сколько же у нас получилось типов органических соединений, самых важных для жизни. Оказывается, всего четыре: углеводы, белки, жиры, нуклеиновые кислоты. А как же с «пятой сущностью», движущей силой всех превращений? Пусть это останется загадкой...



Химия живого

Как химики соревнуются с природой



Мы уже упоминали, что к 2005 году число синтезированных и изученных химиками веществ превысило 25 миллионов. И если в начале XIX века многие сомневались в возможности искусственного получения органических соединений из неорганических, то в этом столетии правомерен будет следующий вопрос: возможно ли искусственно создать «живое вещество». Для этого прежде всего надо понять, как оно устроено, каким образом растущий организм «узнаёт», какие исходные вещества из поступающих с пищей ему нужны и как из них синтезировать соединения, из которых строятся различные органы. Понятно, что эта «пропись» зашифрована в наследственной информации, так же как в микросхемах компьютера зашифрована последовательность операций, которые должна выполнить та или иная программа — начиная с печатания букв и кончая сложными расчётами.

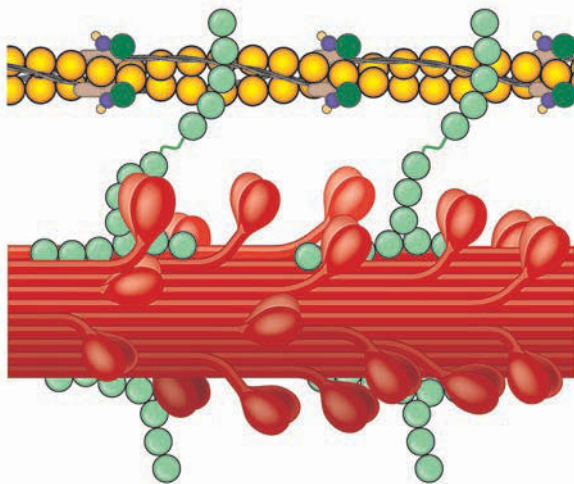
Марки СССР из серии «Большая химия — сельскому хозяйству».

Во второй половине XX века учёные выяснили, что для записи всей наследственной информации живого организма достаточно всего нескольких элементов! Наследственная информация, записанная в живой клетке, определяет, что именно вырастет из этой клеточки, неразличимой невооружённым глазом: сибирский кедр, морской конёк или человек. Как же удаётся записать эту информацию?

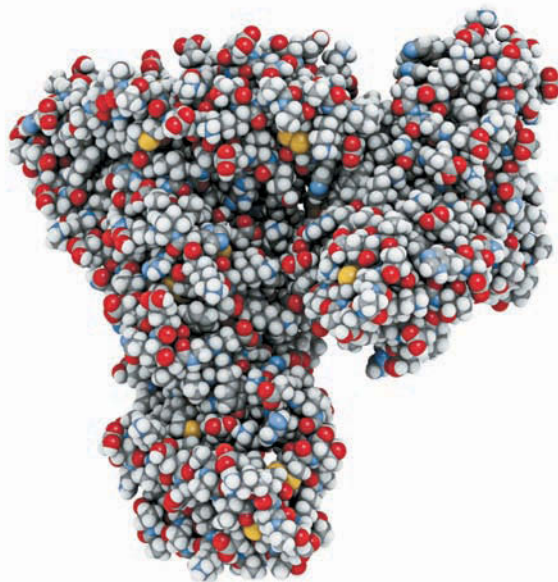
Аборигены (коренные жители) Америки много веков назад изобрели «узловую письменность»: к длинной верёвке они привязывали торчащие вбок шнурки с узелками различной формы и таким способом могли передавать разнообразную информацию. Возьмём теперь длинную «верёвку», построенную из соединённых друг с другом атомов элемента углерода (эти атомы легко со-

единяются в цепочки любой длины). Получится молекула, которая не несёт никакой информации. Кстати, именно из таких молекул состоит полиэтилен, из которого сделаны пакеты, и парафин, из которого делают свечи. Эта молекула имеет формулу $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$. Число звеньев в молекуле может достигать многих тысяч. Разные свойства полиэтилена и парафина связаны в основном с разной длиной молекул-цепочек. Но если в разных местах молекулы полиэтилена путём замещения отдельных атомов водорода присоединить по бокам различные группировки из атомов других элементов (в том числе и углерода), можно получить осмысленное «сообщение». Чтобы его «прочитать», надо знать, из каких элементов состоят боковые группы (кстати, «боковая группа» — обычный химический термин), каково их строение и по каким правилам они присоединяются к центральной нити. Именно по этому принципу природа создала «текст» с определённым биологическим смыслом — его называют генетическим кодом.

Основной «строительный материал», из которого построены ткани животных, — разнообразные белки. Каждый организм имеет собственный набор белков — различный в разных органах. Например, в волокнах мышц присутствует белок миозин (от *греч.* *μῦος* — «мыш-



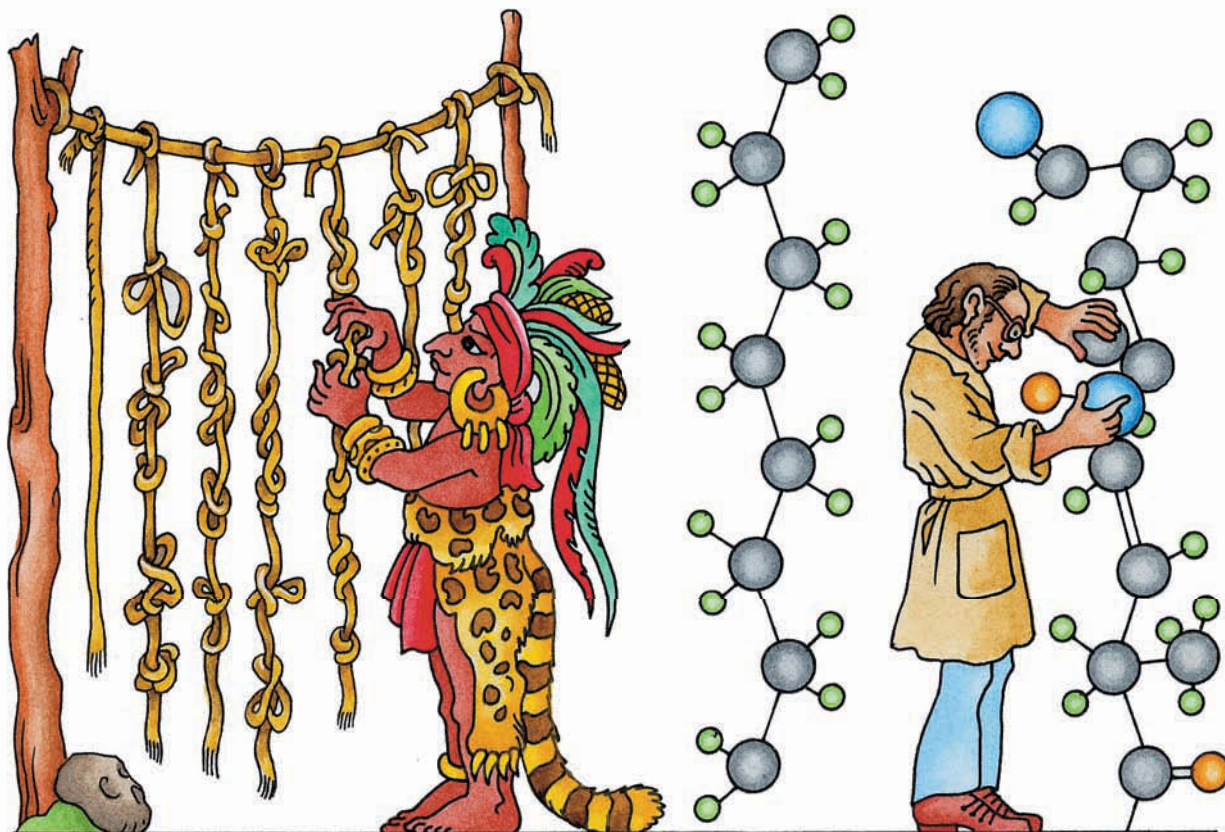
Мышечное волокно. Действие актина и миозина.



Модель молекулы человеческого альбумина — белка, содержащегося в сыворотке крови.

ца»), отсюда название болезни «миозит» — воспаление мышц. Волосы, ногти, сухожилия, шерсть животных и перья птиц состоят в основном из белка кератина (от *греч.* *kéras* — «рог»). Красные кровяные тельца содержат белок глобин (от *лат.* *globulus* — «шарик»), зёрна пшеницы — белок глиадин (от *греч.* *glia* — «клей») и т. д. Белками являются многочисленные ферменты (например, пищеварительные), которые управляют протеканием различных реакций в организме, многие гормоны (например, инсулин), которые регулируют жизненные процессы.

Белок — полимер, построенный из множества молекул аминокислот, вернее, из остатков этих молекул: когда две аминокислоты «сшиваются», выделяется одна молекула воды, так же происходит присоединение третьей молекулы и т. д. Молекула белка может содержать от нескольких десятков остатков аминокислот (например, в инсулине их 51) до нескольких миллионов. Рекорд принадлежит белку титину (другое название — коннектин). Этот белок содержится в мышцах, обеспечивая (совместно с другими белками) их эластичность. Титин представляет собой цепочку из 26 926 аминокислотных остатков, а его молекулярная масса равна 2 993 000 Да



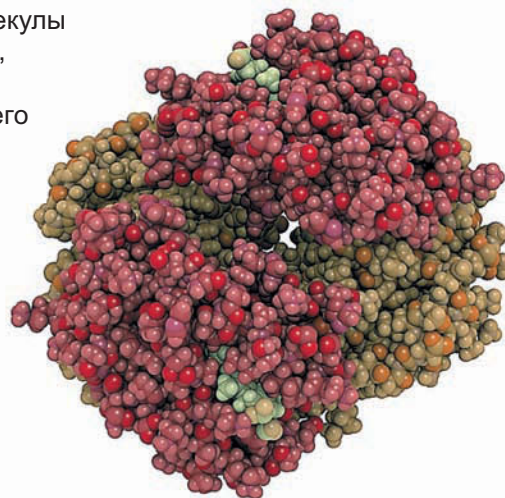
(дальгон — атомная единица массы, используемая биохимиками, она совпадает с углеродной единицей, а названа в честь английского химика Джона Дальтона, который в начале XVIII века впервые предложил измерять массы атомов в относительных единицах). Если молекулу титина «вытянуть в струнку», её длина превысит 1 мкм — объекты такого размера (правда, более «толстые») уже видны в обычный оптический микроскоп.

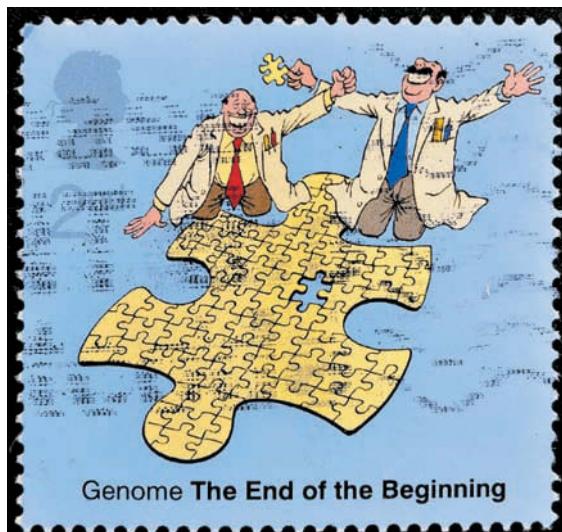
Различных аминокислот, из которых построены белки, сравнительно немного. Из них 20 встречаются очень часто, почти в каждом белке, 10 — значительно реже, и ещё несколько десятков — совсем редко. Существуют миллионы различных белков, и отличаются они тем, в каком количестве и в каком порядке соединены в них друг с другом аминокислоты.

Каждый организм умеет строить свои собственные белки, «сшивая» молекулы аминокислот в строго определённом порядке. Как же это ему удаётся? Где записана та инструкция, которая определяет порядок «строительства»? Здесь просле-

живается некоторая аналогия с работой компьютера. Для его работы нужны программы, часть которых записаны уже при изготовлении компьютера (как говорят, «вшиты» в него), а остальные могут устанавливаться в его память пользователем. И все программы работают в цифровом режиме, используя в конечном счёте только нули и единицы. Строение каждого белка тоже закодировано

Модель молекулы гемоглобина, белка крови, выполняющего функцию переноса кислорода.





Марка Великобритании, посвящённая расшифровке человеческого генома. 2003 г.

в особой полимерной молекуле, которую часто называют молекулой наследственности. Это знаменитая ДНК (полное название — дезоксирибонуклеиновая кислота). В отличие от белков молекулы ДНК построены из остатков более сложных (по сравнению с аминокислотами) органических соединений — нуклеотидов (от *лат.* nucleus — «ядро», так как ДНК содержится в клеточном ядре). Кодировка того или иного белка осуществляется определённой последовательностью нуклеотидов в ДНК. Когда в организме синтезируется конкретный белок, происходит «считывание» кода ДНК и последующее соединение друг с другом нужного числа молекул аминокислот в определённой последовательности. Сколько различных нуклеотидов необходимо иметь в молекуле ДНК, чтобы можно было закодировать любой белок? Эту чисто математическую проблему пришлось решать природе в ходе эволюции. Обозначим разные нуклеотиды прописными буквами русского алфавита, а разные аминокислоты — цифрами. Простейшее (но не самое экономичное) решение задачи — иметь столько нуклеотидов, сколько существует различных аминокислот. При этом нуклеотиду А будет соответствовать белок 1, нуклео-

тиду Б — белок 2 и т. д. Например, последовательность нуклеотидов АГЕЕДБ... будет означать, что надо соединять аминокислоты в такой последовательности: 1—4—6—6—5—2... И чтобы закодировать, например, 30 разных аминокислот, потребуется 30 разных нуклеотидов (то есть при наших обозначениях — почти все буквы алфавита).

Можно ли уменьшить число необходимых нуклеотидов? Попробуем кодировать аминокислоты сочетанием двух нуклеотидов. Тогда потребуется намного меньше разных нуклеотидов — всего шесть (проверьте это сами). Но природа поступила ещё более экономно: в молекулах ДНК обычно имеется всего четыре (реже — пять) типов нуклеотидов. Очевидно, что, имея всего четыре нуклеотида, с помощью «однобуквенного» кода можно было бы строить белки, состоящие всего из четырёх разных аминокислот. Попробуем теперь «двухбуквенный код» из четырёх нуклеотидов — А, Б, В, Г:

Код	№ кодируемого белка
АА	1
АБ	2
АВ	3
АГ	4
БА	5
ББ	6
БВ	7
БГ	8
ВА	9
ВБ	10
ВВ	11
ГА	12
ГБ	13
ГВ	14
ГГ	15

Итак, двухбуквенным кодом можно зашифровать не более 15 различных аминокислот. Числа «двухбуквенных слов» не хватило! А можно ли использовать одновременно и одно-, и двухбуквенный код, закодирав белки с номерами 16, 17, 18 и 19 одиночными нуклеотидами А, Б, В и Г? Конечно, нет! Ведь тогда возникнет путаница; например, последовательность нуклеотидов АВГАББВААБ... можно будет «прочитать» по-разному, так что вместо одного нужного белка будут синтезироваться белки 3—12—6—9—1..., 16—18—12—6—9—16—17... и множество других.

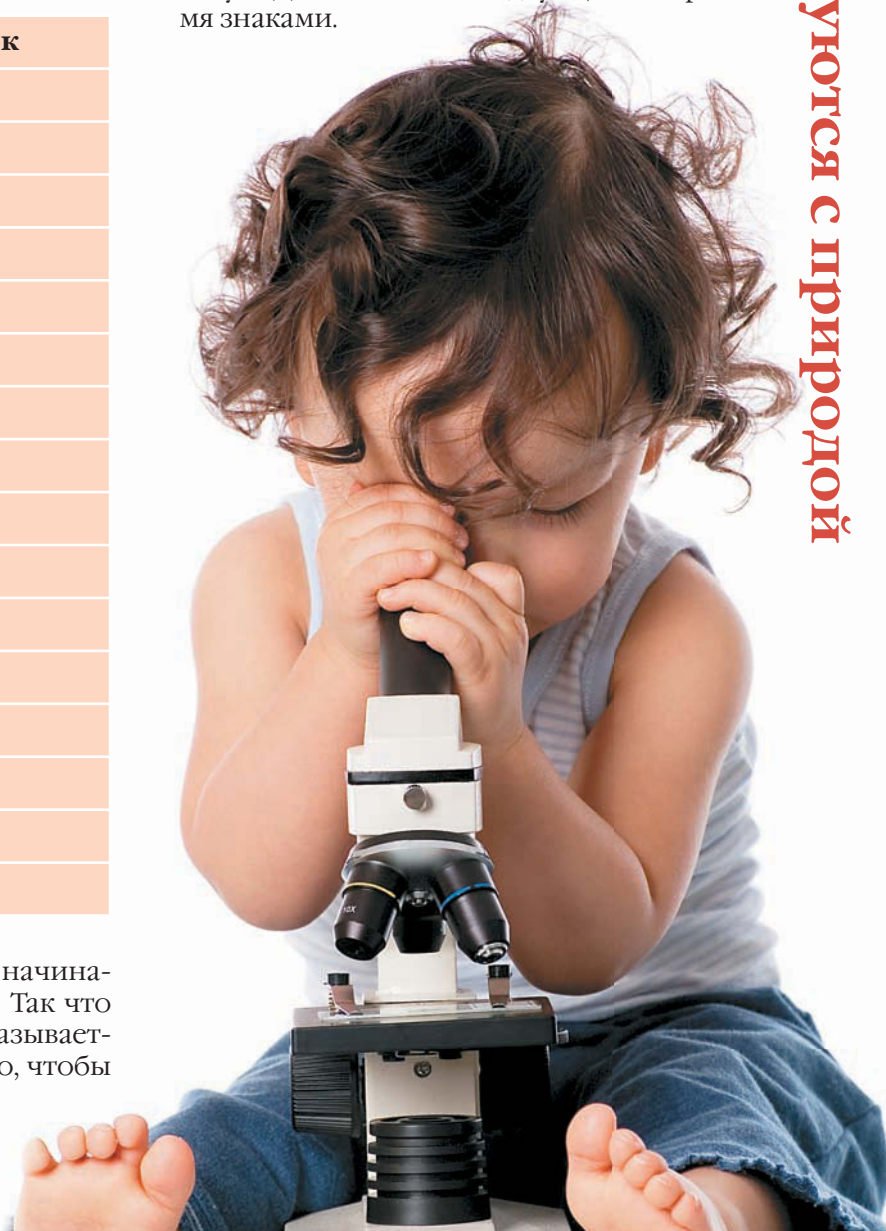
А вот «трёхбуквенного» кода более чем достаточно; так, только «слов», начинающихся с А, оказывается 16:

Код	Белок
AAA	1
AAБ	2
AAВ	3
AAГ	4
АБА	5
АББ	6
АБВ	7
АБГ	8
АВА	9
АВБ	10
АВВ	11
АВГ	12
АГА	13
АГБ	14
АГВ	15
АГГ	16

Столько же будет «слов», начинающихся с Б, В и Г, а всего — 64. Так что трёхбуквенных «слов»-кодов оказывается достаточно не только для того, чтобы

закодировать любую аминокислоту, но и чтобы указать, с какого места в молекуле ДНК необходимо начать «чтение» и когда его закончить. Избыточность информации дала возможность одну и ту же аминокислоту кодировать несколькими «словами»: лейцин и серин — шестью, валин, пролин, треонин, аланин и глицин — четырьмя и т. д. Это повышает надёжность считывания информации, так как в ряде случаев «опечатки» в генетическом коде (мутации) просто не будут замечены, и синтезируется полноценный белок.

Именно так поступила природа. И вряд ли здесь было бы возможно какое-то другое решение. И в отличие от памяти компьютера информация в молекуле ДНК записана не двумя, а четырьмя знаками.



Вместо заключения: хемофобия



Слово «фобия» с переводе с греческого означает «страх». Различных фобий известно множество. Среди них — агорафобия (боязнь открытых пространств) и противоположная ей клаустрофобия — боязнь замкнутых пространств (например, метро), андрофобия — ненависть к мужчинам и феминофобия — боязнь женщин, антропофобия — боязнь людей вообще, особенно незнакомых, и т. д. и т. п. Сравнительно недавно появилась ещё одна фобия — хемофобия. Из названия ясно, что это боязнь химии.

Но не той химии, которую преподают в школе или в вузе, то есть это вовсе не страх получить плохую оценку на экзамене. Хемофобия — это страх возможного неблагоприятного воздействия химических веществ на здоровье. И страх этот, чаще всего беспричинный, настолько укоренился у многих людей, что этим беззастенчиво пользуются торговцы, рекламируя «натуральные продукты, не содержащие химических веществ» (то есть эти продукты не должны содержать ничего, кроме вакуума!) или «экологически чистую селитру, не содержащую нитратов» (селитра — бытовое название нитратов натрия, калия, кальция и аммония).



Марка СССР из серии «Большая химия — сельскому хозяйству». 1964 г.



Страхи перед «химией» иногда бывают и оправданными, но чаще беспочвенны. Нередко они принимают форму навязчивых, болезненных проявлений, которые подогреваются не очень грамотными журналистами. В основе хемофобии, как правило, лежат недостаток знаний, легковёрность, отсутствие способности самостоятельно получать достоверную информацию и правильно её оценивать. А для этого нужны хотя бы минимальные знания химии. Если их нет, люди могут поверить и в «селитру без нитратов», и в чудодейственные лекарства, в которых «нет химических веществ», и в «ядовитый азот, который выделился при разрыве трубы». И не просто поверить, а даже заболеть! Психологи установили взаимосвязь между газетными публикациями, сообщениями по радио, телевидению о появлении какого-то вредно действующего фактора и количеством обращений населения в поликлиники, другие лечебные учреждения. Путём внушения можно вызвать разнообразные ощущения и реакции, для которых нет объективных причин.

Вот типичный пример. В Волгограде в конце 1980-х годов было решено построить завод по производству инсектицида базудина. Инсектициды — вещества, применяемые в сельском хозяйстве для защиты растений от насекомых-вредителей. Базудин убивает насекомых, но для теплокровных животных он не очень токсичен: для него $LD_{50} = 0,1$ г/кг (LD_{50} — это такая доза, от которой погибает половина подопытных животных). Значит, если средний человек весит 70 кг, то для него очень опасной будет доза базудина, равная 7 г (чайная ложка с верхом). Для сравнения: смертельная для человека доза никотина составляет примерно 0,05 г, однако никто не шарахается в ужасе от пачек с сигаретами в магазинах. Поэтому, если применять все меры предосторожности при производстве и применении этого инсектицида (это очень важно!), можно избежать многих неприятностей, а урожай будет спасён. Однако в 1988—1990 годах население города в результате активной агитации стало активно протестовать против строительства завода, и пуск



производства не состоялся. Тем не менее было зафиксировано немало вызовов «скорой помощи» якобы отравившимися базудином.

Бывают и обратные реакции, когда люди имеют неверное представление о характере опасности и игнорируют её. Особенно недопустимо такое «привыкание» к потенциальной опасности для работников предприятий, на которых возможны аварии с выбросом радиоактивных или отравляющих веществ. Неприемлемо «привыкание» и для профессиональных химиков, и для начинающих её изучение и ставящих домашние опыты, и для тех, кто использует различные химикаты в быту. Здесь, чтобы избежать возможных опасностей, требуется только одно: внимательно читать инструкции по применению химикатов (или же описания опытов) и в точности их придерживаться.

Знание химии необходимо и для того, чтобы правильно реагировать на опасности, принимать правильные реше-

ния. Бесконтрольное и малограмотное использование, например, пестицидов в сельскохозяйственном производстве действительно может нанести большой вред и людям, и окружающей среде. Нужно ли из-за этого отказываться от их применения? Рассмотрим такой пример. На дорогах нашей страны ежегодно в дорожно-транспортных происшествиях погибает около 35 тысяч человек — как в настоящей войне! А во всём мире с начала XX века, когда начало развиваться автомобилестроение, число погибших в автокатастрофах сравнимо с числом погибших в мировую войну! Причин множество: и пьяные водители за рулём, и неисправность техники, и плохие дороги, и беспечность водителей и пешеходов («авось проскочу»). Но почему-то до сих пор нет термина «автофобия» и никто не требует прекратить производство новых автомобилей и запретить пользоваться уже выпущенными! А ведь автомобили не только убивают и калечат людей; в городах они — главные загряз-

нителы воздуха. Значит, люди взвешивают (хотя бы подсознательно) все плюсы и минусы автотранспорта. Конечно, если бы не было легковых и грузовых автомобилей, а также автобусов, и воздух был бы чище, и люди бы оставались целы. Но согласны ли мы жить в таком мире? В городах ещё (и то не во всех) можно было бы наладить троллейбусные и трамвайные перевозки. А в сельской местности? А как бы доставляли жителям в тех же городах различные товары в магазины? Трамваями и троллейбусами? Только на лошадях? Вот, понимая всё это, люди и не требуют запрета автомобилей. Другое дело, что для уменьшения вреда необходимо неукоснительно соблюдать правила безопасности на дорогах, вовремя и качественно эти дороги ремонтировать, выпускать безопасные автомобили, улучшать качество бензина и т. д.

То же самое справедливо в отношении химических производств. Если все их позакрывать, то без удобрений и ядохимикатов урожаи сразу снизятся во много раз, и начнётся настоящий голод. Кроме того, люди останутся практически без лекарств, без книг, журналов и газет, без стекла (крошечные окна надо будет заклеивать слюдой, но на огромное население её не хватит), без пластмассовых изделий, без цемента и бетона. Видимо, можно не продолжать: современное шестимиллиардное население



Банкнота Израиля (1958 г.) с изображением учёного.



Земли без химических предприятий обойтись никак не может. Или же ему придётся, сократившись в десятки раз, вернуться на много веков назад, к натуральному хозяйству...

Вот как образно рассказала о роли химии в современном мире главный редактор журнала «Химия и жизнь — XXI век» Любовь Николаевна Стрельникова.

«Как-то на одной из лекций, которые я читаю студентам четвёртого курса факультета журналистики, я спросила: „Зачем нам нужна нефть, вокруг которой столько шума?“ Аудитория дружно ответила: „Чтобы бензин был и машины ездили“. — „А ещё зачем?“ До керосина мы добрались с трудом. С ещё большим скрипом дался мазут и топливо для тепловых электростанций. „А ещё зачем?“ И в аудитории повисла тишина. Тогда я пригласила самого смелого из студентов „на сцену“, и этого молодого человека мы стали с его согласия виртуально раздевать. Извлекли из карманов пластмассовую ручку, флешку, кредитные карты, очки, плеер, мобильный телефон, блис-

тер с таблетками. Потом очередь дошла до пиджака, рубашки... Причём на пиджаке мы рассматривали этикетку, где обозначен состав материала. Далее мы обследовали аудиторию, в которой проходила лекция: на чём сидим, что на стенах и т. д. И очень быстро студентам всё стало ясно. Химические волокна, пластмассы и прочие материалы, из которых сделана наша комфортная среда обитания, лекарства, парфюм... Всё это сделано из продуктов переработки нефти. Мы живём в мире, который строят хими-



ки, — это стало настоящим открытием для студентов четвёртого курса».

И когда кто-то говорит, что химия портит окружающую среду и надо от неё отказаться, такого человека следует спросить, согласился бы он отказаться

от автомобиля и телефона, компьютера и телевизора, стекла и фарфора, цемента и кирпича, а также многих других вещей и материалов, которые нельзя получить без развитых химических производств. Поэтому надо не отказываться от «химии», а придумывать более совершенные методы получения нужных человеку вещей, чтобы было меньше отходов. Придумывать экономичные способы обезвреживать вредные отходы производства. Разрабатывать способы получения электроэнергии без сжигания природного газа, нефти или угля. И тогда польза от химии только возрастёт, а вред будет сведён к минимуму.



Алфавитный указатель

А

азотфиксация 245
алхимики 50, 55, 56, 58, 66, 200, 204
аминокислоты 294
амфотерные оксиды 203
анион 149—151, 163, 211
антиподы 175, 178—180
атомизм 38—46
атомная масса 97, 98

Б

белки 100, 284—289, 292, 295
бертолиды 111
биополимеры 289
биосфера 278
благородные газы 16, 104
благородные металлы 205
броуновское движение 46

В

валентность 144—160
валентный электрон 151—155
взрывчатые вещества 250—252
витализм 282
водородный показатель 196—200

Г

галогены 153
гальванический элемент 52
гидриды 153
гидроксиды 194
горелка Бунзена 115
горение 79, 80, 84, 85, 212, 248, 249
гормоны 292
горючее 250—251

Д

дальтониды 111
двойная связь 155
детонация 251

диффузия 274

ДНК 109, 283, 287—290, 294, 295

Ж

Жиры 284, 285

З

закон Авогадро 101, 105, 106
закон Мозли 50—51
закон объёмных отношений 101
закон постоянства состава 111

И

изомеры 166, 170—181
изотопы 98, 107, 136, 137
индикаторы 198—200
инсектициды 297
инсулин 13, 292
ион 149, 151, 152
ионная связь 150, 154, 158—160
ионные кристаллы 163—165

К

катализ 212, 253—259
катализатор 212, 223, 245, 254—259, 283
катион 10, 149—152, 163, 205, 207, 211
кислоты 190—194
кислотные оксиды 202
ковалентная связь 158, 160, 164
красители 29, 264
кристаллическая решётка 152, 163, 166
кристаллы 11, 20, 32, 35, 99, 156, 157, 164

Л

лакмус 199

М

металлическая кристаллическая решётка 165
металлическая связь 165
молекулярная теория теплоты 100

молекулярные кристаллы 163
моль 105—109

Н

неорганические кислоты 192
неорганическая химия 162
нуклеотиды 294

О

окислитель 250—251
окислительно-восстановительные реакции 217
оксиды 200—203
оптическая активность 176
органические кислоты 191
основания 194—200
основные оксиды 201
относительная влажность воздуха 23, 24,

П

полимеры 11, 108, 279, 292
поляризация света 176
постоянная Авогадро 107, 108
правило октета 149, 150

Р

радиационная химия 215
растворитель 213, 214
рацематы 178—181
реакции:
— нейтрализации 195, 204
— замещения 211, 213, 214
— обмена 211, 213, 214
— разложения 211, 214
— соединения 210, 213, 214
— экзотермические
— эндотермические 214

С

самоорганизация 275
синтез 161, 232, 260—267, 282

соли 204—209
сонохимия 215
спектральный анализ 114—120, 137, 138
степень окисления 160, 217, 218

Т

термодинамика 235, 272—275

У

углеводороды 169—173, 223, 248, 249
углеводы 284, 285

Ф

фермент 245, 258, 283, 292
флогистон 78—85
фотосинтез 230
фотохимическая реакция 214
фотохимия 215
фраунгоферовы линии 117—119
фуллерен 69, 165, 249

Х

хемилюминесценция 187
химическая кинетика 235
химическая связь 154, 158
химическая термодинамика 232
хиральность 175

Щ

щёлочи 75, 76, 194, 195
щёлочноземельные металлы 205
щелочные металлы 159, 205

Э

экзотермические реакции 214
электронная оболочка 148, 149, 158, 159
электронная пара 154
электронная теория строения вещества 163
электронный баланс 216—218
электроотрицательность 153, 159, 160
электропроводность 10
энантимеры 180, 181
энтропия 234, 273, 274, 278

Справочное издание
Для среднего школьного возраста

Леенсон Илья Абрамович

ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВА. ХИМИЯ

Энциклопедия ОЛМА

Заведующая редакцией *А. Ю. Голосовская*
Ведущий редактор *А. Н. Евсеевичева*
Редактор *С. Н. Липовицкая*
Верстка *С. В. Тихомиров*
Цветоделение *А. Н. Дунаев*

Фотографии агентств Diomedia, Shutterstock

Подписано в печать 20.04.2013
Формат 84×108 ¹/₁₆. Бумага мелованная. Гарнитура Garamond.
Печать офсетная. Усл. печ. л. 31,9.
Изд. № 13-11035. Заказ № K1766
Тираж 4500 экз.

В соответствии с ФЗ-436 для детей старше 6 лет.

ЗАО «ОЛМА Медиа Групп»
129085, Москва, Звездный бульвар, д. 21, стр. 3, пом. I, ком. 5.
Почтовый адрес: 143421, Московская обл., Красногорский район,
26-й км автодороги «Балтия», бизнес-центр «Рига Ленд», стр. 3.
www.olmamedia.ru

Отпечатано в Китае