

Национальный институт образования

ХИМИЯ

ФАКУЛЬТАТИВНЫЕ ЗАНЯТИЯ



Т.А. Колевич, Вад.Э. Матулис, Вит.Э. Матулис

ПРОДОЛЖАЕМ ОТКРЫВАТЬ ТАЙНЫ ВЕЩЕСТВА

9 КЛАСС

ISBN 978-985-471-693-0



9 789854 716930

Пособие для учащихся

УДК 54(075.3=161.3=161.1)

ББК 24я721

К60

Колевич, Т. А.

К60 Продолжаем открывать тайны вещества : 9-й кл. : пособие для учащихся учреждений общ. сред. образования с белорус. и рус. яз. обучения / Т. А. Колевич, Вад. Э. Матулис, Вит. Э. Матулис. — 2-е изд. — Минск : Адукацыя і выхаванне, 2014. — 192 с. : ил. — (Химия. Факультативные занятия)

ISBN 978-985-471-693-0.

УДК 54(075.3=161.3=161.1)

ББК 24я721

ISBN 978-985-471-693-0

© НМУ «Национальный институт образования», 2010

© Оформление. РУП «Издательство “Адукацыя і выхаванне”», 2010

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие ребята!

Вы осуществили первоначальное знакомство с основами замечательной науки об окружающем нас мире — химией. Вы понимаете язык химии — химические формулы и уравнения химических реакций. Химия — точная наука, в этом вы убедились, решая расчётные задачи.

Химия — одна из фундаментальных наук, изучающих природу. Все природные объекты состоят из атомов химических элементов, которые систематизирует периодический закон Д. И. Менделеева.

Вам знакомы основные классы химических соединений — оксиды, основания, кислоты и соли. Вы представляете, как из одних веществ можно получить другие.

Курс химии IX класса включает изучение элементов-неметаллов и первоначальное знакомство с основами химии живого — органической химией.

Наш факультатив рассчитан на расширение и углубление материала школьного курса. В настоящем пособии систематически излагаются наиболее сложные вопросы основного курса, что позволит ликвидировать «пробелы», возникшие на уроках. Кроме этого, имеется много занимательного материала, посвящённого истории химии, интересным фактам, раскрывающим свойства веществ с неожиданной стороны.

Надеемся, что наша книга расширит ваши представления о химии. Для тех, кто всерьёз увлётся этой замечательной наукой, в конце приведён список дополнительных источников информации, которые помогут вам получить более глубокие знания и продолжить химическое образование.

Желаем успеха!

СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ ИЗВЕСТНЫ ВСЕМ. РАССМОТРИМ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

§ 1. Отличие простых веществ от химических элементов. Почему химические элементы делятся на металлы и неметаллы. Положение неметаллов в периодической системе Д. И. Менделеева

Мы живём в мире, состоящем из веществ. Это земля, вода, воздух, живые организмы, в том числе мы с вами, наша пища, предметы домашнего обихода и т. д. Вещества могут претерпевать изменения, превращаясь из одних в другие. Всё это является предметом химии.

Химия — наука, изучающая вещества и их превращения.

Химическое вещество — устойчивая совокупность частиц (атомов, молекул, ионов), обладающая определёнными химическими и физическими свойствами.

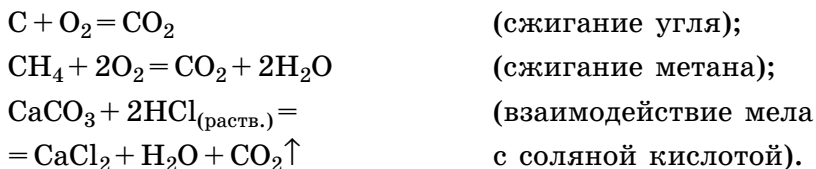
Химическое вещество можно рассматривать как продукт взаимодействия атомов, приводящего к образованию молекул и более сложных структур.

Примеры:

1. *Медный купорос и атом меди.* Медный купорос — химическое вещество. Состав медного купороса описывается химической формулой $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Физические свойства медного купороса: при нормальных условиях — твёрдое вещество голубого цвета, хорошо растворяется в воде.

Атом меди не является химическим веществом, у него отсутствуют такие свойства, как агрегатное состояние, растворимость и многие другие.

2. *Углекислый газ и молоко.* Углекислый газ — химическое вещество. Химическая формула углекислого газа — CO_2 . Поскольку углекислый газ имеет определённый (постоянный) состав, то ему соответствуют индивидуальные химические и физические свойства. Физические свойства CO_2 : при нормальных условиях — газ без цвета и запаха. Состав и, следовательно, свойства углекислого газа не зависят от способа его получения:



Поэтому если у вас имеется образец очищенного от примесей углекислого газа и вы хотите узнать, каким способом он был получен, то существует только один путь сделать это: спросить у того человека, который его получил.

Молоко не является индивидуальным химическим веществом. Оно представляет собой смесь большого числа химических веществ. Например, коровье молоко может содержать 88 % воды, 3,2 % различных белков, 3,5 % жиров, 4,9 % лактозы (молочного сахара) и других химических веществ. Процентное содержание перечисленных веществ может изменяться в достаточно широких пределах. Например, на состав молока коров оказывают влияние такие факторы, как возраст и порода животного, режим кормления и другие. Поэтому химической формулы молока не существует (даже молоко одной и той же коровы в разное время имело бы разный химический состав). Следовательно, молоку нельзя приписать определённые физические и химические свойства, например, определённую плотность.

Все вещества, изучение которых составляет предмет химии, состоят из атомов. Идеи об атомной структуре вещества были высказаны более двухсот лет назад (М. В. Ломоносов, Дж. Дальтон, XVIII—XIX вв.). Например, гелий состоит из атомов, которые химически не связаны друг с другом. Вода состоит из молекул, которые образуются в результате соединения атома кислорода и двух атомов водорода. Поваренная соль состоит из ионов Na^+ и Cl^- , которые образуются в результате отдачи и присоединения электрона атомами натрия и хлора соответственно.

Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и не имеющих заряда нейтронов. Протоны (p), нейтроны (n), электроны (e) называются элементарными частицами. Массы этих частиц чрезвычайно малы — масса протона составляет $1,673 \cdot 10^{-27}$ кг, нейтрона — $1,675 \cdot 10^{-27}$ кг, а электрона — примерно в 2000 раз меньше — $9,109 \cdot 10^{-31}$ кг.

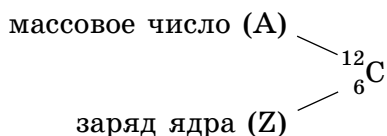
Атомы могут содержать различное число протонов и нейтронов в ядре. Атомы, содержащие одинаковое число протонов в ядре, то есть имеющие одинаковый положительный заряд ядер, относятся к одному химическому элементу.

Химический элемент — вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядер.

Напомним, что в процессе химических реакций атомы отдают либо принимают электроны. Поэтому химические свойства атомов определяются их электронным строением. Так как атомы одного химического элемента имеют одинаковое электронное строение, то их химические свойства одинаковы.

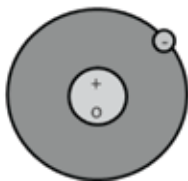
Химические элементы обозначаются химическими символами (H — водород; He — гелий и т. д.).

Для обозначения отдельных атомов используют химический символ элемента с индексами слева. Верхний индекс показывает *массовое число* (сумма чисел протонов и нейтронов в ядре), нижний — *заряд ядра* атома, например:



Пример

К химическому элементу водороду относятся атомы трёх видов:



Число элементарных частиц в этих атомах равно:

p	1	1	1
n	0	1	2
\bar{e}	1	1	1

Химические свойства этих атомов будут одинаковыми, а массы различными.

В настоящее время известно уже 116 химических элементов. Принадлежность к определённом химическому элементу является важнейшей характеристикой атома, так как числу протонов в ядре соответствует такое же число электронов в электронной оболочке, а строением электронной оболочки определяются химические свойства.

Во многих случаях названия простого вещества и химического элемента совпадают. Однако надо уметь различать, в каких случаях речь идёт о простом веществе, а в каких — о химическом элементе. При этом следует учитывать, что простое вещество характеризуется химическими и физическими свойствами, в то время как понятие «химический элемент» лишь обозначает вид атомов с определённым зарядом ядер. В таблице 1 приведены примеры высказываний, в которых речь идёт о кислороде как о простом веществе или как о химическом элементе.

Таблица 1 — Примеры высказываний о кислороде

Кислород — простое вещество	Кислород — химический элемент
<p>1. Описываются физические свойства (агрегатное состояние; температуры кипения и плавления; плотность; относительная плотность; цвет; занимаемый объём; растворимость).</p> <p>А) Кислород — газ без цвета и запаха.</p> <p>Б) Кислород немного тяжелее воздуха.</p>	<p>1. Описываются свойства атомов элемента (валентность; степень окисления; электроотрицательность; относительная атомная масса и т. д.).</p> <p>А) В большинстве соединений валентность кислорода равна II.</p> <p>Б) Электроотрицательность кислорода меньше, чем фтора.</p>

Кислород — простое вещество	Кислород — химический элемент
<p>В) Плотность кислорода равна 1,43 г/дм³.</p> <p>Г) Содержание кислорода в воздухе составляет 21 % по объёму.</p> <p>2. Описываются химические свойства.</p> <p>А) При взаимодействии кислорода с серой образуется оксид серы(IV).</p> <p>Б) Кислород поддерживает дыхание.</p> <p>3. Из высказывания можно понять, что речь идёт о простом веществе в составе смеси.</p> <p>Имеется газообразная смесь кислорода и метана.</p> <p>4. Описывается состав или строение вещества.</p> <p>А) Молекула кислорода состоит из двух атомов.</p> <p>Б) Кислород имеет молекулярное строение.</p>	<p>В) Относительная атомная масса кислорода равна 16.</p> <p>2. Речь идёт об атомах элемента, входящих в состав вещества.</p> <p>А) Кислород входит в состав оксидов.</p> <p>Б) Массовая доля кислорода в воде равна 89 %.</p> <p>В) Содержание кислорода в гидросфере составляет 85,82 % по массе.</p> <p>3. Другие примеры.</p> <p>А) В атоме кислорода содержится 8 электронов.</p> <p>Б) Существует две аллотропные модификации кислорода.</p> <p>В) ¹⁶O и ¹⁷O — изотопы кислорода</p>

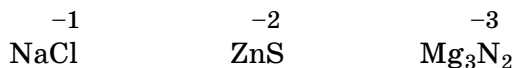
Кислород — простое вещество	Кислород — химический элемент
<p>5. Из высказывания можно понять, что речь идёт о молекулах. Молярная масса кислорода равна 32 г/моль.</p> <p>6. Речь идёт о способе получения вещества. Кислород можно получить разложением перманганата калия</p>	

Каждый химический элемент можно относить к металлам либо к неметаллам. Атомы неметаллов достаточно легко принимают электроны, в то время как атомы металлов легко отдают валентные электроны.

Неметаллами являются 22 элемента. Они расположены в правой верхней части периодической таблицы выше диагонали В — Si — As — Te — At в главных подгруппах III—VIII групп, водород — в IA группе.

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Так как у атомов большинства неметаллов на внешнем энергетическом уровне имеется 5—6 и более электронов, для их атомов характерна тенденция завершения внешнего энергетического уровня за счёт приёма электронов. Наиболее ярко эта тенденция проявляется при взаимодействии с металлами. Неметаллы в соединениях с металлами имеют отрицательные степени окисления:

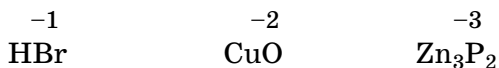


Для простых веществ большинства неметаллов характерны окислительные свойства. В каждом периоде они наиболее выражены у галогенов (VIIA группа).

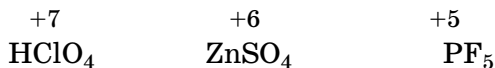
С уменьшением номера группы (справа налево) и с увеличением номера периода (сверху вниз) неметаллические свойства ослабевают. Самый активный неметалл — фтор (F). Простое вещество фтор (F₂) является очень опасным из-за высокой реакционной способности. Реакции фтора со многими веществами сопровождаются взрывом, а вода загорается в атмосфере фтора.

Степени окисления неметаллов в соединениях определяются числом электронов, отданных или принятых атомом при образовании химических связей. У самого сильного окислителя — фтора — в соединениях с другими элементами может быть только отрицательная степень окисления, равная -1. Остальные неметаллы могут иметь как отрицательные, так и положительные степени окисления.

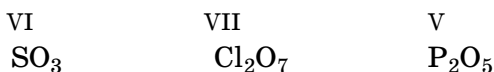
Низшая отрицательная степень окисления атомов неметаллов (кроме водорода и бора) в соединениях равна 8 минус номер группы:



Высшая положительная степень окисления атомов неметаллов (кроме фтора и кислорода) в соединениях с более электроотрицательным неметаллом равна номеру группы:

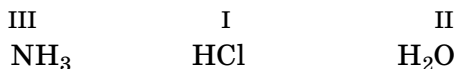


Валентность неметаллов в высших оксидах равна номеру группы:

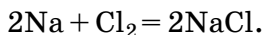


Исключение — азот, высшая валентность которого (IV) не совпадает с высшей положительной степенью окисления (+5). Одно из таких соединений — азотная кислота.

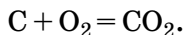
Валентность неметаллов в *летучих водородных соединениях* равна 8 минус номер группы:



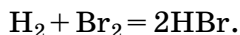
Перечислим основные *химические свойства* неметаллов. Для неметаллов характерно взаимодействие с *металлами*:



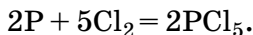
Многие неметаллы взаимодействуют с *кислородом* с образованием оксидов:



Оксиды неметаллов в основном являются кислотными. Многие неметаллы взаимодействуют с *водородом*, при этом образуются летучие водородные соединения:



Неметаллы могут взаимодействовать между собой:



Вопросы и задания

1. Определите число элементарных частиц (протонов, нейтронов и электронов) в атомах ^{15}N , ^{14}N , ^{16}O , ^{14}C , ^{13}C . Какие свойства приведённых атомов азота и простых веществ, образованных из этих атомов, будут одинаковыми, а какие — различными?

2. В чём различие понятий «химический элемент» и «простое вещество»? Укажите, в каких утверждениях речь идёт об азоте как о химическом элементе, в каких — как о простом веществе: а) азот входит в состав нитратов; б) азот взаимодействует с литием при комнатной температуре; в) азот располагается в главной подгруппе V группы периодической системы химических элементов; г) азот имеет изотопы $^{14}_7\text{N}$ и $^{15}_7\text{N}$; д) азот образует оксиды N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 и N_2O_5 ; е) при высокой температуре, взаимодействуя с кислородом, азот образует NO ; ж) валентность и степень окисления азота в аммиаке равны соответственно III и -3 .

3. В каких подгруппах периодической системы — главных или побочных — расположены неметаллы?

§ 2. Неметаллы в природе и в нашей жизни.

Агрегатные состояния неметаллов.

Взаимосвязь между строением и физическими свойствами неметаллов

Несмотря на то что различных химических элементов-неметаллов значительно меньше, чем металлов, самыми распространёнными на Земле являются именно неметаллы. Так, самым распространённым элементом в земной коре является кислород, его массовая доля составляет примерно 49 %. Второе место занимает элемент-неметалл кремний, и лишь на третьем месте по распространённости находится металл алюминий. Массовые доли десяти самых распространённых в земной коре элементов, общее содержание которых составляет примерно 99 %, приведены в таблице 2.

Таблица 2 — Содержание (в массовых долях) элементов в земной коре

Элемент	Массовая доля, %	Элемент	Массовая доля, %
Кислород	49,4	Натрий	2,6
Кремний	25,8	Калий	2,4
Алюминий	7,5	Магний	1,9
Железо	4,7	Водород	0,9
Кальций	3,4	Титан	0,6

Интересно знать!

Распространённость химических элементов в Солнечной системе. Химический состав звёзд и планет. Исследование химического состава Солнца проводится методами спектрального анализа. Это очень сложная работа, так как при условиях, существующих на Солнце, атомы элементов сильно ионизированы (так, атом железа теряет до 9 электронов). Атмосфера Солнца находится в постоянном движении. Тем не менее, химический состав Солнца установлен достаточно точно. На Солнце обнаружено 72 элемента. Больше всего на Солнце водорода — почти 75 % массы. Гелия содержится около 24 %, лишь 1—2 % приходится на все остальные элементы. Хотя 1 % от солнечной массы — это не так уж и мало. Масса Солнца равна $1,99 \cdot 10^{33}$ г. Сотая доля этой массы составляет $1,99 \cdot 10^{31}$ г, или $1,99 \cdot 10^{25}$ т, что даёт величину, в 3350 раз превышающую массу Земли! В атмосфере Солнца на один атом кислорода приходится 560 атомов водорода, всего 0,037 атома кремния и 0,0040 атома алюминия.

Сначала высказывалось мнение о том, что все планеты Солнечной системы имеют одинаковое строение, но сравнение их плотностей показало, что они сильно различаются. Меркурий, Венера, Земля, Марс, Луна — твёрдые тела. Гигантские планеты Юпитер, Сатурн,

Уран, Нептун образованы менее плотными веществами. Основу их составляют водород, гелий, метан, аммиак и другие газы.

Венера и Марс, как и Земля, имеют железные ядра, окружённые минеральной, преимущественно силикатной, оболочкой. На Венере много карбонатов, термическое разложение которых привело к накоплению оксида углерода(IV) в атмосфере этой планеты. Атмосфера Венеры на 97 % состоит из углекислого газа.

Марс имеет атмосферу значительно более разреженную, чем земная. Атмосферное давление на Марсе составляет всего 8 % земного. Основными составными частями его атмосферы являются азот и оксид углерода(IV). Кислорода и водяных паров приблизительно в 1000 раз меньше, чем в земной атмосфере.

Химический состав звёзд зависит от многих факторов, в том числе от температуры. По мере повышения температуры состав частиц, существующих в атмосфере звезды, упрощается. Так, спектральный анализ звёзд с температурой 10 000—50 000 °С показывает, что в их атмосферах содержатся ионизированные водород и гелий, а также ионы металлов. В атмосферах звёзд с температурой 5000 °С обнаруживаются уже радикалы (частично разрушенные молекулы), а в атмосферах звёзд с температурой 3800 °С — даже молекулы оксидов.

На Земле неметаллы встречаются как в виде простых, так и в составе сложных веществ. Вы знаете, что основную часть атмосферы Земли составляют простые вещества азот N_2 (78 % по объёму) и кислород O_2 (21 % по объёму). В земной коре содержатся простые вещества углерод (в виде алмаза и графита), кремний, сера. Такие активные неметаллы, как фтор, хлор и бром, могут встречаться в природе только в составе сложных веществ — галогенидов.

Интересно знать!

Нахождение в природе хлора и иода. Хлор встречается в природе в виде хлоридов. Среднее содержание хлора в земной коре составляет $1,7 \cdot 10^{-2}$ % по массе. Очень велики запасы хлора в Мировом океане (среднее содержание $18,83$ г/дм³). В виде NaCl ($50—240$ г/дм³) хлор находится в подземных рассолах. В земной коре хлор встречается в основном в виде каменной соли (галита) NaCl, карналлита KCl · MgCl₂ · 6H₂O, сильвина KCl, сильвинита NaCl · KCl, каинита KCl · MgSO₄ · 3H₂O, бишофита MgCl₂ · 6H₂O, тахгидрита 2MgCl₂ · CaCl₂ · 12H₂O. Содержание хлора в человеческом теле составляет 0,25 % по массе, в плазме крови — 0,32—0,37 %. Его содержание в растениях зависит от вида и состава почвы, например, морковь содержит примерно 1,5 % хлора, а картофель — 0,03 %.

Так же, как и хлор, иод в большом количестве содержится в виде иодидов в морской воде. Однако иод найден в природе также в свободной форме, в качестве минерала. Но такие находки единичны, например, в термальных источниках Везувия и на озере Вулькано (Италия).

Запасы природных иодидов оцениваются в 15 млн тонн, 99 % запасов находятся в Чили и Японии. В настоящее время в этих странах ведётся интенсивная добыча иода.

Простые вещества-неметаллы при комнатной температуре могут находиться в газообразном (O₂, O₃, H₂, N₂, F₂, Cl₂), жидком (Br₂) и твёрдом (I₂, C, Si, P, S, B) агрегатных состояниях. Агрегатное состояние зависит от того, какое строение — молекулярное или немолекулярное — имеет неметалл, а также от размеров его молекул. Вещества молекулярного строения состоят из отдельных химически не связанных друг с другом молекул. Примером такого вещества является ромбическая сера (рис. 1).

Молекулы серы состоят из восьми атомов, образующих цикл, состав их S_8 .

Как видно, атомы в молекуле серы связаны посредством химических связей. Взаимодействие между молекулами гораздо слабее. Следовательно, разрушить кристалл ромбической серы (то есть разрушить связи между молекулами) достаточно легко. Поэтому характерными свойствами твёрдых веществ с молекулярной структурой являются низкая механическая прочность (для твёрдых веществ), невысокие температуры плавления и кипения.

Большинство неорганических веществ молекулярного строения являются газообразными при комнатной температуре. Исключение составляют вещества, молекулы которых имеют значительные размеры и большие молекулярные массы. Сила взаимодействия между молекулами тем больше, чем больше их размеры и масса, поэтому вещества молекулярного строения, состоящие из молекул, имеющих большие размеры и массу, являются при обычных условиях твёрдыми или жидкими. Примеры таких веществ: I_2 ($M_r = 254$), P_4 ($M_r = 124$), S_8 ($M_r = 256$) — твёрдые; Br_2 ($M_r = 160$) — жидкость при комнатной температуре.

Кристаллы простых веществ-металлов немoleкулярного строения состоят из атомов, связанных прочными ковалентными связями. Примером такого вещества является алмаз С.

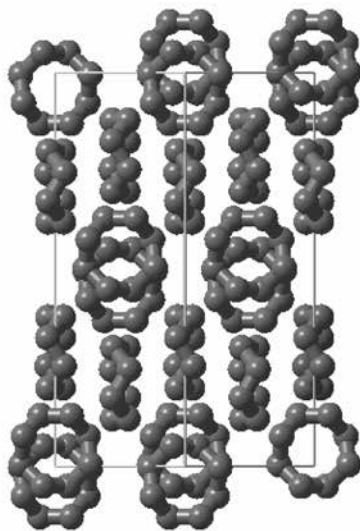


Рис. 1. Кристаллическая структура ромбической серы

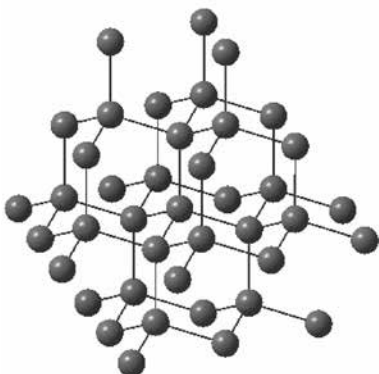


Рис. 2. Кристаллическая структура алмаза

Как видно, в кристалле алмаза (рис. 2) все атомы связаны ковалентными связями. Для того чтобы разрушить такой кристалл, необходимо разрушить прочные химические связи. Поэтому характерными свойствами веществ с атомной структурой являются высокие температуры плавления и кипения. Все неметаллы, имеющие немоллекулярное строение, являются твёрдыми веществами при комнатной температуре.

Вопросы и задания

1. Почему водород — самый распространённый элемент в Солнечной системе?
2. Какие из перечисленных неметаллов встречаются на Земле в виде простых веществ: неон, хлор, кислород, сера, углерод, бром, кремний?
3. Напишите структурную формулу молекулы серы S_8 .
4. Расположите следующие вещества в порядке увеличения их температуры кипения: озон, азот, кислород, бром, водород.

§ 3. Галогены — самые «неметаллические» неметаллы. Сравнение физических свойств и окислительной активности галогенов. Вытеснение активными галогенами менее активных из растворов их солей

Галогенами называются элементы главной подгруппы VII группы периодической системы. Это F, Cl, Br, I, At. До завершения внешнего энергетического уровня атомам галогенов не хватает одного электрона, поэтому для них характерно присоединение электрона.

С увеличением номера периода в группе (сверху вниз) радиус атома растёт, поэтому способность принимать электроны уменьшается, неметаллические и окислительные свойства ослабевают. Фтор является самым активным неметаллом, в соединениях он одновалентен и проявляет степень окисления -1 , (только во F_2 — 0). Последующие галогены, кроме валентности I, могут проявлять валентности, равные III, V и VII. В соединениях атомы галогенов способны принимать только один электрон, а частично отдавать при образовании связей с более электроотрицательными неметаллами (фтором и кислородом) — до семи. Поэтому интервал возможных степеней окисления Cl, Br, I составляет от -1 до $+7$.

Примеры соединений:

-1	$+1$	$+3$	$+5$	$+7$
HCl	HClO	HClO ₂	HClO ₃	HClO ₄
хлороводород	хлорноватистая кислота	хлористая кислота	хлорноватая кислота	хлорная кислота

Физические свойства галогенов. Галогены образуют простые вещества, состоящие из двухатомных молекул: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . При нормальных условиях фтор и хлор — газы бледно-зелёного и жёлто-зелёного цветов, бром — бурная жидкость, иод — тёмно-серые кристаллы с металлическим блеском (рис. 3).

В твёрдом состоянии галогены образуют молекулярные кристаллы, где взаимодействие между структурными элементами (молекулами галогенов) слабое. Поэтому при обычных условиях фтор и хлор — газы, бром легко испаряется, иод — возгоняется (переходит из твёрдого состояния в газообразное).

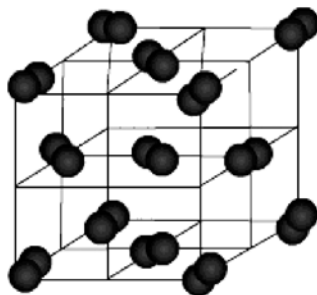


Рис. 3. Кристаллическая структура иода

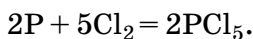
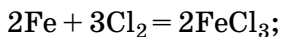
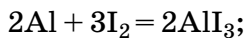
Интересно знать!

Возгонка иода. При обычных условиях иод — твёрдое вещество тёмно-серого цвета с металлическим блеском. При нагревании иод переходит из твёрдого в газообразное состояние (минуя жидкое). Процесс, когда молекулы улетучиваются с поверхности жидкости, называется *испарением*. Процесс, когда молекулы улетучиваются с поверхности твёрдого вещества, называется *возгонкой*. Процесс возгонки называется также *сублимацией*.

Возгонка иода происходит при слабом нагревании. В результате образуются фиолетовые пары иода. Если нагревать иод, например, в пробирке, то пары оседают на холодных стенках в её верхней части. Вновь образуются блестящие кристаллы иода.

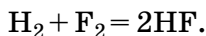
Галогены обладают резкими запахами и ядовиты. Растворимость в воде Cl_2 , Br_2 и I_2 небольшая. Соответствующие водные растворы называются хлорной, бромной и иодной водой. Значительно лучше Br_2 и I_2 растворяются в органических растворителях — спирте, бензоле, хлороформе. Фтор разлагает воду и органические растворители.

Химические свойства галогенов. Галогены являются типичными неметаллами, проявляют окислительные свойства при взаимодействии с *металлами* и *неметаллами*, атомы которых обладают меньшей электроотрицательностью. В образующихся галогенидах степень окисления галогенов равна -1 :

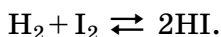


Наиболее ярко окислительные свойства выражены у фтора. Уменьшение активности галогенов в ряду фтор — хлор — бром — иод особенно хорошо демонстрирует срав-

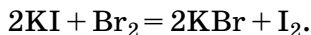
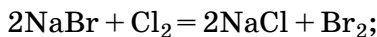
нение условий их взаимодействия с *водородом*. Водород и фтор взаимодействуют со взрывом даже при пониженной температуре:



При комнатной температуре водород не взаимодействует с хлором, но при иницировании (поджигание, электрическая искра, облучение) реакция протекает со взрывом. Бром взаимодействует с водородом только при нагревании. Реакция водорода с иодом протекает при высокой температуре и обратима, то есть одновременно с образованием иодоводорода идёт его разложение:



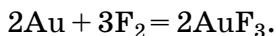
Более активные галогены вытесняют менее активные из растворов галогеноводородных кислот и их твёрдых солей:



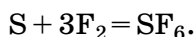
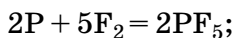
Указанные реакции лежат в основе промышленного получения брома и иода.

Интересно знать!

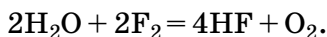
Особенности фтора. Вследствие высокой химической активности фтор реагирует даже с таким металлом, как золото:



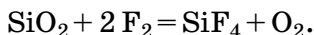
Фтор не образует химических соединений только с гелием, неоном и аргоном, остальные неметаллы, реагируя с фтором, образуют фториды, в которых элемент проявляет, как правило, высшую степень окисления:



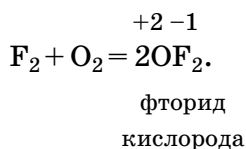
Фтор реагирует со многими сложными веществами. Вода в атмосфере фтора загорается, при этом выделяется кислород:



Фтор реагирует даже с оксидом кремния(IV) — основным компонентом стекла:



При взаимодействии со всеми веществами фтор может быть только окислителем. Даже кислород в реакции с фтором является восстановителем. Взаимодействие осуществляется под действием электрического разряда:



Интересно знать!

Взаимодействие иода с крахмалом. *Крахмал* представляет собой природный полимер, то есть вещество, молекулы которого построены из одинаковых многократно повторяющихся звеньев, число которых называется *степенью полимеризации* (n). Причём крахмал не индивидуальное вещество, а смесь двух полимеров состава $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ — *амилозы* (10—20 %) и *амилопектина* (80—90 %), состоящих из остатков глюкозы. Для амилозы $n = 200—1000$, а для амилопектина — 6000—40 000. Таким образом, молярная масса амилопектина может достигать 10^6 г/моль и даже бóльших значений. При взаимодействии иода с крахмалом образуется соединение включения (клатрат) сине-фиолетового цвета. *Клатрат* — это соединение, в котором частицы одного вещества («молекулы-гости») вне-

дряются в кристаллическую структуру «молекул-хозяев». В роли «молекул-хозяев» выступают свёрнутые в спираль молекулы амилозы, а «гостями» являются молекулы иода. Молекулы иода располагаются в канале спирали диаметром $\sim 1 \cdot 10^{-9}$ м, создаваемой молекулой амилозы, в виде цепей. Попадая в спираль, молекулы иода испытывают сильное влияние со стороны своего окружения (ОН-групп молекул крахмала), в результате чего увеличивается длина связи I—I до 0,306 нм (в молекуле иода она составляет 0,267 нм). Данный процесс сопровождается изменением бурой окраски иода на сине-фиолетовую. При нагревании образующегося соединения спиралевидные молекулы амилозы распрямляются и сине-фиолетовое окрашивание исчезает, но оно вновь появляется при охлаждении. Цвет образующегося комплекса крахмала $(C_6H_{10}O_5)_n$ с иодом зависит от степени полимеризации амилозы (n). При $n > 30$ окраска синяя или фиолетовая, при $n = 25—29$ — красная, при $n = 21—24$ — жёлто-коричневая, а при $n < 20$ окраска не наблюдается.

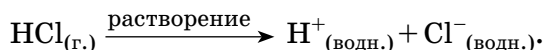
Вопросы и задания

1. В какой группе периодической системы элементов располагаются галогены? Почему галогены являются типичными неметаллами? Как изменяются неметаллические свойства галогенов с увеличением номера периода?
2. Охарактеризуйте физические свойства галогенов. В каких агрегатных состояниях они находятся при обычных условиях?
3. Какие валентности и степени окисления проявляют галогены в своих соединениях?
4. Какие природные соединения галогенов вы знаете? Встречаются ли они в природе в виде простых веществ?
5. Как получают бром и иод в промышленности? Какое свойство элементов подгруппы галогенов при этом проявляется?
6. Если на ломтик сырого картофеля либо на кусочек белого хлеба капнуть каплю иода, появится синее окрашивание. Объясните наблюдаемое явление.

§ 4. Что такое «соляной спирт» и как он взаимодействует с ляписом. Галогеноводородные кислоты и их соли

При непосредственном взаимодействии галогенов с водородом образуются галогеноводороды. Эти вещества являются газами при нормальных условиях (только HF — жидкость) с резкими запахами и хорошо растворимы в воде.

Галогеноводородными кислотами называют растворы галогеноводородов в воде. Например, при растворении хлороводорода в воде молекулы HCl диссоциируют на ионы согласно уравнению:



Как видно, в качестве катионов (положительно заряженных ионов) образуются только ионы H⁺. Наличие в растворе этих ионов обуславливает общие свойства кислот.

Приведём названия галогеноводородных кислот: HF — фтороводородная (плавиковая), HCl — хлороводородная (соляная), HBr — бромоводородная, HI — иодоводородная.

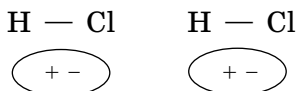
Интересно знать!

Почему HF — жидкость при нормальных условиях?
В жидком и твёрдом состоянии молекулы находятся близко друг к другу. Силы, которые удерживают их рядом, называются силами межмолекулярного взаимодействия. В результате испарения жидкости образуется газообразное вещество. В газообразном состоянии расстояние между молекулами значительно больше, чем в жидком и твёрдом, следовательно, молекулы практически не взаимодействуют друг с другом. Таким образом, при переходе из жидкого в газообразное состояние преодолеваются силы межмолекулярного взаимодействия, поэтому оценить энергию межмолекулярного взаимодействия можно по

температуре кипения вещества. Чем труднее преодолеть межмолекулярное взаимодействие, тем выше $t_{\text{кип}}$.

Силы межмолекулярного взаимодействия имеют электростатическую природу. Отсюда следует, что наиболее слабым будет взаимодействие между молекулами, на атомах которых отсутствуют частичные электрические заряды, то есть между неполярными молекулами. Особенно слабым взаимодействие будет в случае самых лёгких, компактных молекул — одно- и двухатомных. В связи с этим простые вещества, образованные такими молекулами, обладают очень низкими температурами кипения. Например, температуры кипения водорода ($M = 2$ г/моль) и кислорода ($M = 32$ г/моль) равны соответственно -253 и -183 °С.

Межмолекулярное взаимодействие значительно усиливается в случае полярных частиц, так как части молекул, несущие противоположные заряды, будут притягиваться друг к другу:



На рисунке 4 приведены температуры кипения галогеноводородов.

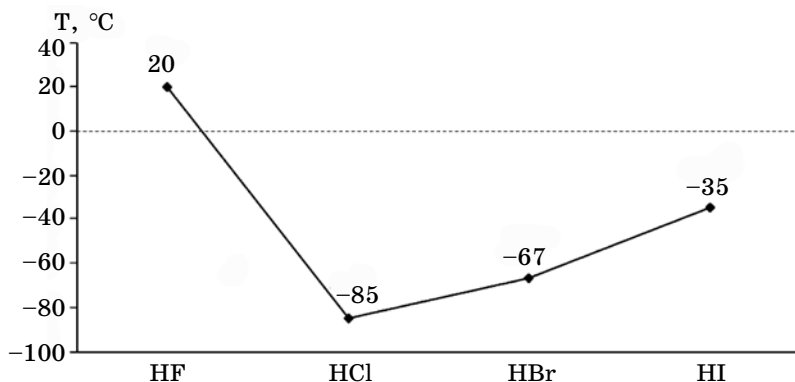


Рис. 4. Температуры кипения галогеноводородов

Как видно, температуры кипения веществ растут от HCl к HBr, так как увеличиваются размеры молекул. Однако обращает на себя внимание аномально высокая температура кипения HF.

Такие свойства фтороводорода объясняются наличием особого вида взаимодействия между его молекулами. Это взаимодействие называется водородной связью.

Водородная связь — это межмолекулярное взаимодействие между атомом водорода полярной группы одной молекулы и электроотрицательным атомом (O, N, F) другой молекулы.

Таким образом, водородная связь образуется не только между молекулами фтороводорода, но также между молекулами воды (H_2O), аммиака (NH_3) и др. Водородную связь обозначают пунктирной линией. На рисунке 5 приведены примеры образования водородной связи между молекулами воды, аммиака, а также воды и фтороводорода.

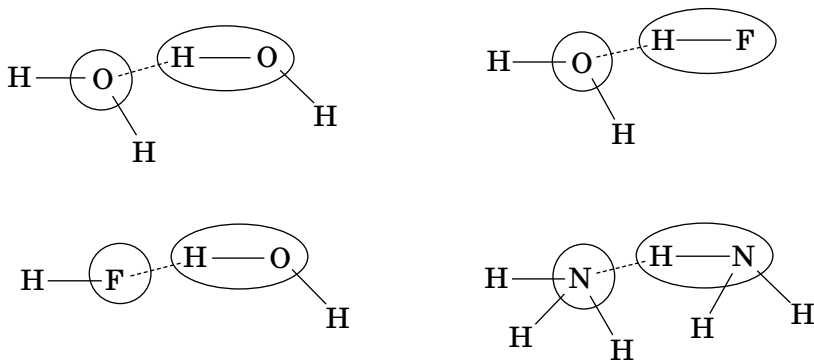
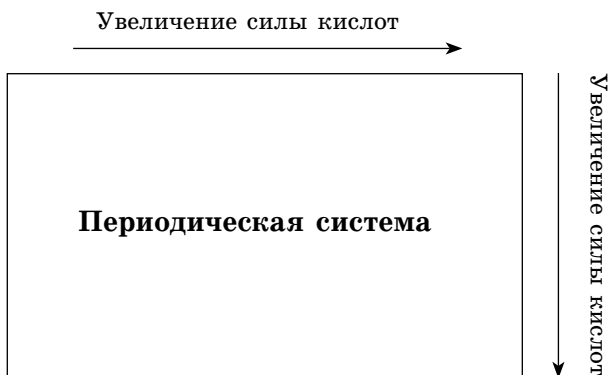


Рис. 5. Примеры образования водородной связи между молекулами воды, аммиака, воды и фтороводорода

Для наглядности на рисунке выделены взаимодействующие между собой полярные группы и электроотрицательные атомы (O, N, F).

Водородная связь является самым сильным межмолекулярным взаимодействием, поэтому температуры кипения веществ, между молекулами которых имеются водородные связи, выше, чем веществ не образующих водородные связи.

Напомним, что сила бескислородных кислот возрастает в периоде слева направо и в группе сверху вниз. Сказанное можно наглядно проиллюстрировать при помощи следующей схемы:



Таким образом, сила галогеноводородных кислот увеличивается в ряду HF , HCl , HBr , HI . Действительно, HCl , HBr и HI являются сильными кислотами, причём иодоводородная кислота — одна из самых сильных неорганических кислот.

Обратите внимание, фтороводородная кислота, в отличие от других галогеноводородных кислот, является слабой! Это объясняется наличием водородных связей между молекулами фтороводорода: $\text{H}-\text{F}\cdots\text{H}-\text{F}$. В результате способность к диссоциации атомов водорода, участвующих в образовании водородной связи, существенно снижается. Такой атом водорода как бы «зажат» между двумя атома-

ми фтора. В результате только небольшая часть молекул HF в водном растворе распадается на ионы. Поэтому при написании ионных уравнений фтороводородную кислоту на ионы не раскладывают. Электроотрицательность остальных галогенов недостаточна для образования водородной связи между молекулами галогеноводородов, диссоциации которых этот фактор не препятствует. Поэтому фтороводородная кислота слабая, а остальные галогеноводородные кислоты сильные.

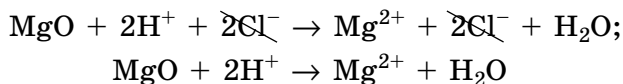
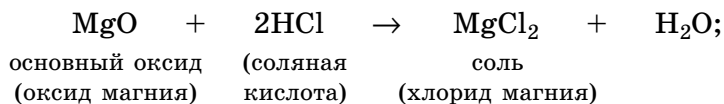
Водородная связь является очень важным взаимодействием, определяющим свойства многих веществ. В дальнейшем мы уделим значительное внимание её изучению.

Возрастание силы кислот в ряду HF, HCl, HBr, HI можно объяснить увеличением радиуса атомов галогенов от фтора к йоду и, следовательно, ростом длины связи галоген—водород, что приводит к уменьшению прочности этой связи.

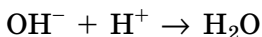
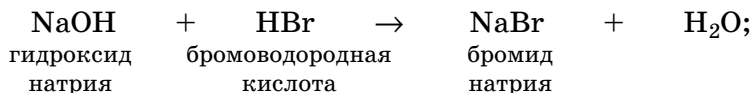
Как вы уже знаете, при диссоциации любых (в том числе слабых) кислот в качестве катионов образуются ионы водорода (H^+). Именно с наличием в водном растворе ионов H^+ и связаны общие свойства кислот: способность изменять окраску индикаторов, вступать в реакции с металлами, оксидами металлов, основаниями и т. д. Даже кислый вкус кислот связан с наличием в их растворах ионов водорода! Рассмотрим общие химические свойства галогеноводородных кислот.

Действие на индикаторы. Растворы галогеноводородных кислот изменяют окраску индикаторов. Лакмус (фиолетовый в нейтральной среде) и метилоранж (оранжевый в нейтральной среде) окрашиваются кислотами в красный цвет. Окраску фенолфталеина (бесцветный в нейтральной среде) кислоты не изменяют.

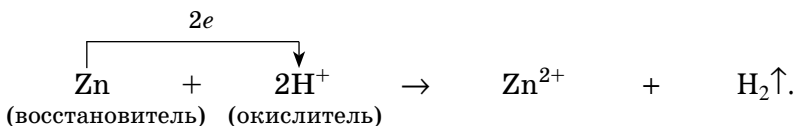
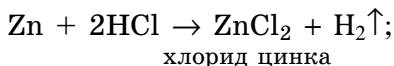
Реакции с основными и амфотерными оксидами. Основные и амфотерные оксиды растворяются в кислотах, образуя соль и воду:



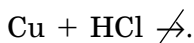
Реакции с основными и амфотерными гидроксидами.
 В результате этих реакций также образуются соль и вода:



Реакции с металлами. В растворах галогеноводородные кислоты реагируют с активными металлами, расположенными в ряду активности *перед водородом*. Эти реакции являются окислительно-восстановительными: ионы водорода выступают в роли окислителя, а металл является восстановителем. В результате образуются соль и водород:

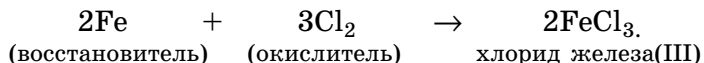
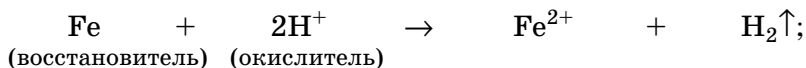
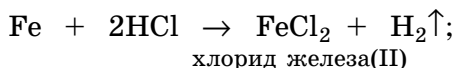


Металлы, расположенные в ряду активности за водородом, с галогеноводородными кислотами не реагируют!

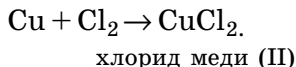


Пример

Взаимодействие железа с соляной кислотой и с хлором. Ниже приведены уравнения соответствующих реакций и указаны окислитель и восстановитель.



Поясним причину того, что в первой реакции образуется FeCl_2 , а во второй — FeCl_3 . В первой реакции в качестве окислителя выступают ионы водорода, во второй — хлор. Ионы водорода являются слабым окислителем. Как уже говорилось, они окисляют только металлы, расположенные в ряду активности до H^+ . Железо окисляется ионами водорода (кислотами) до степени окисления +2. Хлор — очень сильный окислитель. Поэтому он окисляет железо до степени окисления +3. Кроме того, хлор реагирует с металлами, расположенными в ряду активности за водородом:

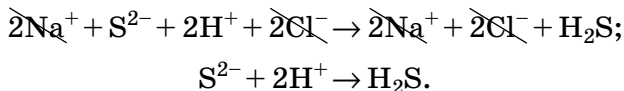
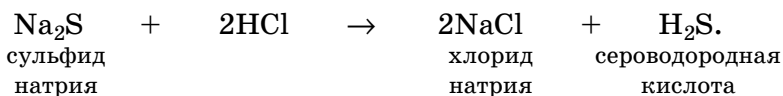


Интересно знать!

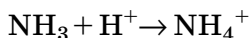
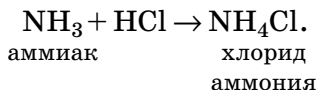
Почему кислоты реагируют только с теми металлами, которые находятся в ряду активности перед водородом? Для ответа на этот вопрос напомним, что в ряду активности ионы металлов расположены в порядке увеличения их окислительной способности в водном растворе. В этот ряд также помещают ионы водорода (H^+). В реакциях металлов с кислотами в роли окислителя выступают ионы H^+ . Очевидно, что ионы водорода могут окислить только те металлы, ионы которых уступают им по окислительным свойствам, то есть, металлы, расположенные в ряду активности перед H^+ . Например, железо реагирует с соляной кислотой, а медь с соляной кислотой не взаимодействует.

Реакции с солями. Галогеноводородные кислоты вытесняют слабые кислоты из их солей. Например, в реакции между раствором сульфида натрия (соль слабой кислоты)

и соляной кислотой (сильная кислота) образуются слабая сероводородная кислота и хлорид натрия (соль сильной соляной кислоты):

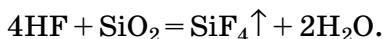


Реакции с аммиаком. В результате этих реакций образуются соли аммония:



Соли аммония будут подробнее описаны в разделе, посвящённом свойствам аммиака.

Реакция плавиковой кислоты с диоксидом кремния. Особенностью фтороводорода является то, что он взаимодействует со стеклом:



Это свойство плавиковой кислоты (раствора фтороводорода в воде) используется для нанесения рисунков на стекло.

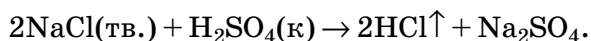
Интересно знать!

Открытие соляной кислоты. Трудно сказать, кто и когда впервые получил соляную кислоту. Во всяком случае, нам известно, что уже в конце XV в. алхимик Василий Валентин и в XVI в. Андреас Либавий в усердных поисках чудодейственного жизненного эликсира прокаливали в своих странных для нас алхимических приборах поваренную соль с квасцами и купоросами и получили про-

дукт, который описали под названием «кислый спирт». Это и была знакомая теперь нам соляная кислота, конечно, очень загрязнённая примесями.

Для первых исследователей это было совершенно новое вещество, обладавшее свойствами, которые сильно поражали их воображение. Нюхая его, они задыхались и кашляли, «кислый спирт» дымил в воздухе. При пробовании на вкус он обжигал язык и нёбо, металлы он разъедал, ткани разрушал.

В 1658 г. немецкий химик И. Р. Глаубер (1604—1670) нашёл новый способ получения соляной кислоты, которую назвал «соляным спиртом». Он нагревал поваренную соль с концентрированной серной кислотой и выделявшийся «дым» поглощал водой:



Способ этот до сих пор широко применяется в лабораториях.

Соли галогеноводородных кислот (галогениды металлов). Галогениды щелочных и щёлочноземельных металлов являются основной природной формой существования галогенов.

Галогениды щелочных и щёлочноземельных металлов — белые кристаллические вещества, большинство хорошо растворимы в воде, проявляют все свойства солей. Приведём формулы и названия некоторых природных галогенидов: NaCl (поваренная соль, галит); KCl (сильвин), $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ (сильвинит); $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (карналлит); CaF_2 (флюорит, плавиковый шпат); NaBr ; NaI .

Галогениды серебра, за исключением AgF , в воде нерастворимы. Реакции образования нерастворимых галогенидов серебра служат для определения ионов серебра и галогенид-ионов. Осадок AgCl имеет белый цвет, AgBr — бледно-жёлтый, AgI — жёлтый.

Лабораторный опыт. Качественное определение галогенид-ионов в растворе.

В четыре пробирки поместите разбавленную соляную кислоту, растворы хлорида, бромиды и иодида калия. Добавьте в каждую пробирку по 1—2 капли раствора нитрата серебра, старинное название которого *ляпис*. Опишите цвет выпавших осадков. Напишите уравнения реакций.

Вопросы и задания

1. Какую из галогеноводородных кислот нельзя хранить в стеклянной посуде и почему?

2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций соляной кислоты со следующими веществами: магний, оксид железа(II), гидроксид цинка, гидроксид калия, карбонат натрия.

3. В одном из старинных алхимических трактатов написано, что «при взаимодействии соляного спирта с ляписом образуется белый творожистый осадок». О каких веществах идёт речь? Напишите уравнение протекающей реакции.

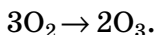
§ 5. Животворящий кислород и противоречивый озон. Состав и строение молекул кислорода и озона. Сравнение физических и химических свойств аллотропных модификаций кислорода.

Пероксид водорода и озон — источники атомарного кислорода

Физические свойства и окислительная активность аллотропных модификаций кислорода. Кислород является самым распространённым элементом в земной коре. Он встречается как в виде простых, так и сложных веществ. Кислород образует две аллотропные модификации: кислород O_2 и озон O_3 .

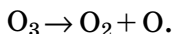
Кислород O_2 — бесцветный газ, немного тяжелее воздуха, является одним из основных его компонентов. Воздух содержит примерно 21 % кислорода по объёму. При температуре $-183\text{ }^\circ\text{C}$ кислород конденсируется в подвижную голубоватую жидкость, которая затвердевает при температуре $-219\text{ }^\circ\text{C}$. Твёрдый и жидкий кислород также построены из двухатомных молекул. Атмосферный кислород обеспечивает протекание природных процессов окисления, в том числе процесса дыхания животных организмов.

Озон O_3 образуется при действии электрического разряда на кислород:



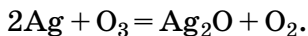
Озон представляет собой газ голубого цвета, $t_{\text{кип}} = -111,8\text{ }^\circ\text{C}$, имеет специфический запах.

Озон неустойчив, легко разлагается на молекулярный и атомарный кислород:



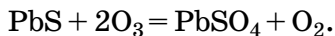
Окислительная способность атомарного кислорода намного выше, чем молекулярного. Наличие атомарного кислорода в продуктах разложения озона делает его более сильным окислителем, чем кислород.

В отличие от кислорода при комнатной температуре озон окисляет серебро:



В результате реакции наблюдается почернение серебра.

Чёрный сульфид свинца в присутствии озона превращается в белый сульфат:

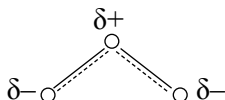


Приведённые реакции позволяют качественно обнаружить озон, а также отличить озон от кислорода.

Озон образуется в верхних слоях атмосферы под действием солнечного излучения. Озоновый слой защищает Землю от ультрафиолетового излучения Солнца, поэтому разрушение озонового слоя под действием техногенных факторов может привести к губительным последствиям. Озон также образуется во время грозы, в процессе работы копировальных аппаратов и принтеров, при этом чувствуется его запах.

Интересно знать!

Растворимость озона в воде в 15 раз больше растворимости кислорода. Это можно объяснить особенностью строения молекулы озона, которая имеет угловую форму. Связи между атомами кислорода в молекуле озона полярны, причём повышенные отрицательные заряды несут концевые атомы. В целом молекулы озона полярны:

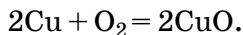
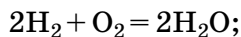


Знак « δ » означает наличие частичного заряда на данном атоме. Подробнее особенности строения молекул, подобных озону, вы будете изучать в дальнейшем.

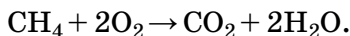
Одна из основных причин хорошей растворимости веществ формулируется следующим образом — «подобное растворяется в подобном». То есть полярные молекулы, в которых имеются частичные заряды на атомах, взаимодействуют с полярными молекулами растворителя, в данном случае воды. Этот эффект способствует растворению.

Полярные молекулы воды сильнее взаимодействуют с молекулами озона, чем с неполярными молекулами кислорода, поэтому растворимость озона в воде выше, чем кислорода.

Химические свойства кислорода. Кислород — активный неметалл, для него характерны *окислительные* свойства. Кислород окисляет водород и металлы:

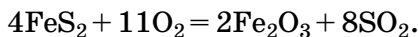
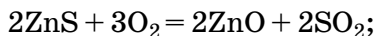


Кислород окисляет многие сложные вещества, окисление может сопровождаться образованием пламени (горение). Метан, основной компонент природного газа, горит в кислороде:

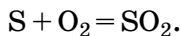


Эту реакцию вы осуществляете очень часто, зажигая газ в обычной газовой плите.

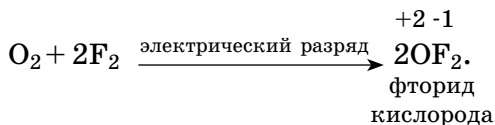
Примером окисления сложных веществ являются реакции обжига сульфидов цинка (цинковой обманки) и железа (железного колчедана или пирита), использующиеся в промышленности:



Окислительная способность кислорода используется при сжигании различных видов топлив. Она гораздо выше, чем у серы, это наглядно демонстрирует горение серы в присутствии кислорода:



Кислород может проявлять восстановительные свойства только при взаимодействии с фтором:



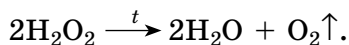
Интересно знать!

Вам, по-видимому, известно вещество, которое называется «перекись водорода». Оно продаётся в аптеках и используется для обеззараживания ран. Это лекарство представляет собой 3% -ный раствор пероксида водорода, формула которого H_2O_2 . Рассчитаем степени окисления атомов в молекуле H_2O_2 . Степень окисления водорода +1, кислорода -1.

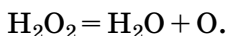
Соединения элементов с кислородом, в которых последний имеет степень окисления -1, называются *пероксидами*. Пероксид водорода H_2O_2 — бесцветная жидкость с «металлическим» вкусом, неограниченно растворимая в воде. Концентрированные водные растворы пероксида водорода взрывоопасны.

Молекула пероксида водорода H_2O_2 (рис. 6) имеет следующее строение (тёмным цветом выделены атомы кислорода).

Как видно, в молекуле пероксида водорода, так же как и в составе других пероксидов, имеется группа -O—O-, которая называется пероксидной группой. H_2O_2 разлагается на кислород и воду при нагревании, под действием ультрафиолетового излучения, а также в присутствии катализаторов (веществ, ускоряющих протекание химических реакций):



В ходе этой реакции молекула пероксида водорода сначала распадается на молекулу воды и атом кислорода:



Затем два атома кислорода образуют молекулу:

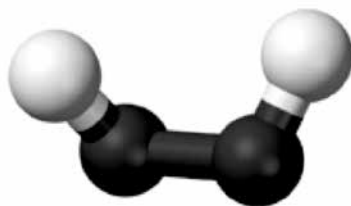
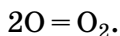
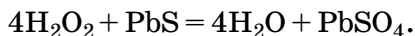


Рис. 6. Строение молекулы пероксида водорода H_2O_2

Как и в случае озона, наличие атомарного кислорода в продуктах разложения обуславливает высокую окислительную способность пероксида водорода. Например, пероксид водорода, так же как и озон, окисляет чёрный сульфид свинца, превращая его в белый сульфат.

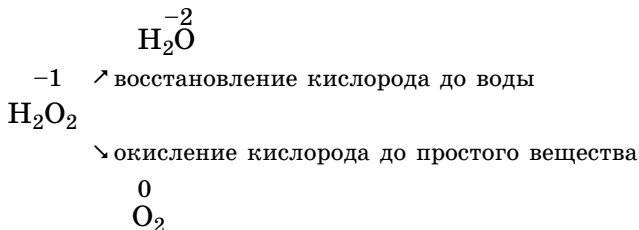


Степень окисления кислорода в H_2O_2 равна -1 . Когда пероксид водорода окисляет различные вещества, степень окисления кислорода понижается до -2 . Кислород восстанавливается. Но в принципе под действием сильных окислителей кислород пероксида водорода может окислиться до степени окисления, равной нулю. При этом кислород выступит в качестве восстановителя или, как говорят, «окислится до свободного кислорода». Пример такой реакции — окисление пероксида водорода более сильным окислителем — перманганатом калия («марганцовкой»).

Если в подкислённый раствор марганцовки добавить несколько капель раствора H_2O_2 , будет наблюдаться выделение пузырьков газа, вызывающего вспыхивание тлеющей лучинки, то есть кислорода. Уравнение протекающей реакции:



То есть кислород пероксида водорода, находясь в промежуточной степени окисления, может как принять электрон, проявив окислительные свойства, так и отдать его, окислившись до свободного O_2 :



Вопросы и задания

1. Почему озон является более сильным окислителем, чем кислород? Приведите уравнения реакций, подтверждающие этот факт.

2. Напишите уравнения реакций горения метана в кислороде и в озоне. Какой объём (н. у.) метана можно сжечь:

а) в кислороде массой 16 г;

б) в озоне массой 16 г;

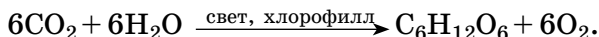
в) в кислороде объёмом 2,24 дм³ (н.у.);

г) в озоне объёмом 2,24 дм³ (н.у.)?

3. Может ли пероксид водорода проявлять восстановительные свойства? Ответ подтвердите уравнением реакции.

§ 6. Почему, несмотря на высокую химическую активность, кислород в нашей атмосфере не заканчивается. Получение кислорода в лаборатории. Принципы получения кислорода из воздуха

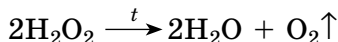
Кислород является участником разнообразных химических процессов в природе. Он также используется в промышленности, медицине и других областях человеческой деятельности. Почему же кислород на земле не заканчивается? Дело в том, что он вырабатывается в результате фотосинтеза, который осуществляется в растительных организмах за счёт энергии солнечного света в присутствии катализатора — хлорофилла:



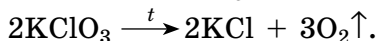
В лаборатории кислород получают термическим разложением перманганата калия:



пероксида водорода:



или бертолетовой соли KClO_3 :



Реакция разложения бертолетовой соли протекает при температуре 500 °С, однако температуру разложения можно понизить, если добавить катализатор — оксид марганца(IV) MnO_2 . Интересно, что если добавить MnO_2 к раствору пероксида водорода, то он будет разлагаться уже при комнатной температуре, при этом мы будем наблюдать выделение пузырьков газа из бесцветного раствора H_2O_2 .

Кислород применяется в промышленности, так как замена воздуха кислородом повышает эффективность технологических процессов. Жидкий кислород применяют как окислитель ракетного топлива.

Интересно знать!

В промышленности кислород получают из воздуха. Сначала воздух сжимают мощными компрессорами — при этом он, как любой сжимаемый газ, сильно нагревается. Если вам приходилось энергично накачивать велосипедную камеру, то вы знаете, что корпус насоса и шланг нагреваются довольно заметно.

Сжатый воздух охлаждается в больших резервуарах. Затем его подвергают быстрому расширению через узкие каналы, снабжённые турбинками для дополнительного отбора энергии у молекул газа. Эти устройства называются турбодетандерами. При расширении любого газа всегда происходит его охлаждение. Если воздух был сжат очень сильно, то его расширение может привести к такому сильному охлаждению, что часть воздуха сжижается. Жидкий воздух собирают в специальные сосуды, называемые сосудами Дьюара. Сосудом Дьюара является знакомый вам термос, который хорошо сохраняет как высокую температуру, так и низкую.

Жидкий кислород кипит при более высокой температуре (–183 °С), чем жидкий азот (–196 °С). Следовательно,

при «нагревании» жидкого воздуха, когда температура этой очень холодной жидкости медленно повышается от $-200\text{ }^{\circ}\text{C}$ до $-180\text{ }^{\circ}\text{C}$, сначала при $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ испаряется азот (который опять сжижают) и только следом испаряется кислород. Если такую перегонку жидких азота и кислорода произвести неоднократно, то можно получить весьма чистый кислород. Обычно его хранят в сжатом виде в стальных баллонах, окрашенных в голубой цвет. Характерная голубая окраска баллонов нужна для того, чтобы нельзя было перепутать кислород с каким-нибудь другим сжатым газом.

Лабораторный опыт. Получение кислорода.

В прибор для получения газов поместите 1—2 г перманганата калия («марганцовки»). Осторожно нагрейте вещество. С помощью газоотводной трубки соберите выделяющийся газ в пробирку. Зажгите лучинку, и после того, как она разгорится, задуйте её. Тлеющую лучинку внесите в пробирку с кислородом. Она ярко вспыхнет. Напишите уравнение реакции получения кислорода.

§ 7. Аллотропные модификации серы.

Сера в природе.

Добыча серы подземной выплавкой

Физические свойства серы. Сера образует несколько аллотропных модификаций. Их названия — ромбическая, моноклинная и пластическая сера.

Ромбическая и моноклинная модификации серы построены из циклических молекул S_8 (рис. 7). Молекула S_8 имеет форму короны, длины всех связей S—S одинаковые, углы между связями равны примерно 108° .

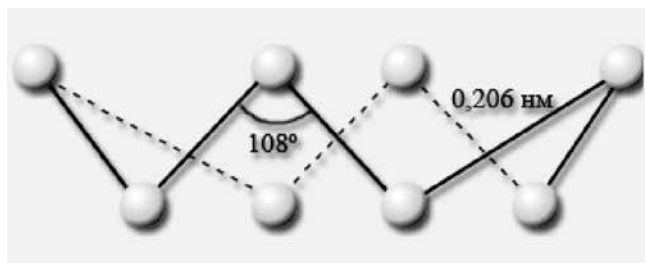


Рис. 7. Строение молекулы S₈

Молекулы S₈ размещены в узлах ромбической и моноклинной кристаллических решёток. Модификации различаются между собой лишь способами упаковки молекул S₈. В кристалле ромбической серы молекулы S₈ упакованы более плотно.

Пластическая сера имеет полимерную структуру и состоит из линейных макромолекул S_n, включающих десятки и даже тысячи атомов серы.

При обычных условиях наиболее устойчива ромбическая сера, которая представляет собой твёрдое вещество жёлтого цвета. Она нерастворима в воде и не смачивается водой, плавая по её поверхности. Сера хорошо растворяется в некоторых органических растворителях.

Если расплавить ромбическую серу, а затем охладить полученный расплав, то образуются длинные светло-жёлтые иглы моноклинной модификации. При комнатной температуре они неустойчивы: иглы, хотя и сохраняют прежнюю форму, теряют прозрачность и блеск, превращаясь в мелкие кристаллики ромбической серы.

При быстром охлаждении расплавленной серы (например, с помощью холодной воды), образуется пластическая модификация (рис. 8). Пластическая сера состоит из скрученных в спираль цепочек, которые, подобно пружине, могут растягиваться при механических нагрузках.

Поэтому тонкие нити серы, полученные при вливании кипящего расплава в холодную воду, удаётся растянуть в 15 раз! Со временем эта модификация постепенно переходит обратно в ромбическую серу.

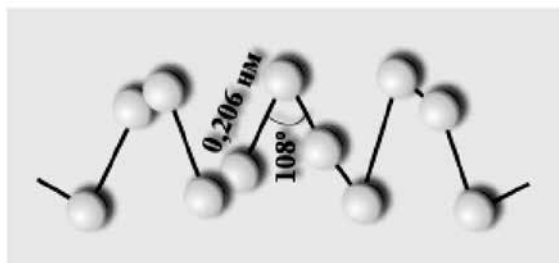


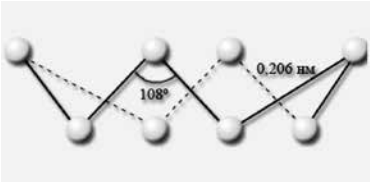




Рис. 8. Структура полимерной цепи пластической серы

Некоторые свойства аллотропных модификаций серы приведены в таблице 3.

Таблица 3 — Свойства аллотропных модификаций серы

	Ромбическая сера	Моноклинная сера	Пластическая сера
Форма кристаллов	 Прямоугольный параллелепипед	 Скошенный параллелепипед	Аморфное вещество

	Ромбическая сера	Моноклинная сера	Пластическая сера
Строение молекул	 <p style="text-align: center;">S₈</p>		 <p style="text-align: center;">Полимер</p>
Цвет	Светло-жёлтый	Жёлтый	Тёмно-коричневый
Температура плавления	113 °С	119 °С	Нет определённой температуры плавления
Плотность	2,07 г/см ³	1,96 г/см ³	1,92 г/см ³

Интересно знать!

История открытия серы. Сера в самородном состоянии, а также в виде сернистых соединений известна с древнейших времён. С запахом горящей серы, удушающим действием сернистого газа и отвратительным запахом сероводорода человек познакомился, вероятно, ещё в доисторические времена. Именно из-за этих свойств сера использовалась жрецами в составе священных курений при религиозных обрядах. Сера считалась произведением сверхчеловеческих существ из мира духов или подземных богов. Очень давно сера стала применяться в составе раз-

личных горючих смесей для военных целей. У Гомера описаны «сернистые испарения», смертельное действие выделений горячей серы. Сера, вероятно, входила в состав «греческого огня», наводившего ужас на противников. Около VIII в. китайцы стали использовать её в пиротехнических смесях, в частности, в смеси типа пороха. Элементарную природу серы установил Лавуазье в своих опытах по её сжиганию. С введением пороха в Европе началось развитие добычи природной серы, а также разработка способа получения её из пирита. Таким образом, сера знакома людям с давних времён и использовалась ещё до Рождества Христова.

Получение серы. В природе сера встречается как в виде простого вещества, так и в составе сложных соединений:

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гипс;

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова соль;

FeS_2 — пирит или железный колчедан;

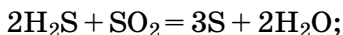
ZnS — цинковая обманка;

Cu_2S — медный блеск;

HgS — киноварь.

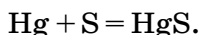
Большие скопления самородной серы встречаются не так уж часто. Чаще сера присутствует в некоторых рудах. Руда самородной серы — это порода с вкраплениями чистой серы. В 1890 г. Герман Фраш предложил плавить серу под землёй и через скважины, подобные нефтяным, выкачивать её на поверхность. Сравнительно невысокая (113 °С) температура плавления серы подтверждала реальность этой идеи. В 1890 г. начались испытания, которые привели к успеху. Теперь серу получают главным образом выплавкой самородной серы непосредственно в местах её залегания под землёй. Крупнейшее месторождение самородной серы вулканического происхождения находится на острове Итуруп (Курильские острова) и составляет

примерно 5 000 000 т. Кроме того, сера в больших количествах содержится в природном газе в виде сероводорода и сернистого газа. Эти соединения серы улавливают в процессе добычи природного газа и используют для получения серы:



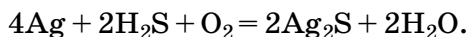
Интересно знать!

Несмотря на то что окислительные свойства серы выражены слабее, чем у кислорода, сера обладает большим сродством к некоторым металлам, в частности, к ртути и серебру и в отличие от кислорода образует весьма устойчивые соединения с этими металлами. Единственное простое вещество, с которым сера реагирует при комнатной температуре, — ртуть:



Эту особенность серы используют для *демеркуризации* — очистки поверхностей, загрязнённых токсичной ртутью, путём нанесения на них порошкообразной серы. При этом образуется киноварь — сульфид ртути HgS красного цвета, который в отличие от ртути нелетуч.

Образование чёрного сульфида серебра Ag_2S происходит при контакте серебра с сероводородом в присутствии кислорода:



Протекание этой реакции обуславливает почернение изделий из серебра со временем. Заметим, что реакция протекает при комнатной температуре и очень быстро! К счастью, содержание сероводорода в воздухе невелико.

Вопросы и задания

1. Почему ромбическая (S_8) и моноклинная (S_8) сера являются различными аллотропными модификациями, хотя и состоят из одинаковых молекул? Какие физические свойства этих веществ различаются?

2. Какое вещество (сера или кислород) является более сильным окислителем? Почему? Приведите уравнение реакции, подтверждающее ваши выводы.

3. Какой элемент выступает в роли окислителя в химической реакции серебра с сероводородом в присутствии кислорода?

§ 8. Серная кислота и сульфаты. Серная кислота — «хлеб химической промышленности»

Важнейшим соединением серы является серная кислота. Она широко используется в производстве минеральных удобрений, различных солей и кислот, всевозможных органических продуктов, красителей, дымообразующих и взрывчатых веществ и т. д. Серная кислота находит разнообразное применение в нефтяной, металлургической, металлообрабатывающей, текстильной, кожевенной и других отраслях промышленности, используется в качестве осушающего средства, применяется в процессах нейтрализации, травления и т. д. Неудивительно, что за этим веществом закрепилось название «хлеб химической промышленности».

Физические свойства серной кислоты. Серная кислота является сильной кислотой, она представляет собой тяжёлую маслянистую жидкость плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$. С водой H_2SO_4 смешивается в любых соотношениях. Смешивать концентрированную серную кислоту с водой необходимо очень осторожно, так как в этом процессе выделяется много тепла. Напомним, что при приготовлении водных растворов H_2SO_4 следует добавлять небольшими порциями концентрированную серную кислоту к воде при перемешивании. В этом случае более тяжёлая (по

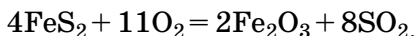
сравнению с водой) кислота опускается на дно сосуда, и выделяющееся тепло равномерно распределяется по всему объёму. Если же наоборот, добавлять воду в кислоту, то сильное разогревание у поверхности раствора приводит к его закипанию и разбрызгиванию.

Получение серной кислоты. Впервые серная кислота была получена итальянским учёным В. Бирингуччо в 1540 г. и немецким алхимиком Василием Валентином в конце XVI — начале XVII в. Серную кислоту получали в незначительных количествах термическим разложением железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Из-за этого способа получения серную кислоту в старину называли купоросным маслом.

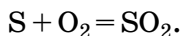
В настоящее время серная кислота производится двумя способами: нитрозным, существующим более 200 лет, и контактным, освоенным в промышленности в конце XIX и начале XX в. Контактный способ вытесняет нитрозный.

В основе контактного метода получения серной кислоты лежат следующие стадии.

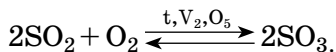
1. Обжиг серосодержащего сырья (сульфиды металлов, сера) для получения оксида серы(IV):



или



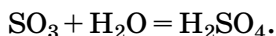
2. Каталитическое окисление оксида серы(IV) до оксида серы(VI):



В промышленности основным катализатором окисления SO_2 является катализатор на основе оксида ванадия V_2O_5 (ванадиевая контактная масса). Каталитическую активность в этой реакции проявляют и другие соединения, прежде всего платина. Однако платиновые катализаторы чрезвычайно чувствительны даже к следам мышьяка, селена, хлора и других примесей, которые могут содержать-

ся в исходном оксиде серы(IV). Эти примеси «отравляют катализатор» и поэтому называются каталитическими ядами. Из-за чувствительности к отравлению и значительной стоимости платиновые катализаторы постепенно были вытеснены ванадиевыми. Процесс проводят в диапазоне температур 400—600 °С.

3. Превращение оксида серы(VI) в серную кислоту:



При реакции SO_3 с водой выделяется огромное количество теплоты, и серная кислота начинает закипать с образованием мельчайших капелек тумана, который долго конденсируется. Поэтому SO_3 поглощают не водой, а концентрированной серной кислотой. В результате образуется раствор SO_3 в H_2SO_4 , который называется *олеум*. Концентрированную серную кислоту можно получить, разбавляя олеум серной кислотой.

Вопросы и задания

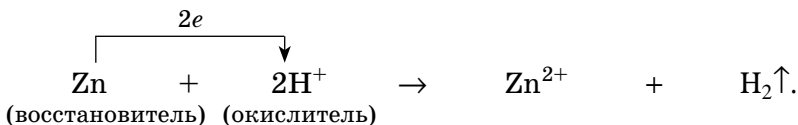
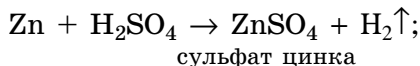
1. В двух стаканах воды объёмом по 1 л растворили одинаковое количество (моль) серной и фосфорной (H_3PO_4) кислот. Напишите уравнения диссоциации серной и фосфорной кислот в полученных разбавленных растворах. В каком растворе количество ионов H^+ будет больше?

2. Какую массу 96%-ной серной кислоты можно получить из 100 т железного колчедана с массовой долей FeS_2 86 % (примеси не содержат серу), если выход SO_2 на стадии обжига составил 88 %, а потери на стадии каталитического окисления оксида серы(IV) равны 32 %? (Ответ: 87,6 т).

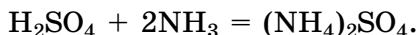
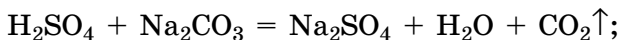
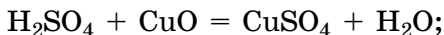
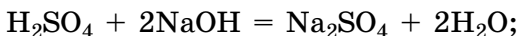
3. Какую массу воды следует добавить к 200 г олеума, содержащего 30 % оксида серы(VI), чтобы получить серную кислоту с массовой долей H_2SO_4 , равной 60 %. (Ответ: 155,8 г.)

Химические свойства серной кислоты. Сульфаты. Химические свойства разбавленной серной кислоты. Вы уже знаете, что общие свойства кислот обусловлены наличием в их растворах ионов H^+ . Например, ионы H^+ могут

окислять металлы. В результате происходит растворение металлов в кислотах с образованием солей. Этот процесс сопровождается выделением из раствора пузырьков водорода, восстановившегося в ходе реакции:



Разбавленная серная кислота проявляет все остальные свойства кислот: реагирует с основаниями, основными оксидами, солями более слабых кислот и аммиаком:



Химические свойства концентрированной серной кислоты. Оказывается, при взаимодействии некоторых кислот с металлами в роли окислителя могут выступать не ионы H^+ , а анионы кислотного остатка. К таким кислотам относится *концентрированная* серная кислота. Она может окислять (растворять) даже металлы, расположенные в ряду активности за водородом.

Массовая доля H_2SO_4 в концентрированной серной кислоте может составлять 98 %. То есть вода в концентрированной серной кислоте практически отсутствует. Поэтому ионные уравнения для реакций с участием концентрированной серной кислоты не записывают.

Ещё раз напомним, что особыми свойствами обладает только *концентрированная* серная кислота. *Разбавленная серная кислота* обладает всеми свойствами обычных кислот.

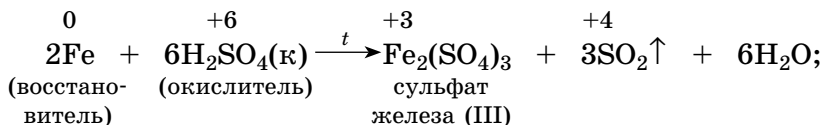
Рассмотрим особенности концентрированной серной кислоты.

Реакции с металлами. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами в роли окислителя выступают не ионы водорода, а входящий в состав кислотного остатка атом серы. Это приводит к следующим особенностям концентрированной серной кислоты:

1. $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$ является более сильным окислителем, чем обычные кислоты, проявляющие окислительные свойства за счёт ионов водорода. Она реагирует практически со всеми металлами, в том числе с Cu , Ag и Hg , расположенными в ряду активности за водородом.

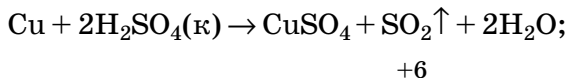
2. При взаимодействии $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$ с металлами водород (H_2) не выделяется! Вместо водорода образуются продукты восстановления серы: $\overset{+4}{\text{SO}_2}$, $\overset{0}{\text{S}}$, $\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}$.

а) В отличие от обычных кислот концентрированная серная кислота окисляет железо до степени окисления +3, а не +2:



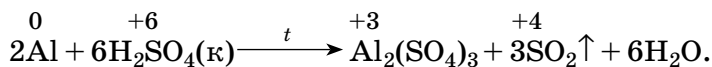
Сравните продукты реакции железа с разбавленной и концентрированной H_2SO_4 .

б) концентрированная серная кислота реагирует со всеми металлами (кроме шести благородных металлов: Au , Pt , Ir , Os , Rh , Ru):



в) Продукты восстановления серы (S) зависят от условий протекания реакции, активности металла и концентрации кислоты. Чем выше активность металла и чем ниже концентрация кислоты, тем сильнее восстанавливается сера.

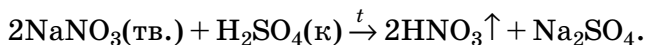
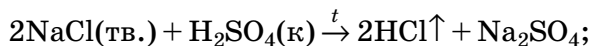
г) Концентрированная серная кислота без нагревания не реагирует с Fe, Al и Cr, так как поверхность этих металлов покрыта защитной оксидной плёнкой. При нагревании указанные металлы реагируют с концентрированной серной кислотой:



Обратите внимание, с разбавленной серной кислотой Fe, Al и Cr реагируют без нагревания.

Реакции с солями. Помимо высокой окислительной активности, концентрированная серная кислота обладает ещё рядом особенностей. Она способна вытеснять сильные азотную и соляную кислоты из их *твёрдых* солей.

Возможность вытеснения серной кислотой других кислот из солей объясняется её низкой летучестью. Температура кипения H_2SO_4 довольно высока и составляет 280°C . Образующиеся в результате реакции между твёрдой солью и $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$ летучие кислоты HCl и HNO_3 удаляются из реакционной системы в виде газа:

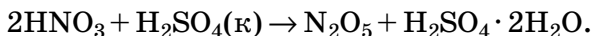


Обратите внимание, подобные реакции не протекают с разбавленной серной кислотой (или раствором соли и концентрированной серной кислотой), так как HCl и HNO_3 хорошо растворяются в воде и не могут удаляться из реакционной смеси.

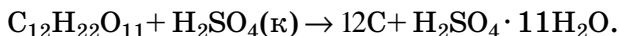
Интересно знать!

Концентрированная серная кислота является настолько сильным водоотнимающим средством, что способна даже разрушать химические связи, отщепляя молекулы воды.

Например: $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$ превращает азотную кислоту в оксид азота(V) и воду:

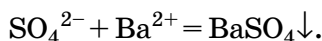
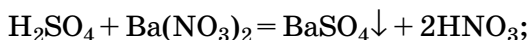


Сахар обугливается при соприкосновении с концентрированной серной кислотой:



Соли серной кислоты. Соли серной кислоты — сульфаты и гидросульфаты. Сульфаты натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глауберова соль) и магния $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (английская соль) используются в медицине, глауберова соль — в стекловарении; сульфат кальция $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (гипс) — в строительстве; сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — для очистки воды.

Качественной реакцией на сульфат-ионы SO_4^{2-} является образование с ионами бария Ba^{2+} белого осадка BaSO_4 , нерастворимого в кислотах:

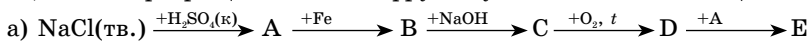


Вопросы и задания

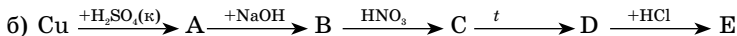
1. Напишите уравнение реакции железа с соляной, разбавленной серной и концентрированной серной (при нагревании) кислотами. Для каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

2. Какое вещество (сера или кислород) является более сильным окислителем? Почему? Приведите уравнение реакции, подтверждающее ваши выводы.

3. Напишите уравнения реакций, которым соответствуют следующие цепочки превращений. Расшифруйте указанные в них вещества:



вещества В-Е содержат железо;



вещества А-Е содержат медь.

§ 9. Азот — основной компонент атмосферного воздуха. Свойства азота

Физические свойства азота. Азот — элемент главной подгруппы V группы второго периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева с атомным номером 7.

Азот существует в природе в основном в виде двухатомных молекул N_2 , в которых атомы азота связаны между собой прочной тройной связью:

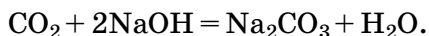
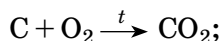


При нормальных условиях азот — бесцветный газ, не имеет запаха, плохо растворим в воде ($2,3 \text{ см}^3$ на 100 г воды при $0 \text{ }^\circ\text{C}$, $0,8 \text{ см}^3$ на 100 г воды при $80 \text{ }^\circ\text{C}$).

В жидком состоянии ($t_{\text{кип}} = -195,8 \text{ }^\circ\text{C}$) азот — бесцветная, подвижная жидкость. При $-209,86 \text{ }^\circ\text{C}$ азот переходит в твёрдое состояние в виде снегоподобной массы или больших белоснежных кристаллов. В твёрдом и жидком состоянии, так же как и в газообразном, азот состоит из молекул N_2 .

Интересно знать!

Открытие азота. В 1777 г. Генри Кавендиш провёл следующий опыт: он многократно пропускал воздух над раскалённым углём, затем обрабатывал его щёлочью, в результате получался остаток, который Кавендиш назвал удушливым (или мефитическим) воздухом. С позиций современной химии ясно, что в реакции с раскалённым углём кислород воздуха связывался в углекислый газ, который затем реагировал со щёлочью:



При этом остаток газа представлял собой по большей части азот. Таким образом, Кавендиш выделил азот, но не сумел понять, что это новое простое вещество.

Одновременно схожие эксперименты с тем же результатом проводили Карл Шееле и Джозеф Пристли.

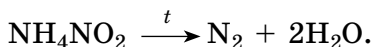
В 1772 г. азот (под названием «испорченного воздуха») как простое вещество описал Даниэль Резерфорд, он опубликовал магистерскую диссертацию, где указал основные свойства азота (не реагирует со щелочами, не поддерживает горения, непригоден для дыхания). Именно Даниэль Резерфорд и считается первооткрывателем азота.

Распространённость азота в природе. Азот в форме двухатомных молекул N_2 составляет большую часть атмосферы, где его содержание равно 75,6 % (по массе) или 78,08 % (по объёму), то есть около $3,87 \cdot 10^{15}$ т.

Содержание азота в земной коре составляет $(0,7 - 1,5) \cdot 10^{15}$ т. Это меньше 0,01 % по массе (примерно двадцатое место по распространённости среди элементов в земной коре). Главным источником азота служит верхняя часть мантии, откуда он поступает в другие оболочки Земли при извержениях вулканов.

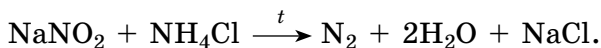
Вне пределов Земли азот обнаружен в газовых туманностях, солнечной атмосфере, на Уране, Нептуне, в межзвёздном пространстве. Азот — четвёртый по распространённости элемент Солнечной системы (после водорода, гелия и кислорода).

Получение азота в лаборатории. В лаборатории азот можно получить разложением нитрита аммония:

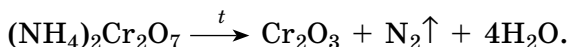


В ходе этой реакции выделяется много тепла, поэтому нередко она проходит со взрывом.

Практически данную реакцию выполняют, добавляя по каплям раствор нитрита натрия (NaNO_2) в нагретый раствор хлорида аммония (NH_4Cl), при этом образующийся в результате обменной реакции нитрит аммония (NH_4NO_2) мгновенно разлагается:

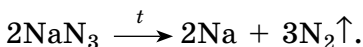


Ещё один лабораторный способ получения азота — нагревание дихромата аммония:



Эта реакция называется «химический вулкан», так как внешне напоминает извержение вулкана.

Чистый азот можно получить разложением азидов металлов — солей азидоводородной кислоты, состав которой HN_3 :

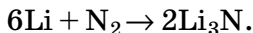


Здесь упоминаются соединения азота, изучение которых выходит за рамки школьной программы, но с ними довольно часто встречаются участники химических олимпиад.

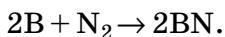
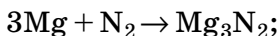
Химические свойства азота. Атомы азота в молекуле связаны между собой прочной тройной связью ($\text{N}\equiv\text{N}$). Вследствие этого молекула азота очень прочна. Это приводит к следующим особенностям азота:

1. Даже при 3000°C степень термической диссоциации N_2 составляет всего $0,1\%$, то есть на атомы распадается лишь одна молекула из тысячи. При температуре около 5000°C степень диссоциации достигает нескольких процентов.

2. Несмотря на высокую электроотрицательность, молекулярный азот обладает очень низкой реакционной способностью. При обычных условиях он реагирует только с литием:

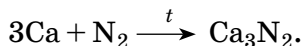
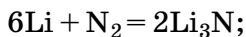


При нагревании азот реагирует с некоторыми другими металлами и неметаллами:

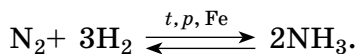


Азот не реагирует с растворами кислот и щелочей, не окисляется даже такими сильными окислителями, как KMnO_4 и галогены. Поэтому азот широко используется для создания инертной атмосферы. Например, в горнодобывающем деле азот может использоваться для создания в шахтах взрывобезопасной среды. В производстве электроники азот применяется для продувки областей, не допускающих наличия окисляющего кислорода.

Взаимодействие с металлами. Со щелочными, щёлочноземельными и некоторыми другими активными металлами при нагревании азот образует *нитриды*. Нитрид лития образуется даже при комнатной температуре:



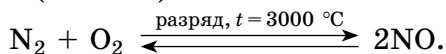
Взаимодействие с неметаллами. Азот взаимодействует с *водородом*, при этом образуется аммиак:



Подробнее эта реакция будет описана в следующем параграфе.

В рассмотренных реакциях азот выступает в роли окислителя. При взаимодействии с более активными неметаллами азот может проявлять *восстановительные свойства*. Таким неметаллом является кислород.

С *кислородом* азот взаимодействует только при очень высокой температуре, которую можно получить в электрической дуге ($3000\text{ }^\circ\text{C}$):

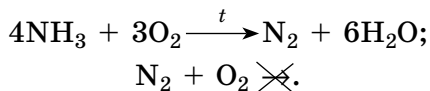


В данной реакции лишь незначительные количества азота и кислорода превращаются в оксид азота(II).

Обратите внимание, что реакция протекает в очень жёстких условиях. Поэтому при рассмотрении процессов горения смесей, содержащих азот, в кислороде взаимодействие азота с кислородом не учитывают!

Пример

Запишем уравнение химической реакции, происходящей при поджигании смеси аммиака, азота и кислорода.



В данных условиях азот с кислородом не реагирует. Это известно вам из вашего жизненного опыта. Ведь воздух почти на 80 % состоит из азота, но в реакциях горения (например, метана в газовой плите или дров в печке) атмосферный азот участия не принимает. Представьте себе, что было бы в противном случае...

Вопросы и задания

1. Почему азот, электроотрицательность которого весьма высока, при обычных условиях малоактивен?
2. Приведите примеры химических реакций с участием азота, в которых он проявляет окислительные и восстановительные свойства.

§ 10. Обязательный компонент любой аптечки — нашатырный спирт. Аммиак.

Применение аммиака и солей аммония

Одним из самых важных соединений азота является аммиак. Он широко используется для производства азотных удобрений (нитрат и сульфат аммония, мочевины), взрывчатых веществ и полимеров, азотной кислоты, со-

ды и других продуктов химической промышленности. Жидкий аммиак используют в качестве растворителя. В холодильной технике аммиак используется в качестве холодильного агента. Водный раствор аммиака («нашатырный спирт») применяется в медицине при обморочных состояниях (для возбуждения дыхания).

Физические свойства аммиака. При нормальных условиях аммиак — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта), почти вдвое легче воздуха, ядовит. Растворимость NH_3 в воде чрезвычайно велика — около 1200 объёмов (при $0\text{ }^\circ\text{C}$) или 700 объёмов (при $20\text{ }^\circ\text{C}$) в одном объёме воды. Хорошая растворимость аммиака в воде объясняется образованием водородных связей между молекулами воды и аммиака. В жидком аммиаке молекулы также связаны между собой водородными связями.

В холодильной технике аммиак называется R717, где R — Refrigerant (хладагент), 7 — тип хладагента (неорганическое соединение), 17 — молекулярная масса.

Строение молекулы аммиака. Молекула аммиака имеет форму пирамиды с атомом азота в вершине (рис. 9).

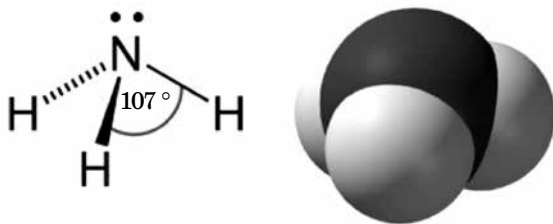
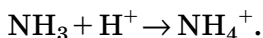
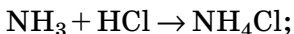


Рис. 9. Строение молекулы аммиака

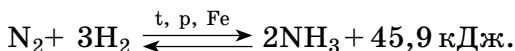
Три неспаренных электрона атома азота участвуют в образовании полярных ковалентных связей с электронами трёх атомов водорода. Пара внешних электронов является

неподелённой, она может связывать ион водорода, образуя ион аммония NH_4^+ :



В указанной реакции аммиак проявляет основные свойства.

Получение аммиака. Промышленный способ получения аммиака основан на прямом взаимодействии водорода и азота:



Это так называемый процесс Габера (немецкий физик, разработавший данный метод).

Реакция обратима, одновременно с образованием аммиака происходит его разложение на азот и водород. Рассмотрим оптимальные условия протекания этой реакции. Образование аммиака происходит с выделением тепла и уменьшением объёма (из четырёх объёмов исходных веществ образуются только два объёма продукта). Если реакция протекает в замкнутом объёме, образование аммиака сопровождается уменьшением давления. Тогда, увеличивая давление, мы «заставляем» азот и водород образовывать аммиак.

Поскольку образование аммиака сопровождается выделением теплоты, реакцию следует вести при возможно низких температурах. Однако скорость реакции при низких температурах ничтожно мала. Применение катализатора (пористое железо с примесями Al_2O_3 и K_2O) позволяет ускорить реакцию. Интересно, что при поиске катализатора реакции синтеза аммиака перепробовали более 20 тысяч различных веществ.

Таким образом, получение аммиака проводят в следующих условиях. Процесс ведут при высоком давлении

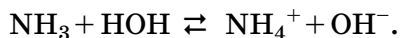
(25—30 МПа) и температуре не выше 500 °С (при более низких температурах скорость реакции очень мала), для увеличения скорости реакции используют катализатор (железо, активированное оксидами алюминия и калия). Кроме того, в промышленных условиях используют принцип рециркуляции — аммиак удаляют охлаждением, а непрореагировавшие азот и водород возвращают в реактор. Это оказывается более экономичным, чем достижение более высокого выхода реакции за счёт повышения давления.

В нашей республике производство аммиака осуществляют на Гродненском производственном объединении «Азот».

Для получения аммиака в лаборатории используют действие щелочей на соли аммония:



Химические свойства аммиака. Ион аммония. Применение солей аммония. Водный раствор аммиака имеет щелочную реакцию и окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет. Это обусловлено связыванием протонов молекул воды молекулами аммиака и образованием в растворе ионов OH^- :

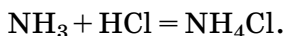


Только небольшая часть растворённого в воде аммиака взаимодействует с образованием ионов аммония. Поэтому водный раствор аммиака принято считать раствором слабого основания (гидроксида аммония), формула которого $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, иногда используют также формулу NH_4OH .

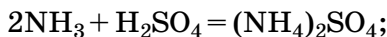
В ионе аммония валентность азота равна IV, а степень окисления —3.

Образование солей аммония. Ион NH_4^+ может выступать в качестве однозарядного катиона в составе солей. Такие соли называются *солями аммония*. Например: хлорид аммония NH_4Cl ; сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; нитрат аммония или аммиачная селитра NH_4NO_3 ; дигидроортофосфат аммония $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

Как основание, аммиак реагирует с кислотами, образуя соли аммония:



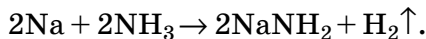
В случае избытка многоосновной кислоты образуются кислые соли аммония:



Соли аммония представляют собой кристаллические вещества ионного строения, хорошо растворимые в воде. Они являются сильными электролитами и диссоциируют в водных растворах на катион аммония и анион кислотного остатка. Им присущи все свойства солей.

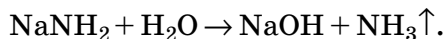
Интересно знать!

Кислотные свойства аммиака. Жидкий аммиак является очень слабой кислотой (примерно в $1 \cdot 10^{18}$ раз слабее соляной кислоты). Тем не менее, жидкий аммиак способен образовывать с активными металлами соли — амиды:

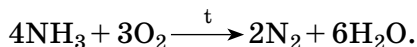


амид натрия

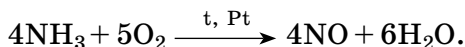
Как и в реакции металлов с обычными кислотами образуется соль и водород. Однако в отличие от большинства солей амиды мгновенно разлагаются водой с образованием щёлочи и аммиака:



Восстановительные свойства аммиака. Аммиак проявляет восстановительные свойства за счёт атома азота, имеющего степень окисления -3 . Так, аммиак горит в кислороде:

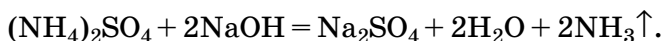


Если реакцию проводить в присутствии катализатора (Pt), то основным продуктом окисления будет оксид азота(II):



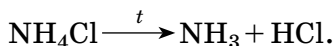
Химические свойства и применение солей аммония.

Реакции со щелочами. Щёлочи вытесняют аммиак из солей аммония:

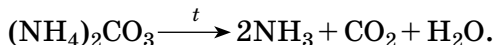


Для осуществления данной реакции используют концентрированные растворы или твёрдые реагирующие вещества. Эту реакцию используют как качественную реакцию на соли аммония. Выделяющийся аммиак обнаруживают по запаху либо с помощью индикаторной бумажки.

Разложение при нагревании. При нагревании некоторые соли аммония возгоняются. Так, хлорид аммония NH_4Cl (нашатырь) возгоняется с разложением на NH_3 и HCl при 350°C .

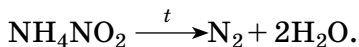
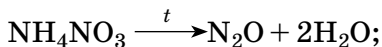


Карбонат аммония разлагается уже при 60°C :



Обратите внимание, в отличие от других солей при разложении упомянутых солей аммония не образуются твёрдые вещества (сухой остаток). Все продукты в условиях реакции разложения являются газообразными и удаляются из реакционной системы.

Особым образом разлагаются нитрат и нитрит аммония. В этих реакциях аммиак не образуется, так как происходит его окисление:



Основная область применения солей аммония — производство азотных удобрений, существуют и другие области применения этих веществ:

нитрат аммония (аммиачная селитра) NH_4NO_3 применяют как азотное удобрение и для изготовления взрывчатых веществ — аммонитов;

сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — как дешёвое азотное удобрение;

гидрокарбонат аммония NH_4HCO_3 и *карбонат аммония* $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — в пищевой промышленности при производстве мучных кондитерских изделий в качестве химического разрыхлителя; при крашении тканей; в производстве витаминов; в медицине;

хлорид аммония (нашатырь) NH_4Cl — в гальванических элементах (сухих батареях), при пайке и лужении; в текстильной промышленности; как удобрение; в ветеринарии.

Вопросы и задания

1. С наличием каких ионов в водном растворе связаны такие свойства оснований, как способность окрашивать индикаторы? Как эти ионы образуются при растворении в воде аммиака? Приведите соответствующее уравнение.

2. По аналогии с формулами оснований, формулу аммиака в водном растворе иногда записывают в виде NH_4OH . Так же как и щёлочи, аммиак относится к растворимым основаниям. Однако в отличие от щелочей аммиак является слабым основанием. Чем определяется сила оснований? Напишите молекулярное и ионное уравнение реакции

хлорида железа(II) с NaOH и NH₄OH. В чём принципиальное отличие написанных вами ионных уравнений?

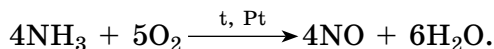
3. Помимо аммиака, известно водородное соединение азота, в котором массовая доля азота составляет 87,5 %. Напишите структурную формулу этого соединения, если известно, что его молекула содержит два атома азота.

§ 11. Селитры — соли азотной кислоты

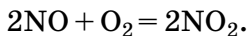
Ещё одним важнейшим соединением азота является азотная кислота. По объёму производства в химической промышленности она занимает второе место после серной кислоты. Азотная кислота широко применяется для производства многих продуктов, используемых в промышленности и сельском хозяйстве: около 40 % её расходуется на получение минеральных удобрений; азотная кислота используется для производства синтетических красителей, взрывчатых веществ, нитролаков, пластических масс, лекарственных синтетических веществ и др.

Процесс производства азотной кислоты из аммиака складывается из трёх стадий.

1. Каталитическое окисление аммиака до оксида азота(II):



2. Окисление оксида азота(II) до оксида азота(IV):



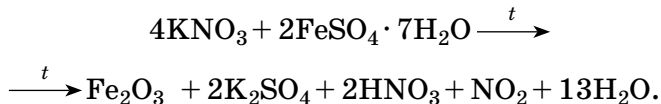
3. Поглощение водой смеси оксида азота(IV) с кислотой:



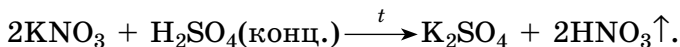
Концентрация полученной таким методом азотной кислоты составляет 45—58 %.

Интересно знать!

Впервые азотную кислоту получили алхимики, нагревая смесь селитры (KNO_3) и железного купороса ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$):



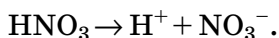
Чистую азотную кислоту впервые получил Иоганн Рудольф Глаубер, действуя на селитру концентрированной серной кислотой:



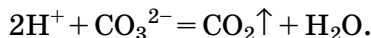
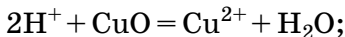
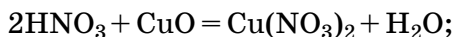
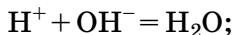
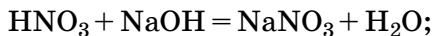
Этот метод используется в настоящее время для получения азотной кислоты в лаборатории.

Свойства азотной кислоты. Азотная кислота представляет собой бесцветную жидкость ($t_{\text{кип}} = 83 \text{ }^\circ\text{C}$) с резким запахом.

Азотная кислота является сильной кислотой. С водой смешивается в любых соотношениях. В водном растворе она полностью диссоциирует на ионы:



Азотная кислота проявляет все химические свойства кислот: окрашивает индикаторы, взаимодействует со щелочами, основными оксидами, солями более слабых кислот:

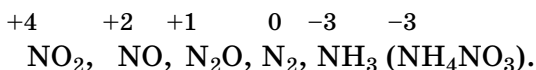


Особые свойства азотной кислоты проявляются при её взаимодействии с металлами.

При взаимодействии азотной кислоты с металлами в роли окислителя выступают не ионы H^+ , а входящий в состав кислотного остатка атом азота (N^{+5}). Это приводит к следующим особенностям азотной кислоты:

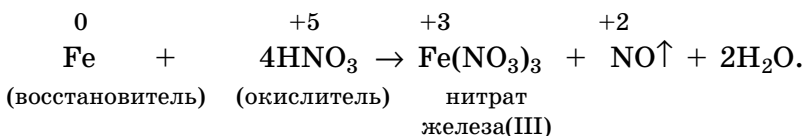
1. HNO_3 является более сильным окислителем, чем обычные кислоты. Она реагирует практически со всеми металлами, в том числе расположенными в ряду активности за водородом.

2. При взаимодействии HNO_3 с металлами водород (H_2) не выделяется! Вместо водорода образуются продукты восстановления азота (N^{+5}):



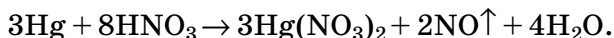
Рассмотрим реакции азотной кислоты с металлами более подробно.

а) Азотная кислота является очень сильным окислителем, поэтому в отличие от обычных кислот она окисляет железо до степени окисления $+3$, а не $+2$:



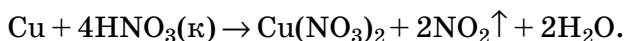
Обратите внимание, что в реакциях металлов с азотной кислотой всегда образуется *вода*, а не водород! Это объясняется тем, что в роли окислителя выступает N^{+5} , а не ионы H^+ , и степень окисления водорода не изменяется. *Вспомните, какие продукты образуются при взаимодействии железа с соляной кислотой.*

б) Азотная кислота реагирует со всеми металлами (кроме шести благородных металлов: Au, Pt, Ir, Os, Rh, Ru):

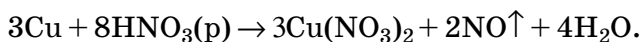


Вспомните, с какими металлами не реагируют обычные кислоты и почему.

в) Продукты восстановления азота ($\overset{+5}{\text{N}}$) зависят от условий протекания реакции, активности металла и концентрации кислоты. Например, при взаимодействии *концентрированной* HNO_3 с малоактивными металлами (Cu, Ag, Hg) выделяется $\overset{+4}{\text{NO}_2}$:



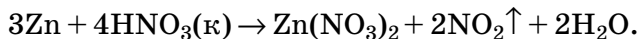
При взаимодействии *разбавленной* HNO_3 с этими металлами выделяется $\overset{+2}{\text{NO}}$:



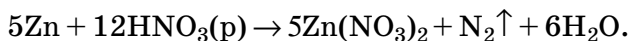
В других случаях часто образуется смесь различных продуктов восстановления азота +5. В общем, чем выше активность металла и чем ниже концентрация кислоты, тем сильнее восстанавливается азот (сильнее понижается его степень окисления).

Пример

Взаимодействие цинка с азотной кислотой. При взаимодействии цинка с азотной кислотой очень высокой концентрации ($\omega > 60\%$) основным продуктом восстановления азота является $\overset{+4}{\text{NO}_2}$:

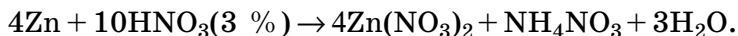


В реакциях с разбавленной ($\omega = 10\%$) кислотой в основном образуется $\overset{0}{\text{N}_2}$:

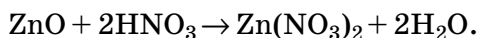


Наконец, с сильно разбавленной HNO_3 ($\omega < 5\%$) реакция протекает очень медленно (несколько дней). При этом

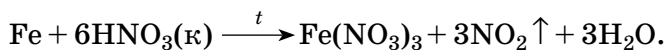
происходит максимальное восстановление азота (до -3), и образуется NH_4NO_3 :



Обратите внимание, что реакции оксидов и гидроксидов металлов с азотной кислотой не являются окислительно-восстановительными. Поэтому в таких реакциях образуются только соль и вода. Продукты восстановления азота не образуются!

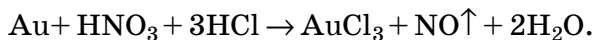


г) *Концентрированная азотная кислота без нагревания* не реагирует с Fe, Al и Cr. Это явление получило название «пассивация». Обратите внимание, что при нагревании указанные металлы реагируют с концентрированной азотной кислотой:



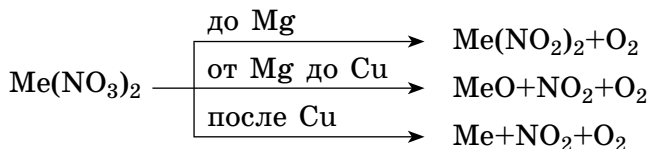
Интересно знать!

Смесь концентрированной азотной и соляной кислот называется *царской водкой*. В ней растворяются даже такие малоактивные металлы, как золото и платина.



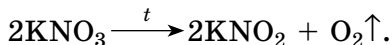
Соли азотной кислоты. Соли азотной кислоты называются нитратами. Как вы уже знаете, нитраты образуются в результате действия азотной кислоты на металлы, их оксиды, гидроксиды и соли. Нитрат аммония получают при взаимодействии аммиака с азотной кислотой. Все нитраты растворимы в воде, являются сильными электролитами. Нитраты проявляют свойства обычных солей. Нитраты щелочных, щёлочноземельных металлов и аммония называются *селитрами*.

Нитраты при нагревании разлагаются. Состав продуктов разложения зависит от положения металла в ряду активности:

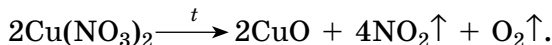


На основании приведённой схемы можно сделать следующие заключения.

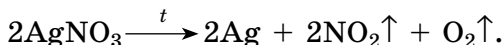
1. Нитраты наиболее активных металлов разлагаются на соответствующий нитрит и кислород:



2. Нитраты остальных металлов, стоящих в ряду активности до меди включительно, разлагаются на оксид металла, оксид азота(IV) и кислород:

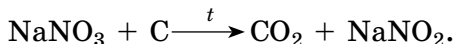


3. Нитраты наименее активных металлов разлагаются на металл, оксид азота(IV) и кислород:

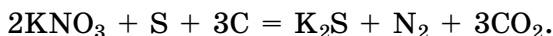


Обратите внимание, что нитраты магния и меди(II) разлагаются на оксид металла, NO_2 и O_2 .

Поскольку при разложении нитратов выделяется кислород, при высокой температуре они являются сильными окислителями. Например, при нагревании угля с порошком нитрата натрия наблюдаются яркие вспышки:



Нитрат калия, наряду с углём и серой, входит в состав чёрного пороха, где выступает в качестве окислителя. При горении чёрного пороха протекает реакция:



Нитраты натрия, калия и аммония используются в больших количествах в качестве удобрений. Кроме этого, они применяются для получения взрывчатых веществ.

Вопросы и задания

1. В чём сходство и различие процессов взаимодействия серной и азотной кислот с металлами? Напишите уравнение реакции разбавленной HNO_3 с медью.

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Для реакций, протекающих в водных растворах, приведите ионные уравнения.

§ 12. Зачем Лавуазье сжёг алмаз. Аллотропные модификации углерода

Для углерода известны четыре аллотропные модификации — алмаз, графит, карбин и фуллерит.

Кристаллическая структура *алмаза* построена из атомов углерода связанных между собой прочными ковалентными связями (рис. 10). Благодаря этому алмаз является самым твёрдым из всех веществ. Твёрдость алмаза обуславливает его использование при изготовлении оборудования для обработки твёрдых материалов. Огранённые крупные алмазы называются *бриллиантами*, это, как известно, самые дорогие драгоценные камни.

При нормальных условиях самой устойчивой аллотропной

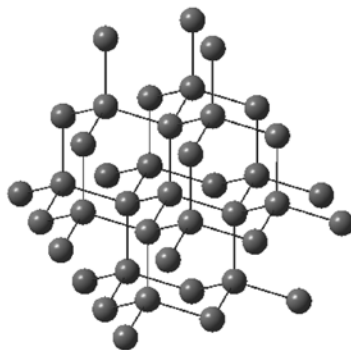


Рис. 10. Кристаллическая структура алмаза

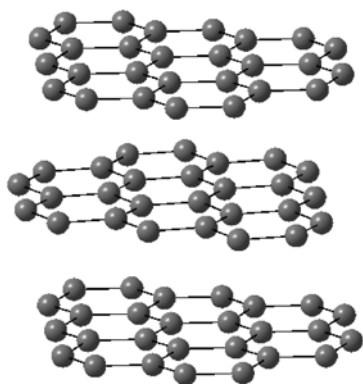


Рис. 11. Кристаллическая структура графита

модификацией углерода является *графит*. Однако переход алмаза в графит при комнатной температуре не происходит. При атмосферном давлении и температуре выше 1100 °С алмаз начинает переходить в графит, выше 2100 °С превращение совершается за секунды. Графит имеет атомную кристаллическую структуру слоистого типа (рис. 11).

Слои состоят из атомов углерода, связанных между собой прочными ковалентными связями. Связь между слоями довольно слабая, поэтому графит в отличие от алмаза непрочен, плотность его ниже плотности алмаза (2,2 и 3,5 г/см³ соответственно). Даже при слабом трении, например, о бумагу, графит расслаивается на тончайшие чешуйки, оставляющие след, что обуславливает пишущие свойства этого вещества. Графит входит в состав многих смазочных материалов, так как частицы, на которые он расслаивается, существенно снижают трение. Благодаря наличию подвижных электронов, графит хорошо проводит электрический ток, это позволяет использовать его в качестве материала для электродов.

На различии плотностей алмаза и графита основано получение искусственных алмазов. Так как плотность алмаза значительно больше, то образец алмаза будет занимать меньший объём по сравнению с образцом графита, содержащим такое же количество атомов углерода. Превращение графита в алмаз осуществляется при очень высоком давлении порядка 10 ГПа и температуре 1500 °С. Искусственно полученные алмазы, как правило, небольшого размера и чёрного цвета. Из них нельзя изготовить бриллианты, но они с успехом применяются в технике.

Карбин построен из длинных линейных углеродных цепей: $-C \equiv C - C \equiv C - \dots C = C = C = C = \dots$. Он представляет собой мелкокристаллический порошок чёрного цвета (плотность $1,9-2 \text{ г/см}^3$) и обладает полупроводниковыми свойствами.

Открытая сравнительно недавно (1996) четвёртая аллотропная модификация углерода *фуллерит* состоит в основном из молекул C_{60} , представляющих собой полые сферы из шестидесяти атомов углерода (рис. 12). Молекулы фуллерита называют фуллеренами. Они могут состоять из еще большего числа атомов углерода и иметь более сложное строение в виде полых эллипсоидов и трубок.

В природе свободный углерод встречается в основном в виде графита и в редких случаях — в виде алмаза. Каменный уголь содержит $76-95\%$ углерода в виде мельчайших частиц графита.

Если нагревать древесину без доступа воздуха, через некоторое время образуется *древесный уголь*, имеющий пористое строение, в котором сохраняются тончайшие каналы, имевшиеся в исходной древесине. Благодаря структуре, имеющей большую поверхность, древесный уголь поглощает различные вещества. Это свойство называется *адсорбцией*. На основе угля изготавливают разнообразные адсорбенты, используемые в промышленности и в быту. С помощью угольных фильтров очищают воду. Таблетки активированного угля принимают в случаях отравлений, так как они поглощают вредные вещества.

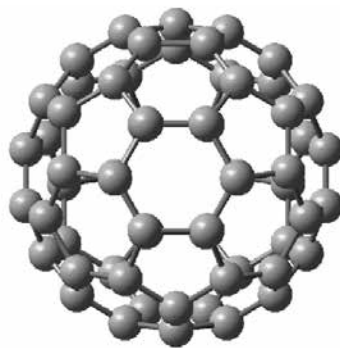


Рис. 12. Строение молекулы C_{60}

Интересно знать!

Скорее всего, алмазы «открыли» в Индии за 1000—500 лет до н. э. Их наделили множеством мифических возможностей, таких, как исцеление от болезней, защита от злых духов и врагов, от ранений, сглаза, порчи; объявили дарующими ясновидение.

Ни сами алмазы, ни места их добычи (легендарные копи Голконды) долгое время не были известны за пределами Индии. Лишь после индийского похода Александра Македонского (326 г. до н. э.), когда македонцы разграбили сокровищницы индийских магараджей, камень приобрёл известность в мире.

Самым крупным алмазом в мире считается камень под названием «Куллинан», найденный в 1905 г. в британской провинции Трансвааль (ныне ЮАР) (рис. 13). Вес рекордсмена составлял 3106 карат (1 карат — 0,2 грамма). Кристалл получил своё название в честь владельца рудника «Премьер» сэра Томаса Куллинана. В 1907 г. алмаз был подарен королю Англии Эдуарду VII.



Рис. 13. Алмаз Куллинан

Камень изумлял своими размерами, вдобавок, судя по форме, он представлял собой осколок ещё большего кристалла. Алмаз было решено расколоть так, чтобы из него можно было изготовить несколько крупных бриллиантов. Опытный ювелир, сознавая ответственность выполняемой

работы, так волновался, что после нанесения удара, расколовшего Куллинан, потерял сознание. Из осколков Куллинана изготовили 9 крупных и 96 небольших бриллиантов. Два самых больших — «Большая звезда Африки» (530,2 карата) и «Малая звезда Африки» (317,4 карата) украшают королевский скипетр и корону Британии.

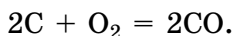
Первую трактовку структуры алмаза предложил Исаак Ньютон в результате оптических экспериментов. Ньютон разделил все вещества на две группы. Первая — неорганические вещества: хрусталь, стекло, гипс, корунд и т. п. Вторая — органические («суть жирные, серные и маслянистые»): камфарное, льняное, оливковое масла, терпентиновый спирт и ... алмаз! В работе «Оптика» Ньютон предположил, что «алмаз, очевидно, есть маслянистое сгустившееся вещество». В то время ещё не существовало самого понятия «углерод», однако Ньютон верно определил углеродную (органическую) природу алмаза.

В 1772 г. гипотеза Ньютона была подтверждена и развита французским химиком Антуаном Лавуазье. Он сжёг алмаз, используя для чистоты эксперимента огромную линзу и солнечную энергию. Алмаз сгорел дотла, образовав соответствующее количество углекислого газа. Скрупулёзное исследование продукта горения подтвердило, что в составе углекислого газа содержится ровно столько углерода, сколько весил алмаз. Таким образом, очень высокой ценой Лавуазье доказал, что алмаз — это простое вещество, состоящее из атомов углерода.

§ 13. Углерод и кремний — основа современных материалов для микроэлектроники.

Соединения углерода и кремния в быту

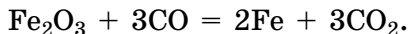
Важнейшие соединения углерода и кремния. *Оксид углерода(II), угарный газ CO.* Бесцветный газ, без запаха, очень ядовит, образуется при сгорании угля в недостатке кислорода:



Этот процесс может происходить в домашних отопительных печах, поэтому во избежание образования угар-

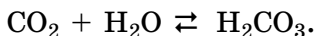
ного газа необходимо следить за полнотой сгорания топлива и преждевременно не перекрывать заслонки печей.

Оксид углерода(II) является несолеобразующим оксидом. Применяется как восстановитель металлов из оксидов. Например, для восстановления железа в доменном процессе:

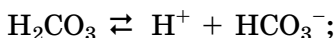


Оксид углерода(IV), углекислый газ CO_2 — продукт полного сгорания углерода в кислороде. Бесцветный газ, не поддерживает горения и дыхания. Оксид углерода(IV) является кислотным оксидом.

При растворении в воде (растворимость — один объём CO_2 в одном объёме воды при комнатной температуре) образуется слабая *угольная кислота* H_2CO_3 , существующая только в разбавленных растворах.



Угольная кислота диссоциирует в незначительной степени:



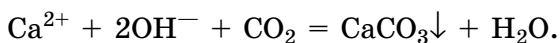
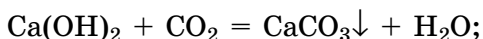
Степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени составляет примерно 0,3 %, по второй — лишь 0,004 %. Тем не менее, присутствие ионов водорода в насыщенном водном растворе CO_2 мы ощущаем по слегка кислому вкусу газированной воды.

Угольная кислота неустойчива, поэтому при действии более сильных кислот на её соли образующаяся H_2CO_3 сразу же разлагается. Пример такой реакции хорошо известен: питьевая сода «погашенная» уксусом добавляется в тесто в качестве разрыхлителя, легко приготавливаемого в домашних условиях:

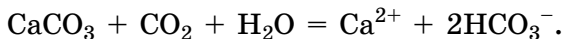
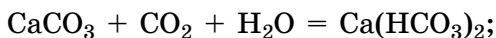


Угольная кислота образует соли — карбонаты и гидрокарбонаты.

Карбонаты и гидрокарбонаты щелочных и щёлочноземельных металлов образуются в результате поглощения углекислого газа растворами щелочей, причём в случае избытка углекислого газа образуются гидрокарбонаты. Этот процесс наблюдается при пропускании углекислого газа через известковую воду. Сначала известковая вода мутнеет вследствие образования нерастворимого карбоната кальция:

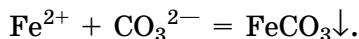
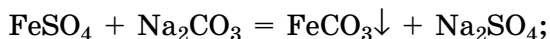


Дальнейшее пропускание углекислого газа приводит к растворению осадка вследствие образования растворимого гидрокарбоната кальция.



Наиболее известные карбонаты щелочных и щёлочноземельных металлов: Na_2CO_3 — кальцинированная сода; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллическая сода; NaHCO_3 — питьевая сода; K_2CO_3 — поташ; CaCO_3 — мел, мрамор, известняк. Указанные карбонаты применяются в быту, при производстве стекла, а известняк и мрамор — в строительстве.

Карбонаты других металлов, которые являются нерастворимыми веществами, могут быть получены обменным взаимодействием растворимой соли металла и карбоната щелочного металла:

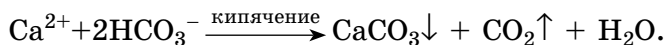
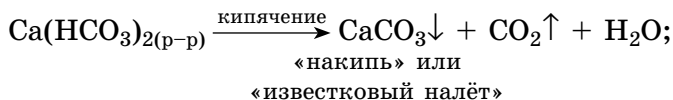


Образующийся в результате данной реакции карбонат железа(II) FeCO_3 встречается в природе в виде минерала

сидерита. Известен также основной карбонат меди состава $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ или $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, образующий минерал малахит. Малахит используют для изготовления декоративных изделий и ювелирных украшений.

Интересно знать!

Соли угольной кислоты широко распространены в природе. Например, мел, мрамор и известняк представляют собой природные разновидности карбоната кальция (CaCO_3). Соли угольной кислоты также почти всегда присутствуют в природной воде. Вода, содержащая большое количество солей кальция и магния (обычно это гидрокарбонаты, сульфаты и хлориды), называется *жёсткой*, в противоположность *мягкой* воде, содержащей мало солей кальция и магния, либо совсем не содержащей их. Жёсткость воды, обусловленная присутствием *гидрокарбонатов кальция и магния* ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$), называется *временной жёсткостью*. При кипячении такой воды, например, в электрочайнике, происходит разложение этих солей, и на поверхности нагревательного прибора образуется белый налёт нерастворимого карбоната — «накипь»:

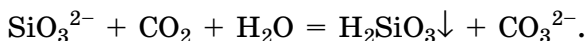
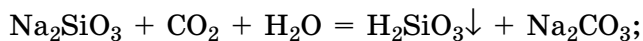


Соли имеют низкую теплопроводность. Поэтому налёт карбоната кальция, покрывающий спираль электрочайника, препятствует передаче тепла от спирали к воде. В результате спираль может перегреться и сгореть.

Оксид кремния(IV) SiO_2 (кремнезём, кварц) — белое кристаллическое тугоплавкое вещество ($t_{\text{пл}} = 1713 \text{ }^\circ\text{C}$), кислотный оксид, ему соответствует кремниевая кислота

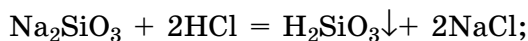
H_2SiO_3 . Оксид кремния(IV) с водой не взаимодействует (песок в воде не растворяется!).

Кремниевая кислота слабее угольной, она образуется в виде белого осадка при пропускании углекислого газа через растворы силикатов щелочных металлов:

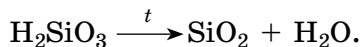


Образованием нерастворимой кремниевой кислоты объясняется помутнение канцелярского клея при длительном хранении, так как клей содержит силикат натрия, взаимодействующий с углекислым газом воздуха.

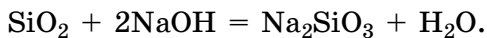
Кремниевую кислоту получают действием сильных кислот на растворимые силикаты щелочных металлов, при этом кремниевая кислота выпадает в виде белого геолообразного осадка:



Кремниевая кислота при нагревании теряет воду с образованием SiO_2 :



Кремниевая кислота образует соли — *силикаты*, растворимыми из которых являются только силикаты щелочных металлов. Силикат натрия представляет собой белую стекловидную массу, которая получила название «растворимого стекла», водный раствор которого — жидкое стекло — широко используется в строительстве, его применяют также для пропитки театральных декораций с целью придания им огнестойкости. Получают жидкое стекло кипячением SiO_2 в концентрированном растворе щелочи:



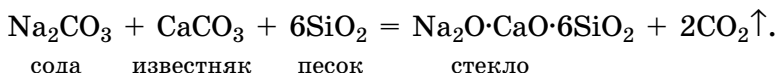
Силикаты различных металлов широко распространены в природе. Их состав принято отображать в виде оксидов. Приведём **примеры** некоторых природных силикатов: $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ — полевой шпат; $3MgO \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ — асбест; $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ — каолин или белая глина. Песок (состоящий в основном из SiO_2) и глина являются минеральной основой всех видов почв.

Чистый кремний используют в чёрной металлургии для изготовления специальных сталей, обладающих жаропрочностью и кислотоупорностью, а также в производстве трансформаторных сталей.

Современные микросхемы, без которых немислима работа компьютеров, мобильных телефонов и других приборов, изготавливаются на основе кремниевых пластин. Для этого получают особо чистый кремний.

Силикатная промышленность. Кроме природных силикатов, огромную роль в нашей жизни играют продукты силикатной промышленности, важнейшими из которых являются стекло, цемент и бетон.

Стекло получают плавлением смеси известняка, соды и песка. Состав обычного оконного стекла может быть выражен формулой $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$. Уравнение реакции его образования:



Поскольку стёкла представляют собой смешанные силикаты различных металлов, их состав и свойства можно регулировать путём варьирования состава исходных веществ. Так, замена соды поташем (K_2CO_3) приводит к получению тугоплавкого стекла. Путём введения в состав исходной смеси (шихты) оксида свинца PbO получают хрустальное стекло. Наиболее известными предприятиями по производству стекла в нашей республике являются Берёзовский стеклозавод «Неман» и Борисовский хрустальный завод.

Если в процессе получения стекла создать условия для его кристаллизации, можно получить ситалл — силикатный материал кристаллического строения. Ситаллы широко используются в технике при изготовлении микроэлектронных изделий.

Цемент является важнейшим вяжущим материалом в строительстве. Его получают путём прокаливания смеси известняка и глины в наклонных трубчатых печах. Природная смесь известняка и глины называется мергелем. Многие предприятия по производству цемента используют природные мергели.

В результате прокаливания мергеля глина теряет воду, а известняк — CO_2 . Таким образом, состав цемента можно представить формулой $n\text{CaO} \cdot m\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot k\text{SiO}_2$. Крупнейшие цементные заводы нашей страны расположены в городах Волковыске (Гродненская область), Костюковичах и Кричеве (Могилёвская область).

Бетон — основа строительных конструкционных материалов. Изделия из бетона представляют собой затвердевшую смесь песка и щебня (дроблёных камней), связанных цементом. У бетона коэффициент теплового расширения примерно такой же, как у железа и его сплавов, поэтому изделия из бетона, как правило, имеют стальной каркас, придающий им значительную прочность. Такой бетон называется железобетоном. Железобетонные изделия производят многие предприятия нашей республики.

Вопросы и задания

1. Имеются водные растворы хлорида калия, карбоната натрия, сульфата калия и сульфата аммония. С помощью каких реактивов можно их различить? Опишите последовательность операций. Запишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

2. Что такое стекло, цемент и бетон? Как их получают в промышленности? Каков их состав?

3. К 50 см^3 смеси оксидов углерода(II) и (IV) добавили 40 см^3 кислорода. После взаимодействия объём смеси составил 80 см^3 (все объёмы измерены при одинаковых условиях). Определите объёмные доли CO и CO_2 в исходной смеси оксидов. (Ответ: 40 % CO, 60 % CO_2 .)

ВВЕДЕНИЕ В «ХИМИЮ ЖИВОГО» — ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

§ 14. Что изучает органическая химия

Вы уже познакомились с основами химии — науки о веществах и их превращениях. Из предыдущего изучения химии вы узнали, что все вещества состоят из атомов. Каждый атом относится к определённом виду — химическому элементу. Химический элемент — вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядер. Свойства химических элементов периодически повторяются в соответствии с повторением строения внешнего электронного слоя атомов. Практически все атомы не могут существовать при обычных условиях в свободном состоянии. Исключением являются лишь атомы благородных газов, имеющие завершённый внешний электронный слой. Остальные атомы стремятся завершить внешний электронный слой за счёт отдачи либо приёма электронов, при этом образуются химические соединения, в которых атомы связаны друг с другом химическими связями.

Тенденция отдавать электроны характерна для атомов металлов, принимать их — для атомов неметаллов. Соответственно, существуют две основные ветви неорганических соединений, родоначальниками которых являются металлы и неметаллы. Металлы преимущественно образуют основные оксиды, соответствующие этим оксидам гидроксиды являются основаниями. Неметаллы образуют кислотные оксиды, соответствующие им гидроксиды являются кислотами. Продуктами нейтрализации веществ, относящихся к разным ветвям, являются соли. Таким образом, просматривается классификация химических соединений на оксиды, основания, кислоты и соли, с которой вы познакомились из курса химии базовой школы.

Оксиды, основания, кислоты и соли являются предметом изучения *неорганической химии* — области хими-

ческой науки, которая изучает многие объекты окружающего нас мира: минералы, строительные материалы, воды минеральных источников, полезные ископаемые, минеральные удобрения, драгоценные камни, синтетические неорганические материалы (сплавы, полупроводники) и другие вещества.

В то же время важнейшей частью окружающего нас мира являются объекты живой природы — растения, животные и, конечно, мы, люди. Все эти объекты также состоят из веществ, которые образованы атомами, следовательно, представляют собой предмет изучения химии. Строение объектов живой природы является чрезвычайно сложным. Они, как правило, состоят из множества отдельных веществ, образующих единую систему. Вопросы взаимодействия веществ в живых организмах изучает *биологическая химия* или *биохимия* — наука, возникшая на стыке биологии и химии, которая в настоящее время находится на стадии интенсивного развития.

Актуальность задач, стоящих перед биохимией, не вызывает сомнений, поскольку проникновение в тайны процессов жизнедеятельности позволит решить многие в буквальном смысле жизненные задачи — победить болезни, увеличить продолжительность жизни. Для того чтобы подойти к пониманию проблем биохимии, необходимо сначала познакомиться с отдельными веществами, которые входят в состав биологических объектов. Все эти вещества объединяет общее свойство — в их состав входит углерод. Изучением соединений углерода занимается органическая химия.

Органическая химия — химия соединений углерода.

Отметим, что некоторые соединения углерода относятся к неорганическим веществам. Вы познакомились с ними ранее. Это углекислый газ (CO_2), угольная кислота

(H_2CO_3), её соли (карбонаты, гидрокарбонаты) и несколько десятков других веществ. В то же время миллионы соединений, содержащих углерод, являются объектами исследования органической химии, а это более 80 % известных на сегодняшний день веществ.

В чём причина такого многообразия органических соединений? Для ответа на этот вопрос рассмотрим строение атома углерода.

§ 15. Почему углерод образует больше соединений, чем все остальные элементы, вместе взятые

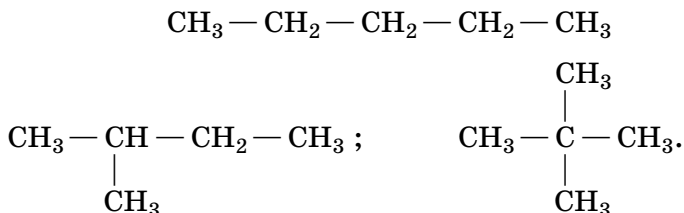
Атомный номер углерода 6. Относительная атомная масса 12. Это значит, что ядро атома углерода содержит шесть протонов и шесть нейтронов, электронная оболочка — шесть электронов. Электроны располагаются на двух энергетических уровнях. Первый включает два электрона и является завершённым. На втором, внешнем энергетическом уровне атома углерода, четыре орбитали, на которых располагаются четыре электрона.

Обратите внимание на уникальную особенность атома углерода: число электронов на внешнем энергетическом уровне равно числу орбиталей. Кроме углерода, таким же свойством обладает атом только одного химического элемента — водорода.

Так как в атоме углерода внешний энергетический уровень заполнен ровно наполовину — четыре валентных электрона занимают четыре орбитали, атому невыгодно как отдавать, так и принимать электроны. Единственный выход — обобществлять их с такими же атомами, то есть образовывать ковалентные связи.

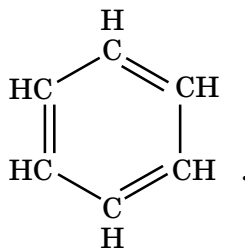
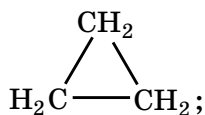
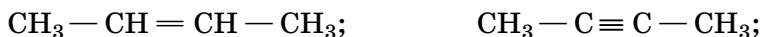
Известны соединения, которые включают сотни и даже тысячи атомов углерода, связанных между собой ковалентными связями. Поскольку валентность углерода равна четырём, каждый атом может быть как звеном линейной цепи, так и точкой разветвления, поэтому цепь

из атомов углерода (углеродный скелет) может быть как линейной, так и разветвлённой:



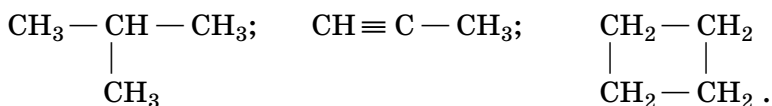
Никакой другой элемент не обладает подобным свойством. Для сравнения: цепочки из атомов кремния могут включать только до 10 атомов Si. Одной из причин невысокой устойчивости ковалентных связей между атомами кремния является их большая длина по сравнению с длиной связи углерод—углерод. Это связано с большим, чем у углерода, радиусом атома кремния. К тому же, чем выше длина связи, тем ниже её прочность.

Атомы углерода, составляющие цепь, могут соединяться между собой двойными и тройными связями, цепочки могут замыкаться в циклы:



Атомы углерода, связанные между собой ковалентными связями, способны образовать бесчисленное множество структур, которые можно представить как «каркасы» молекул. В составе этих молекул присутствуют атомы других неметаллов, в первую очередь атомы водорода, кислорода и азота.

Атом водорода, проявляющий валентность, равную I, легко образует ковалентную связь с атомом углерода. Соединения углерода с водородом называются *углеводородами*. Известно огромное число углеводородов. В принципе, возможное число таких соединений даже трудно оценить, поскольку длина углеродных цепочек весьма значительна, возможны цепочки с двойными и тройными связями между атомами углерода, разветвлённые и циклические структуры. В каждой из этих структур свободные валентности заняты атомами водорода и каждая возможная структура отвечает реальному углеводороду:



Очевидно, что число только углеводородных структур практически неисчерпаемо. Помимо водорода, углерод может образовывать ковалентные связи с атомами других неметаллов, например, кислорода и азота. Этот фактор делает число органических соединений практически безграничным:



Органические соединения, молекулы которых включают атомы кислорода, называются *кислородсодержащими*, азота — *азотсодержащими*.

Таким образом, уникальная способность атомов углерода образовывать ковалентные связи между собой приводит к возможности существования множества соединений, в состав молекул которых входят атомы водорода, кислорода, азота, галогенов, серы, фосфора и других химических элементов.

Предметом органической химии является изучение соединений на основе углерода. В школьном курсе изучаются в основном углеводороды, кислородсодержащие и азотсодержащие органические соединения.

Вопросы и задания

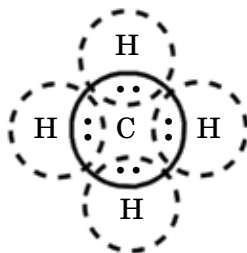
1. Что является предметом органической химии?
2. Почему атомы большинства химических элементов не могут существовать при обычных условиях в свободном виде? Есть ли исключение из этого правила?
3. Как изменяется внешняя электронная оболочка атома при образовании им химической связи?
4. Какие типы химической связи вы знаете?
5. В чём уникальность электронного строения атома углерода?
6. Почему атомы углерода способны образовывать практически бесконечные цепочки на основе ковалентных связей? Каков механизм образования этих связей?
7. Почему атомы кремния в отличие от атомов углерода не могут образовывать цепи значительной длины?
8. Всегда ли органические соединения содержат атомы водорода? Относится ли к органическим веществам тетрахлорметан CCl_4 ?
9. Что такое углеводороды, кислород- и азотсодержащие органические соединения? В чём причина их многообразия?

16. Структурные формулы — язык органической химии. Оказывается, даже мельчайшие частицы — молекулы — имеют определённую форму. Пространственное строение молекул простейших органических соединений

Атом углерода имеет четыре валентных электрона, атом водорода — один. Валентные электроны можно наглядно отобразить при помощи электронных формул, в которых валентные электроны изображены в виде точек вокруг атомов:



Очевидно, что один атом углерода может образовать четыре ковалентные связи с четырьмя атомами водорода:



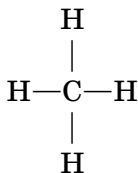
При этом атомы дополняют свои электронные оболочки до завершённых, углерод — до восьмиэлектронной, водород — до двухэлектронной.

Приведённая электронная формула отражает структуру молекулы метана CH_4 , в которой центральный четырёхвалентный атом углерода связан с четырьмя одновалентными атомами водорода посредством электронных пар. На практике при отображении структуры молекулы гораздо удобнее электронную пару заменять чёрточкой, соединяющей атомы, образующие ковалентную связь. Такие формулы называются структурными формулами.

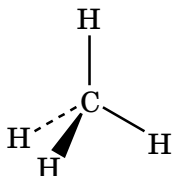
Структурные формулы — химические формулы, отражающие последовательность связывания атомов в молекуле химического соединения.

Напомним, что формулы, отражающие только состав соединения, называются *молекулярными*.

Для метана, молекулярная формула которого CH_4 , структурная формула выглядит следующим образом:

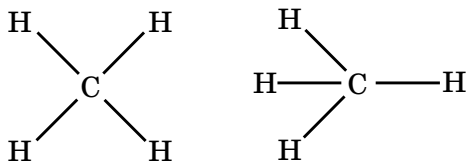


Структурные формулы не показывают пространственного строения молекулы. Глядя на эту формулу, можно подумать, что молекула метана является плоской и имеет крестообразную форму. На самом деле это не так. Установлено, что молекула метана представляет собой правильный тетраэдр, в центре которого находится атом углерода, а в вершинах — атомы водорода:



Угол между связями в молекуле метана равен углу между осями правильного тетраэдра и составляет величину $109^{\circ}28'$.

В структурной формуле метана связи обычно изображают под углом 90° . Возможны и другие варианты, например:



Все эти варианты написания структурных формул являются правильными, так как отображают последовательность соединения атомов в молекуле. Для изображения пространственного строения молекул существуют специальные методы, которые изучаются в более подробных курсах органической химии.

Пространственное строение молекул органических соединений можно наглядно проиллюстрировать с помощью шаростержневых моделей. Моделями атомов углерода являются шарики чёрного цвета с четырьмя отверстиями, атомов водорода — шарики белого цвета с одним

отверстием. Модели ковалентных химических связей — пластмассовые стержни. На рисунке 14 показаны шаростержневые модели молекул метана и этана.

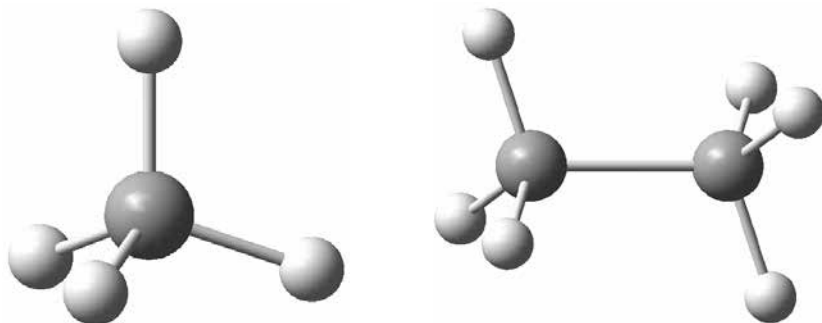


Рис. 14. Шаростержневые модели молекул метана и этана

Итак, мы рассмотрели структурную формулу и пространственное строение молекулы простейшего органического соединения — *метана*. Метан представляет собой бесцветный горючий газ без запаха, нерастворимый в воде. Температура его кипения очень низка и составляет $-162\text{ }^{\circ}\text{C}$. Метан является основным компонентом природного газа. Кроме этого, он встречается в месторождениях каменного угля и его внезапные выбросы бывают причиной пожаров в шахтах. Отсюда происходит другое название метана — «рудничный газ». Выделения метана наблюдаются на торфяных болотах, этим обусловлено ещё одно его название — «болотный газ».

В основе химического соединения углерода и водорода может лежать цепочка, включающая два атома углерода, структуру которой можно отобразить следующей электронной формулой:



Электронная и структурная формулы соответствующего углеводорода, *этана*, следующие:



Этан, как и метан, — бесцветный горючий нерастворимый в воде газ, имеющий температуру кипения -89°C . Этан встречается в природе в составе природного газа.

Молекулярная формула этана C_2H_6 . В органической химии используются в первую очередь структурные формулы. Для того чтобы они не были слишком громоздкими, отдельные связи $\text{C}-\text{H}$ в них не указывают. В этом случае сокращённая структурная формула этана будет выглядеть гораздо компактнее: CH_3-CH_3 . Такие сокращённые структурные формулы обычно называют просто структурными формулами.

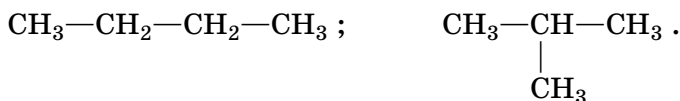
Цепочка из атомов углерода может включать три атома углерода. Она входит в состав углеводорода, который называется *пропаном*. Структурная формула пропана: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$. Обратите внимание на то, что второй атом цепочки связан с двумя соседними атомами углерода, поэтому число атомов водорода, связанных с ним, только два. Молекулярная формула пропана: C_3H_8 . Пропан, так же как метан и этан, является бесцветным горючим газом, входит в состав природного газа.

Вопросы и задания

1. Какова валентность атомов углерода в составе органических соединений? Как это согласуется с электронным строением атома углерода?
2. Что такое электронная, молекулярная и структурная формулы? Какие из них отражают последовательность соединения атомов в молекуле соединения?
3. Показывает ли структурная формула углы между химическими связями в молекуле органического соединения?
4. Напишите полные и сокращённые структурные формулы этана и пропана. Почему написание полных структурных формул используется редко?

§ 17. Изомерия — важнейшая причина многообразия органических соединений. Алканы

Четыре атома углерода могут образовывать два вида цепочек, линейную и разветвлённую. Структурные формулы соответствующих углеводов:



Легко видеть, что состав обоих соединений одинаков и соответствует молекулярной формуле C_4H_{10} . Углеводород такого состава, имеющий линейное строение, называется *бутаном*. Таким образом, существуют два соединения состава C_4H_{10} , имеющие разное строение молекул. Эти два вещества различаются свойствами, в частности, температурами кипения: соединение линейного строения имеет температуру кипения, равную $-0,5^\circ\text{C}$, а для соединения разветвлённого строения $t_{\text{кип}} = -11,7^\circ\text{C}$. Различие температур кипения, причём весьма заметное, свидетельствует о том, что это действительно разные вещества.

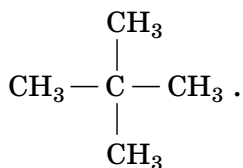
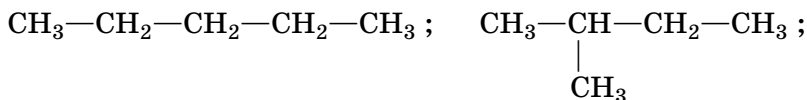
Вещества, молекулы которых имеют одинаковый качественный и количественный состав, но разное строение, называются *изомерами*.

Изомеры бутана при нормальных условиях — бесцветные газы, без запаха, присутствуют в природном газе. Пропаном и бутаном, выделенными из природного газа, наполняют газовые баллоны.

На примере бутана мы познакомились с очень интересным и важным явлением — изомерией.

Изомерия — явление, заключающееся в существовании соединений, имеющих одинаковый качественный и количественный состав, но разное строение молекул.

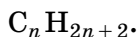
Рассмотрим явление изомерии на примере углеводорода, молекулы которого содержат пять атомов углерода. Такой углеводород, имеющий линейное строение, называется *пентаном*. Молекулярная формула его C_5H_{12} . Пентан имеет три изомера, структурные формулы которых следующие:



Очевидно, что для углеводородов с бóльшим числом атомов углерода в молекуле число изомеров будет весьма значительным. Так, например, углеводородов состава $C_{20}H_{42}$ насчитывается 336 319, а для $C_{40}H_{82}$ число возможных изомеров оценивается в астрономическую величину порядка 10^{12} !

Явление изомерии во многом обуславливает многообразие органических соединений, делает органическую химию поистине неисчерпаемой.

Мы познакомились с явлением изомерии на примере простейших углеводородов, в которых атомы углерода связаны между собой только одинарными связями, остальные связи атомы углерода образуют с атомами водорода. Состав таких углеводородов описывается молекулярными формулами CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} , C_5H_{12} и т. д. Легко видеть, что для любого из этих углеводородов с числом атомов углерода, равным n , можно предложить общую формулу:



Все углеводороды нециклического строения, в молекулах которых имеются линейные либо разветвлённые

цепочки из атомов углерода, связанных одинарной связью, будут иметь состав, соответствующий данной общей формуле. Все эти углеводороды относятся к одному классу органических соединений, которые называются алканами.

Алканы — углеводороды нециклического строения, молекулы которых содержат линейные или разветвлённые цепочки из атомов углерода, связанных между собой одинарными связями, состав которых отвечает общей формуле C_nH_{2n+2} .

Из анализа строения молекул алканов видно, что они содержат максимально возможное число атомов водорода. Если бы два атома углерода были связаны двойной связью, в молекуле было бы на два атома водорода меньше. Наличие в молекулах углеводородов с таким же, как у алкана, числом атомов углерода, двойных, тройных связей, циклов из атомов углерода, неизбежно приведёт к уменьшению содержания атомов водорода в составе молекулы органического соединения. С такими веществами мы познакомимся позднее.

Алканы содержат в составе своих молекул предельно возможное количество атомов водорода, поэтому их называют ещё *предельными*, а также *насыщенными углеводородами*.

Если атом углерода в молекуле алкана связан с одним атомом углерода, а остальные связи образует с тремя атомами водорода, такой атом углерода называется *первичным*. Первичные атомы углерода являются концевыми элементами углерод-углеродной цепи. В молекуле этана оба атома углерода являются первичными.

Вторичные атомы углерода в молекуле алкана связаны с двумя атомами углерода и двумя атомами водорода: $-CH_2-$. Легко видеть, что в молекуле пропана первый и третий атомы углерода являются первичными, второй атом — вторичным.

Третичный атом углерода связан с тремя атомами углерода и одним атомом водорода; *четвертичный* — с четырьмя

атомами углерода. Третичные и четвертичные атомы углерода являются точками разветвления углерод-углеродной цепи. По одному третичному и четвертичному атому углерода имеется в молекулах изомеров пентана, имеющих разветвлённое строение (укажите их самостоятельно).

Вопросы и задания

1. На примере углеводорода состава C_4H_{10} покажите, что атом углерода может присутствовать в составе молекулы органического соединения как в качестве структурного элемента линейной цепочки, так и быть точкой разветвления.

2. Что такое изомерия и изомеры?

3. Напишите структурные формулы всех изомеров состава C_7H_{16} . Укажите их число.

4. Что такое алканы? Почему состав всех алканов подчиняется одной общей формуле? Приведите эту формулу.

5. Почему алканы называются предельными углеводородами?

6. Какое число атомов водорода — чётное или нечётное — может содержаться в составе молекул углеводородов и почему?

7. В составе органических соединений могут присутствовать так называемые первичные, вторичные, третичные и четвертичные атомы углерода. Это связано с их положением в молекуле: в качестве конечного элемента, линейного элемента и точек разветвления. Укажите, сколько атомов углерода каждого типа в молекулах изомеров пентана.

§ 18. Практическая работа.

Изготовление шаростержневых моделей молекул

Из предложенного комплекта шаров и стержней соберите модели молекул метана, этана, пропана, изомеров бутана и пентана.

Какое число моделей вы собрали?

Какое число чёрных, белых шаров и стержней израсходовано для сборки каждой модели? Каков смысл этих чисел?

Укажите число первичных, вторичных и третичных атомов углерода в молекулах изомеров пентана.

§ 19. Почему органическая химия ставила в тупик выдающихся химиков прошлого. Теория строения органических соединений

Мы рассмотрели строение и структурные формулы молекул простейших алканов. Основой этих молекул являются атомы углерода, проявляющие валентность, равную четырём. Все связи между атомами углерода одинарные, остальные связи атомы углерода образуют с атомами водорода.

Число алканов огромно как за счёт того, что цепочки из атомов углерода могут быть весьма значительной длины, так и за счёт изомерии — возможности существования разветвлённых структур, когда один и тот же количественный состав могут иметь молекулы разного строения.

Эти важные выводы мы сделали на основе ранее изученного теоретического материала, который позволил объяснить строение атомов углерода и водорода, проявляемые ими валентности в соединениях, а также механизм образования ковалентной связи.

На основании изученных теорий мы имеем возможность судить о строении молекул органических соединений, а также отражать это строение с помощью структурных формул. Структурные формулы показывают последовательность соединения атомов в молекуле.

подавляющее большинство органических веществ имеет молекулярное строение, поэтому особую важность приобретает понимание *основных принципов строения молекул органических соединений*.

Эти принципы следующие:

- Валентность атомов углерода в молекулах органических соединений равна *четырёх*.
- Атомы углерода могут соединяться друг с другом посредством одинарных, двойных и тройных ковалентных связей с образованием *цепей* и *циклов*. Количество атомов в цепи в принципе неограниченно.

- Углеродная цепь может включать атомы других элементов, которые образуют *функциональные группы*.

Таким образом, *четырёхвалентные атомы углерода* — основа, «кирпичики», из которых строятся молекулы органических соединений.

Цепь углеродных атомов может быть линейной, разветвлённой и циклической. Такая особенность углерода даёт возможность образования бесчисленного множества структур, в том числе изомерных, что делает органическую химию неисчерпаемой. Никакой другой элемент не обладает подобным свойством. Кроме углерода, в состав органических веществ входит, как правило, водород. Значения электроотрицательности углерода и водорода близки между собой, поэтому связь С—Н является ковалентной малополярной. В целом молекулы углеводородов, построенные посредством ковалентных неполярных и малополярных связей, не являются полярными, либо имеют очень низкую полярность.

Углерод и водород образуют множество углеводородов, которые можно рассматривать как «каркасы» более сложных органических молекул, в состав которых входят *функциональные группы* — группы атомов, обуславливающие определённые свойства данной молекулы. Функциональные группы содержат атомы других элементов, например, кислорода (гидроксильная, альдегидная, карбоксильная группы), азота (аминогруппа). Функциональные группы обуславливают многие химические свойства органических соединений, например, кислотные (карбоксильная группа), основные (аминогруппа).

Из указанных принципов следует логическая последовательность изучения курса органической химии: сначала мы будем изучать химию углеводородов, затем — химию веществ, молекулы которых включают функциональные группы.

Наличие двойных, тройных связей, циклических элементов и функциональных групп определяет принадлежность органического соединения к определённому классу. Вам уже знаком класс предельных углеводородов или алканов. Молекулы алканов имеют наиболее простое строение — они не содержат кратных (двойных и тройных) связей, циклов и функциональных групп.

Мы будем изучать органическую химию, начиная с наиболее простого по строению класса алканов, постепенно переходя к веществам более сложного строения, в молекулах которых присутствуют кратные связи, циклы и функциональные группы. В итоге мы придём к аминокислотам и белкам — органическим соединениям, лежащим в основе живых организмов. Таким образом, изучение органической химии можно рассматривать как движение вверх по лестнице, каждая ступенька которой — новый класс соединений, а вершина — познание тайны живого.

Для успешного движения по намеченному пути необходимо уверенное владение основами теории строения органических соединений.

Сформулируем основные положения этой теории:

1. Атомы, входящие в состав органических соединений, связаны друг с другом в определённой последовательности в соответствии с их валентностью. Последовательность соединения атомов в составе химического соединения определяет его строение.

2. Свойства вещества зависят не только от качественного и количественного состава, но и от строения. Вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав молекул, но разное строение, называются *изомерами*. Свойства изомеров различаются.

3. Атомы, входящие в молекулу органического соединения, взаимно влияют друг на друга.

Создание теории строения органических соединений связывают в первую очередь с именем выдающегося рус-

ского химика Александра Михайловича Бутлерова (1828—1886) (рис. 15).

Для осознания огромной заслуги А. М. Бутлерова и его коллег, создавших теорию строения молекул, не имея на вооружении современных методов исследования, которые позволяют буквально «заглянуть» внутрь вещества, совершив небольшую экскурсию в прошлое, в XIX век.

К этому времени из растительных и животных организмов были выделены и изучены многие органические вещества, установлен их качественный и количественный состав. В то же время считалось, что вещества растительного и животного происхождения могут быть синтезированы только в живом организме, а структура их недоступна для понимания. В целом в первой половине XIX века в области органической химии господствовала теория «жизненной силы» или «витализм», которая проповедовала принципиальную невозможность получения веществ природного происхождения химическими методами.

К середине XIX века основы этой теории сильно пошатнулись, так как химики смогли в своих лабораториях получить ряд веществ природного происхождения. В 1824 году из неорганических веществ немецким химиком Фридрихом Вёлером была синтезирована щавелевая кислота, а в 1828 году — мочевина. В 1845 году была получена уксусная кислота (А. Кольбе, Германия), а в 1854 году французский химик М. Бертелло синтетическим путём получил жиры.

Следующий этап — установление структуры веществ — потребовал создания серьёзных теоретических предпосылок. Важнейшими из них явились представления о валентности атомов, предложенные английским учёным Эдуардом Франкландом в 1853 году, а также предположение, высказанное примерно в это же время немецким химиком Августом Кекуле о том, что атомы углерода четырёхвалентны и могут соединяться друг с другом. Тем не менее, такое, казалось бы, очевидное понятие, как «структурная формула», ещё не появилось. Одним из первых его ввёл в

обиход Александр Михайлович Бутлеров, он же внёс значительный вклад в понимание явления изомерии, получив и исследовав свойства изомеров бутана и других соединений. Бутлеров впервые синтезировал множество органических веществ, среди них уротропин, известный как «сухой спирт», используемый в туристских примусах.

Интересный факт из жизни Александра Михайловича Бутлерова. В раннем возрасте, ещё будучи учеником школы, он проявил большой интерес к химии. Этот интерес привёл к взрыву в помещении школы.



Рис. 15. А. М. Бутлеров
(1828—1886)

В наказание за этот проступок мальчик должен был три дня носить на шее табличку с надписью «Великий химик». Так и получилось...

Годом создания теории строения органических соединений считается 1861, когда А. М. Бутлеров изложил основы созданной им теории в докладе «О химическом строении тел» на съезде естествоиспытателей и врачей в немецком городе Шпейере.

Дальнейшее развитие науки только дополняло и совершенствовало теорию строения вещества, показывая её справедливость не только для органических, но и для неорганических соединений. Структурные формулы, впервые предложенные А. М. Бутлеровым, и сегодня с успехом используются для отображения строения молекул как органических, так и неорганических соединений.

Значение теории состоит в систематизации огромного фактического материала, что даёт возможность целенаправленного синтеза новых веществ с заданными свойствами.

Вопросы и задания

1. Перечислите основные принципы строения молекул органических соединений. Почему валентность атомов углерода в составе органических соединений равна четырём?

2. Какой тип химической связи преобладает в молекулах органических соединений?

3. Из какого числа атомов может состоять углерод-углеродная цепь в составе молекулы органического соединения?

4. В чём сущность теории «жизненной силы»? Почему эта теория сдерживала развитие органической химии в XIX веке? Назовите учёных, внёсших значительный вклад в развитие органической химии.

5. Сформулируйте основные положения теории строения органических соединений. Справедлива ли эта теория для неорганических соединений?

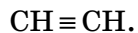
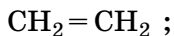
6. Напишите молекулярные и структурные формулы воды, оксида углерода(IV), серной кислоты, аммиака.

§ 20. Алканы — «каркасы» органических соединений. Закономерности их строения и физических свойств

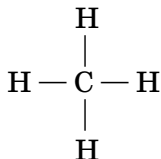
В предыдущих параграфах вы познакомились с органическими соединениями, относящимися к классу *алканов*. Алканы называют также предельными и насыщенными углеводородами.

Название *предельные* углеводороды обусловлено тем, что молекулы алканов включают предельно возможное число атомов водорода.

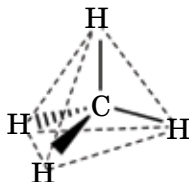
Насыщенными углеводородами алканы называют потому, что атомы углерода в их молекулах связаны с максимально возможным числом других атомов — четырьмя. В отличие от насыщенных углеводородов в молекулах ненасыщенных соединений имеются атомы углерода, связанные с меньшим числом соседних атомов, например, в молекуле этилена каждый атом углерода связан с тремя атомами, ацетилен — с двумя:



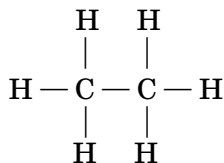
Молекулы алканов имеют сложную пространственную форму, представляющую собой комбинацию из тетраэдрических фрагментов, причем в молекуле этана таких фрагментов два, бутана — четыре:



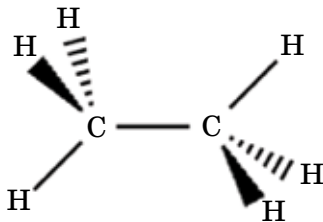
структурная формула метана



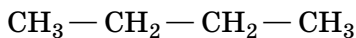
пространственное строение метана



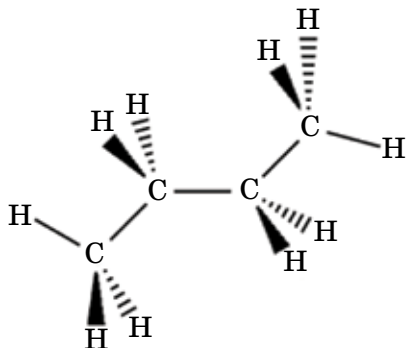
структурная формула этана



пространственное строение этана



структурная формула бутана



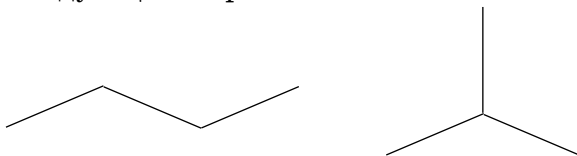
пространственное строение бутана

Легко видеть, что углеродная цепь в молекуле бутана является не линейной, а зигзагообразной.

Наглядное изображение молекул алканов как комбинаций тетраэдрических фрагментов позволило предложить ещё одну разновидность структурных формул органических соединений, в которых вообще не указываются химические символы углерода и водорода. Формулы алканов представляют собой ломаные линии, отображающие последовательность соединения атомов углерода в молекуле. Такие формулы называются *скелетными формулами*. Очевидно, что скелетные формулы можно записывать для алканов, начиная с этана, при этом формула этана будет иметь вид чёрточки, а формула пропана будет представлять собой ломаную линию, состоящую из двух прямых:



Формулы изомеров бутана при таком изображении выглядят следующим образом:



Скелетные формулы органических соединений в виде ломаных линий широко используются наряду с обычными структурными формулами. Преимущество данных формул — компактность и быстрота написания. Кроме этого, скелетные формулы, в отличие от обычных структурных формул, дают представление о пространственном строении молекул органических соединений.

Несмотря на то что мы познакомились пока лишь с несколькими представителями алканов, очевидно, что соединений этого класса может быть огромное количество как за счёт возможности образования углеродных цепей неограниченной длины, так и за счёт изомерии. Состав всех представителей этого класса подчиняется общей формуле C_nH_{2n+2} .

Легко видеть, что состав этана отличается от состава метана на один атом углерода и два атома водорода — CH_2 . Такую же разницу в составе имеют пропан и этан, бутан и пропан. В то же время отличие в составе между бутаном и этаном составляет C_2H_4 или $(\text{CH}_2)_2$. В общем различие в составе между двумя любыми представителями алканов составляет $(\text{CH}_2)_m$, где m — разность числа атомов углерода в составе этих алканов.

Таким образом, алканы образуют ряд, в котором по мере увеличения числа атомов углерода в молекуле молекулярная формула каждого последующего соединения получается путём прибавления к предыдущей формуле фрагмента CH_2 . Такой ряд соединений называется гомологическим рядом. Поскольку молекулы соединений, образующих гомологический ряд, построены на основе одних и тех же принципов — в случае алканов связи между атомами углерода одинарные, остальные связи углерод образует с водородом, — можно ожидать, что эти соединения будут иметь подобные свойства.

Гомологический ряд — ряд соединений, близких по свойствам и отличающихся по составу на одну или несколько групп CH_2 .

Члены гомологического ряда называются гомологами.

Гомологи — соединения, близкие по свойствам и отличающиеся по составу на одну или несколько групп CH_2 .

Понятие «гомологический ряд» является очень важным в органической химии. Гомологические ряды существуют для всех классов органических соединений. В гомологические ряды объединяют соединения, проявляющие сходные свойства, но имеющие разную длину углеводородной цепи. Например, представители класса спиртов — метиловый и этиловый спирты. Структурные формулы этих веществ $\text{CH}_3\text{—OH}$ и $\text{C}_2\text{H}_5\text{—OH}$. Состав их различается на группу CH_2 . Важнейшие химические свойства

этих соединений определяются не длиной углеводородной цепи молекулы, а наличием в ней гидроксильной группы. Учитывая огромное множество органических соединений, изучать их по отдельности, как в неорганической химии, не представляется возможным, поэтому сходные по свойствам вещества объединяют в гомологические ряды и изучают свойства, присущие всем гомологам.

Можно ожидать, что многие свойства алканов, особенно с близкими числами атомов углерода в молекулах, будут подобны. Чтобы в этом убедиться, рассмотрим *физические свойства алканов*.

В таблице 4 приведены температуры кипения алканов, молекулы которых содержат от одного до десяти атомов углерода. Для бутана и последующих гомологов приведены температуры кипения изомеров линейного строения.

Из данных таблицы видно, что температуры кипения метана, этана, пропана и бутана ниже 0 °С, следовательно, эти вещества должны быть газами при обычных условиях. Действительно, метан, этан, пропан и бутан при комнатной температуре являются бесцветными газообразными веществами. Алканы с большим числом атомов углерода в молекуле (до 15) представляют собой жидкости со специфическим запахом. Этот запах вам хорошо знаком, так как основные компоненты бензина, керосина, многих растворителей — жидкие алканы. Алканы с ещё большим содержанием атомов углерода в молекуле представляют собой твёрдые вещества. Они также хорошо знакомы вам — из твёрдых алканов изготавливают парафиновые свечи. Класс алканов имеет ещё одно название — *парафины*. Это название происходит от латинских слов «парум» — *мало* и «афинис» — *имеющий сродство*. Название указывает на низкую химическую активность алканов, химические свойства которых будут рассмотрены ниже.

Таблица 4 — Температуры кипения алканов

n	Молекулярная формула	Структурная формула	Температура кипения ($t_{\text{кип}}$)
1	CH_4		-162
2	C_2H_6	$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$	-89
3	C_3H_8		-42
4	C_4H_{10}		-0,5
5	C_5H_{12}		36
6	C_6H_{14}		60
7	C_7H_{16}		98
8	C_8H_{18}		126
9	C_9H_{20}		151
10	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$		174

Алканы нерастворимы в воде, но хорошо растворимы в органических растворителях. Вспомните правило, известное вам из курса неорганической химии, «подобное растворяется в подобном». Это значит, что, как правило, хорошо смешиваются между собой вещества, имеющие сходное строение. Например, вода, молекулы которой являются полярными, хорошо растворяет вещества, атомы в которых связаны ионными и ковалентными полярными связями, — кислоты, щёлочи, соли. Напротив, вещества, молекулы которых образованы ковалентными неполярными либо малополярными связями, не растворяются в воде, зато растворяются в жидкостях, состоящих из неполярных молекул. Приведём хорошо знакомый вам пример: пятно на ткани от машинного масла практически невозможно удалить с помощью воды, но оно может быть с успехом удалено бензином, поскольку машинное масло и бензин — вещества сходного строения, углеводороды.

Жидкие и твёрдые алканы имеют плотность менее 1 г/см^3 , то есть их плотность меньше плотности воды. Если поместить в пробирку смесь воды и пентана, смесь расслоится, причём пентан соберётся в верхней части, а снизу будет вода. Этим свойством обусловлено образование плёнки из нефти и нефтепродуктов при попадании их в воду.

Известно, что одна тонна нефти способна покрыть тонкой плёнкой участок моря площадью 1200 га, а это примерно 3000 футбольных полей! Поэтому аварии танкеров наносят значительный ущерб окружающей среде.

Вопросы и задания

1. Почему алканы называются предельными и насыщенными углеводородами?
2. Какие соединения образуют гомологический ряд? Являются ли гомологами метан и этилен?
3. В чём различие понятий гомолог и изомер?
4. Какие из алканов являются газообразными при обычных условиях? Изомер бутана разветвлённого строения имеет температуру кипения, равную $-12 \text{ }^\circ\text{C}$. Какое агрегатное состояние имеет это вещество при нормальных условиях?
5. Что такое парафины? Где они используются?
6. В процессе ремонта автомобилей загрязнённые детали обычно промывают керосином. Можно ли для этой цели использовать воду либо водные растворы кислот или щелочей и почему?
7. Какое физическое свойство алканов обуславливает образование плёнки на поверхности воды при попадании в неё нефтепродуктов?
8. Существует класс циклоалканов. Являются ли циклоалканы предельными, насыщенными углеводородами?

§ 21. Практическая работа. Построение моделей молекул органических веществ на компьютере

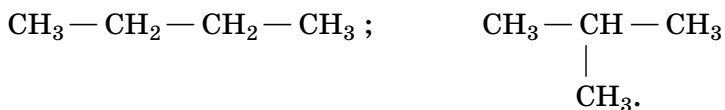
Для выполнения работы можно использовать небольшую популярную программу ACDLabs, которая позволяет рисовать химические формулы органических веществ. Имеется большая библиотека готовых формул. Программа позволяет переносить набранную формулу в

3D-приложение, оптимизировать углы между связями, представлять молекулу в виде скелетной, шаростержневой, проекции Стюарта-Бриглеба и др. Работа с этой программой, помимо обучающей функции, развивает пространственное воображение и очень увлекательна.

§ 22. Как назвать каждое из бесчисленного множества веществ. Химическая номенклатура и филология

Органическая химия — химия соединений углерода. В молекулах органических веществ атомы углерода, связанные между собой посредством ковалентных связей, могут образовывать линейные, разветвлённые и циклические структуры, число которых в принципе неограниченно. Этим объясняется многообразие органических соединений, число которых намного больше, чем число известных неорганических веществ.

Многие органические вещества имеют одинаковый состав, но разное строение молекул. Такие вещества называются *изомерами*. В случае алканов явление изомерии проявляется, начиная с четвёртого представителя гомологического ряда — бутана, для которого существует два изомера:



Пентан имеет три изомера, гептан — девять.

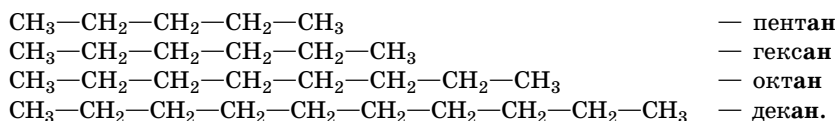
Для алканов с большим числом атомов углерода в молекуле число изомеров огромно. Например, алканов состава $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ может быть 36797588, то есть почти сорок миллионов веществ! В связи с этим возникает вопрос: как называть эти вещества? Данная проблема решается

с помощью системы составления названий органических соединений. Такая система называется *номенклатурой*. В настоящее время наиболее широко используется систематическая или международная номенклатура ИЮПАК (IUPAC — International Union of Pure and Apply Chemistry). Основные принципы её были предложены в 1892 году на Международном съезде химиков в Женеве. С тех пор номенклатура органических соединений неоднократно дополнялась и совершенствовалась.

Рассмотрим основные принципы номенклатуры органических соединений для класса алканов.

Молекулы алканов могут иметь линейное и разветвлённое строение. Вначале рассмотрим номенклатуру алканов **линейного** строения.

Названия первых четырёх представителей гомологического ряда алканов — метана, этана, пропана и бутана — являются исторически сложившимися или *тривиальными*. Названия последующих гомологов состоят из корня, соответствующего греческому числительному, обозначающему число атомов углерода в молекуле алкана и суффикса *-ан*. Например:



Назвать молекулу алкана **разветвлённого** строения несколько сложнее. Будем руководствоваться очевидным принципом: если объект невозможно назвать целиком, разобьём его на части и будем называть по частям. При этом логично представить молекулу разветвлённого строения, как подобие «дерева», имеющего «ствол», к которому в определённых местах прикреплены «веточки». Задача сводится к определению в названии длины «ствола», «веточек» и мест соединения «веточек» со «стволом».

Основа нашего «дерева» — ствол, который называется *главной цепью*. Эта цепь имеет максимальную для данной молекулы длину. «Веточки», соединённые с нашим «стволом», представляют собой группы атомов CH_3- , CH_3-CH_2- и т. д. Такие группы называются *углеводородными группами*.

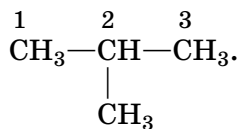
Названия углеводородных групп состоят из корня, соответствующего названию алкана с таким же, как и в углеводородной группе, числом атомов углерода и суффикса *-ил*. Таким образом, группа CH_3- называется *метил*, группа CH_3-CH_2- или C_2H_5- называется *этил*, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ или C_3H_7- называется *пропил* и т. д. То есть название углеводородной группы состоит из корня, показывающего число атомов углерода в ней, и суффикса *-ил*. Используются также названия: метильная, этильная, пропильная и т. п. группы.

Теперь составим название разветвлённого алкана. Оно будет состоять из нескольких частей: названия углеводорода, соответствующего главной цепи, и названий углеводородных групп.

Для наглядности рассмотрим правила номенклатуры алканов на примерах.

Пример 1

Назовём изомер бутана разветвлённого строения



Молекулу данного соединения можно рассматривать как молекулу пропана, в которой второй атом углерода связан с одним атомом водорода и метильной группой CH_3- . Очевидно, что выбор главной цепи и порядок нумерации в данном случае однозначен. Атомы углерода нумеруются арабскими цифрами. Название этого углеводорода

будет двухкорневым словом, в котором имеется корень, указывающий, что главная цепь соединения включает три атома углерода и суффикс *-ан*, показывающий, что данное соединение принадлежит к классу алканов. Метильная группа при втором атоме углерода обозначается приставкой *2* и названием группы CH_3 — *метил*, которое, в свою очередь, состоит из корня *-мет-* и суффикса *-ил*. Название цифры-приставки пишется через дефис. Эти номера также называют *локантами*.

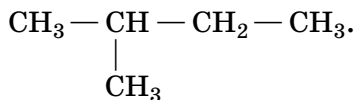
В итоге, название углеводорода:



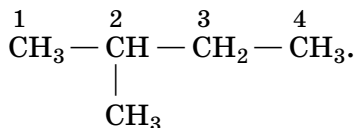
Части слова в названии (корни, приставку и суффиксы) обозначены так, как это принято в русском языке: корень — \frown , суффикс — \wedge , приставка — \lceil .

Пример 2

Рассмотрим более сложный случай — составим название изомера пентана разветвлённого строения:



Выбираем в молекуле главную цепь, которая должна иметь максимальную длину. Атомы углерода главной цепи нумеруем арабскими цифрами. Нумерацию следует начинать с того конца, к которому ближе находится заместитель:



Как видно, главная цепь содержит четыре атома углерода, что соответствует алкану, название которого бутан.

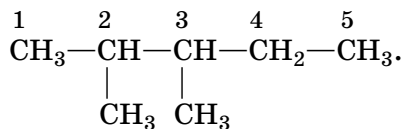
Углеводородная группа (в данном случае CH_3 - или метил), соединённая с главной цепью, фигурирует в названии углеводорода в качестве отдельной части слова с номером атома углерода главной цепи, с которым она связана.

В итоге наш углеводород будет называться 2-метилбутан.

Таким образом, название алкана разветвлённого строения представляет собой многокорневое слово, где сначала идут названия углеводородных групп с номерами атомов углерода главной цепи, с которыми они соединены. Далее идёт название главной цепи. Оно совпадает с названием углеводорода с таким же числом атомов углерода в молекуле. Заканчиваться название будет суффиксом *-ан*, одинаковым для всех алканов.

Пример 3

Назовём изомер гептана, имеющий строение:



Главная цепь соединения содержит пять атомов углерода, как у углеводорода пентана. Данный пример интересен тем, что в молекуле имеются две метильные группы, они связаны со вторым и третьим атомами углерода главной цепи. Отметим, что в случае наличия в молекуле нескольких одинаковых углеводородных групп, их число обозначается дополнительной приставкой, соответствующей греческому числительному, например: *диэтил*-, *трибутил*-, *пентаметил*- и т. д. Таким образом, приставки-цифры укажут на положение углеводородных групп в молекуле, а приставки — греческие числительные — на их общее количество. Поэтому перед названием *метил*-необходимо поставить приставку *ди*-.

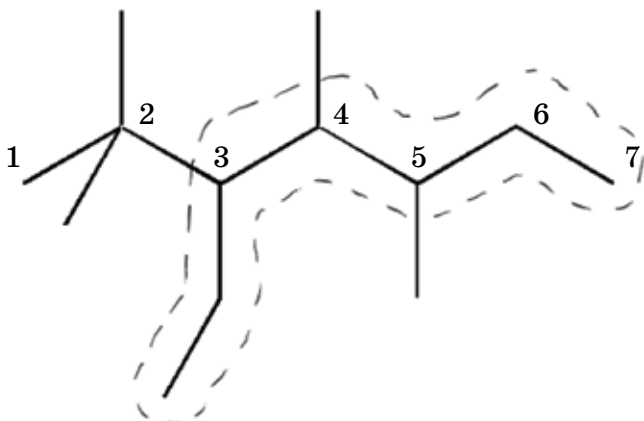
Название соединения:



Возникает вопрос: а можно ли пронумеровать атомы углерода в этой же молекуле с другого конца и назвать соединение 3,4-диметилпентан? Так делать нельзя, следует нумеровать атомы углерода с того конца, к которому ближе находится первый заместитель.

Пример 4

Рассмотрим ещё более сложный пример. Назовём алкан следующего строения:



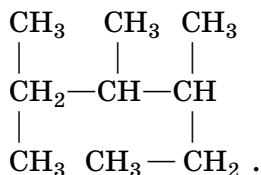
Самая длинная цепь в молекуле углеводорода включает семь атомов углерода. Нумеровать их следует слева направо — с конца, к которому ближе находится первый заместитель. Следует отметить, что цепь, выделенная штрихом, также содержит семь атомов углерода, но эту цепь нельзя выбрать в качестве главной. Если в молекуле имеется несколько цепей атомов углерода одинаковой длины, то в качестве главной выбирают цепь, содержащую наибольшее число заместителей (наиболее замещённую цепь).

В данной молекуле имеются четыре метильные и одна этильная группы. В названии их следует перечислять в алфавитном порядке, то есть сначала метильные, затем этильную группы. Второй атом углерода связан с двумя метильными группами, положение каждой из них должно быть отражено в названии, следовательно, цифра 2 перед частью слова, отражающего положение метильных групп, должна фигурировать дважды.

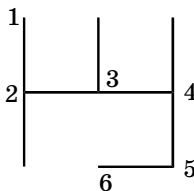
Название углеводорода: 2,2,4,5-тетраметил-3-этилгептан.

Пример 5

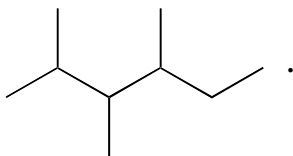
Рассмотрим ещё более интересный и сложный пример. Назовём алкан следующего строения:



Если внимательно посмотреть на формулу, видно, что главная углеводородная цепь включает шесть атомов углерода, причём начинать её нумерацию можно либо с левого верхнего атома, либо с левого нижнего:



Для наглядности перепишем формулу в привычном для нас виде:



Очевидно, что назвать данный углеводород сейчас не представляет особых трудностей: 1,2,3-триметилгексан.

Пример 6

Решим обратную задачу — напомним структурную формулу алкана по его названию. Название алкана:



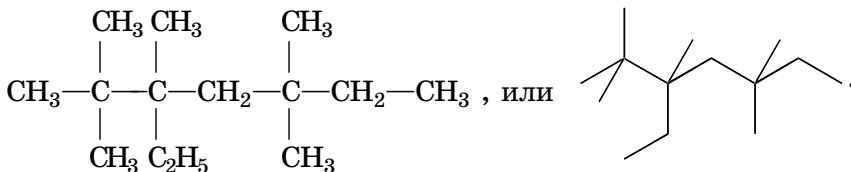
Проведём разбор слова так, как это делается на уроках русского языка, обозначив части слова принятыми для этого знаками: \frown — корни, \lrcorner — приставки, \wedge — суффиксы.

Названия корней слова обозначают длины главной цепи молекулы и цепей углеводородных групп: *-мет-* — корень названия метильной группы, содержащей один атом углерода; *-эт-* — корень названия этильной группы, содержащей два атома углерода; *-гепт-* — корень названия главной цепи, содержащей семь атомов углерода.

Цифры-приставки обозначают, что второй и пятый атомы главной цепи связаны с двумя метильными группами, третий атом — с метильной и этильной группами. Общее число метильных групп в молекуле — пять — показывает приставка *-пента-* (от греческого *пять*) перед первым корнем.

Суффиксы *-ил-* указывают на то, что соответствующие фрагменты молекулы являются углеводородными группами: CH_3 — метил, C_2H_5 — этил. Суффикс *-ан* на конце слова свидетельствует о принадлежности углеводорода к классу алканов.

Теперь можно написать формулу:



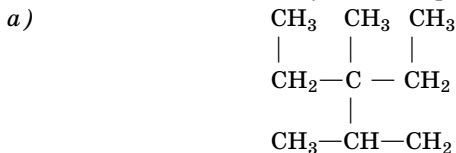
Из приведённых примеров видно, что возможности систематической номенклатуры практически неограниченны и позволяют называть углеводороды самого сложного строения, так как в основе формирования названий органических соединений лежат обычные принципы словообразования.

Название углеводорода разветвлённого строения представляет собой многокорневое слово, корни которого обозначают длины главной цепи и цепей углеводородных групп. Суффиксы *-ил* фигурируют в названиях углеводородных групп. Суффикс *-ан* на конце слова указывает на принадлежность соединения к классу алканов. Система приставок показывает местоположение углеводородных групп и их количество.

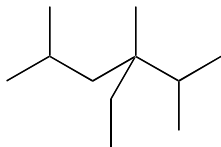
Вопросы и упражнения

1. Каковы основные причины многообразия органических соединений?
2. Что такое номенклатура органических соединений? Почему возникла необходимость её введения?
3. Что такое углеводородная группа? Напишите формулы бутила, гептила, октила.
4. Напишите структурные формулы изомеров гептана. Назовите все изомеры по систематической номенклатуре.

5. Назовите алканы следующего строения:



б)



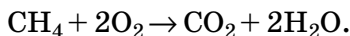
6. Напишите структурную формулу алкана, имеющего следующее название: 2,3,3,4-тетраметил-4,5-диэтилоктан. Проведите разбор слова. Сколько углеводородных групп в молекуле данного соединения?

7. Какие из приведённых названий алканов составлены правильно:
- а) 2,3,4-триметил-2-этилпентан;
 - б) 1,1-диметил-3-этилпентан;
 - в) 2,2,4,5-тетраметил-3-этилгептан;
 - г) 3,3-диэтилпентан;
 - д) 4,5-диметил-4-этилгексан?

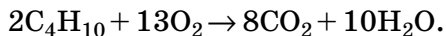
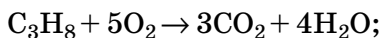
§ 23. Химические свойства алканов. Как правильно топить печь

Из материалов предыдущих параграфов вы познакомились со строением молекул алканов, их изомерией, физическими свойствами и номенклатурой. Число алканов в принципе неограниченно, поэтому может показаться, что их химических свойств будет также много. Но, как известно из теории строения химических соединений, свойства вещества определяются его строением, а строение молекул алканов однотипно: атомы углерода связаны между собой неполярными ковалентными одинарными связями, атомы водорода связаны с атомами углерода одинарными малополярными связями. Исходя из этого можно ожидать, что свойства различных алканов будут во многом сходными.

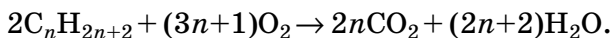
Важнейшее свойство алканов — **горение**. Алканы воспламеняются при поджигании. Уравнение реакции горения метана:



Эта реакция вам хорошо знакома, она протекает при поджигании газа в кухонной газовой плите, ведь метан — основной компонент природного газа. В газе, которым наполняют газовые баллоны, основными компонентами являются пропан и бутан. Уравнения реакций их горения:



Последующие члены гомологического ряда алканов также горят при поджигании. Можно записать общее уравнение реакции горения алканов с образованием углекислого газа и воды (n — число атомов углерода в молекуле алкана):



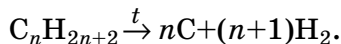
Если горение углеводорода происходит в недостатке кислорода, углерод может окисляться не полностью — не до CO_2 (углекислого газа), а до CO (угарного газа) и углерода (сажи, формула которой C).

Отметим, что свойство гореть в кислороде присуще всем органическим соединениям, так как в состав их молекул входят атомы углерода, которые окисляются с образованием углекислого газа, угарного газа и сажи.

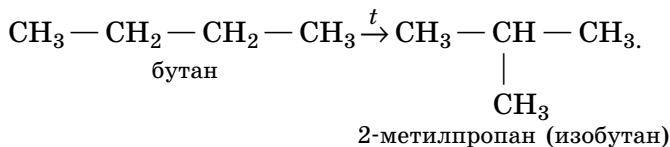
В случае горения углеводородов в условиях недостатка кислорода в продуктах окисления будут присутствовать CO и C . Если сажа — просто копоть, образование которой может привести только к определённым неудобствам, то образование угарного газа при неполном сгорании органического вещества смертельно опасно из-за высокой токсичности CO , поэтому его и называют угарным газом. С этой опасностью можно столкнуться при топке печей и каминов. При преждевременном закрывании печной заслонки горение топлива может протекать в условиях недостатка кислорода с образованием угарного газа. О его образовании свидетельствуют языки пламени голубого цвета в топке — это горит CO . Чтобы избежать опасности отравления, нельзя перекрывать печную заслонку до тех пор, пока в топке не перестанет появляться пламя голубого цвета.

Как следует из предыдущего свойства, в присутствии кислорода алканы сгорают при нагревании. Если алканы нагревать до высокой температуры в отсутствие кислорода, их молекулы подвергаются термическому разложению с образованием простых веществ, из которых образованы

углеводороды, то есть углерода и водорода. Такое свойство веществ называется *пиролизом*, что в переводе с греческого означает «разложение при нагревании». Общая схема реакции пиролиза алканов:



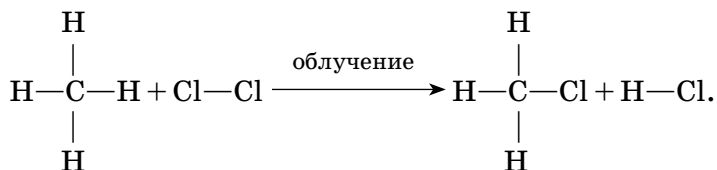
Ещё одним химическим свойством алканов является *изомеризация*, то есть превращение одного изомера в другой. Это свойство возможно для алканов, начиная с бутана, так как метан, этан и пропан изомеров не имеют. Реакция изомеризации протекает при пропускании алкана через реактор, нагретый до высокой температуры, в присутствии катализатора. При этом молекулы алканов линейного строения превращаются в молекулы разветвлённого строения, например, реакция изомеризации бутана:



В результате химических реакций, соответствующих горению, пиролизу и изомеризации алканов, происходит полное либо частичное разрушение молекул. В то же время можно ожидать, что алканам должны быть присущи свойства, проявление которых не сопровождается разрушением углеродного скелета молекулы, а заключается лишь в замене атомов водорода другими атомами. Действительно, такие свойства характерны для алканов, а химические реакции, в которых эти свойства проявляются, называются реакциями *замещения*.

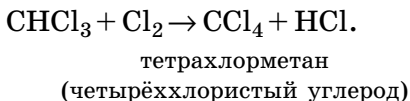
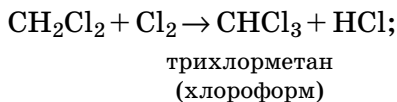
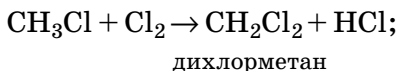
Рассмотрим реакцию замещения на примере взаимодействия метана с хлором. Если смесь газообразных метана и хлора поместить в стеклянный сосуд и поставить его в тёмное место, реакция протекать не будет. Взаимодействие происходит только в результате освещения смеси,

причём реакция может быть настолько бурной, что возможен взрыв. В результате атомы водорода молекул метана замещаются на атомы хлора:



В результате замещения одного атома водорода молекулы метана атомом хлора образуется хлорметан CH_3Cl , являющийся представителем класса органических соединений, которые называются *хлорпроизводными алканов*. Другим продуктом реакции является хлороводород.

Взаимодействие метана с хлором не ограничивается замещением только одного атома водорода атомом хлора. Протекает также замещение двух, трёх и даже всех четырёх атомов водорода атомами хлора:



При обычных условиях хлорметан — газообразное вещество, дихлорметан, трихлорметан и тетрахлорметан — жидкости со сладковатым запахом, используются в органическом синтезе. Раньше трихлорметан (хлороформ) использовался в медицине как средство для наркоза, сейчас он в этом качестве не применяется, так как для этого найдены менее ядовитые вещества.

Вопросы и задания

1. Почему химические свойства алканов не отличаются большим разнообразием?
2. Напишите уравнения реакций горения бутана с образованием углекислого газа, угарного газа и сажи.
3. Напишите в общем виде уравнения реакций горения алканов в условиях недостатка кислорода с образованием угарного газа и сажи.
4. Сколько веществ может образоваться в результате пропускания пентана через нагретый реактор, наполненный катализатором. Количественный состав при этом не изменяется. Напишите уравнения протекающих реакций.
5. Напишите уравнение реакции монохлорирования пропана (т. е. замещения одного атома водорода в молекуле атомом хлора), если известно, что замещение протекает у второго атома углерода. Назовите продукты реакции.

§ 24. Как учёные устанавливают химическую формулу алкана.

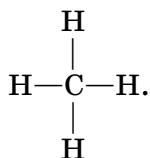
Вывод формул органических соединений

Более двух столетий назад химики уже умели определять качественный и количественный состав веществ. Было известно, что в состав метана входят углерод и водород, причём массовая доля углерода составляет 75 %, водорода — 25 %. То есть в 100 г метана 75 граммов приходится на углерод, а 25 г — на водород. В то же время известно, что относительная атомная масса водорода равна 1, а углерода — 12. Используя эти данные, можно определить, сколько атомов водорода приходится на один атом углерода в метане. Для этого массу углерода в порции вещества массой 100 г следует отнести к массе одного атома, то же сделаем для водорода. Соотношение полученных величин и будет искомым соотношением чисел атомов углерода и водорода:

$$\frac{\omega(\text{C})}{A_r(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H})}{A_r(\text{H})} = \frac{75}{12} : \frac{25}{1} = 6,25 : 25 = 1 : 4.$$

Таким образом, в молекуле метана на один атом углерода приходится четыре атома водорода, состав молекулы отвечает формуле CH_4 . Напомним, что по определению, отношение массы к молярной массе есть число моль атомов, молекул и т. д. То есть в метане на один моль атомов углерода приходится четыре моля атомов водорода.

Валентность водорода принималась равной единице, отсюда валентность углерода в метане равна четырём, строение молекулы следующее:



Гомолог метана — этан — содержит 80 % углерода и 20 % водорода по массе. Расчёт числа атомов водорода, приходящихся на один атом углерода, показывает, что это соотношение равно 3 (выполните этот расчёт самостоятельно). Таким образом, состав этана отвечает формуле C_2H_6 , углерод должен был быть трёхвалентным! Результаты химического анализа пропана дали даже дробное соотношение числа атомов водорода к числу атомов углерода — 2,67 (81,8 % углерода и 18,2 % водорода). На основании этих данных невозможно было судить о валентности атомов углерода, образующих молекулу пропана. То есть вопрос о валентности атомов углерода в составе молекул простейших углеводородов казался неразрешимым.

Для бутана ситуация оказалась ещё более сложной вследствие его существования в виде двух изомеров — соединений, имеющих абсолютно одинаковый состав, но различные физические свойства, что было совершенно необъяснимым.

Как видно, в те времена не существовало представлений о строении даже простейших органических веществ.

Давайте попробуем объяснить экспериментальные результаты, полученные химиками XIX века о составе и физических свойствах простейших углеводородов, с позиций современной науки.

Состав этана, в молекуле которого на один атом углерода приходится три атома водорода, отражает формула C_2H_6 . Такая формула называется *простейшей*.

Установление *истинной*, то есть молекулярной формулы газообразного вещества может быть осуществлено на основании сопоставления результатов химического анализа этого вещества со значением его плотности, которую можно измерить экспериментально. Поясним это на примере этана.

Плотность этана при нормальных условиях (0 °C, 101,3 КПа) равна 1,34 г/дм³. То есть 1 дм³ или 1 л этана при н.у. имеет массу 1,34 г. Отсюда легко найти значение молярной массы этана, поскольку в соответствии с первым следствием из закона Авогадро один моль газа при нормальных условиях занимает объём, равный 22,4 дм³. Умножим массу 1 дм³ на 22,4:

$$M = \rho V_m = 1,34 \cdot 22,4 = 30,0 \text{ г/моль.}$$

Молярная масса этана равна 30 г/моль. Выведем молекулярную формулу этана. Для этого определим, сколько раз простейшая формула вещества укладывается в его истинную, то есть молекулярную формулу. Молярная масса простейшего фрагмента этана CH_3 равна 15 г/моль ($M_{\text{C}} + 3M_{\text{H}}$). Отсюда:

$$n = \frac{M_{\text{ист}}}{M_{\text{прост}}} = \frac{30 \text{ г/моль}}{15 \text{ г/моль}} = 2.$$

Таким образом, мы установили, что молекулярная формула этана $(\text{CH}_3)_2$ или C_2H_6 . Структурная формула: $\text{CH}_3\text{—CH}_3$.

Для пропана, как было сказано выше, простейшая формула выглядит довольно необычно: C_3H_8 . Плотность пропана при нормальных условиях равна $1,88 \text{ г/дм}^3$. Для получения целочисленного соотношения атомов в молекуле необходимо утроить простейшую формулу (выполните соответствующие вычисления самостоятельно). Молекулярная формула пропана C_3H_8 . Структурная формула пропана $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$.

Как видно, представления о том, что атомы углерода в составе молекул органических соединений проявляют валентность, равную четырём, и могут образовывать химические связи между собой, позволяют сегодня объяснить экспериментальные факты, заводившие в тупик учёных прошлого.

Мы рассмотрели вывод молекулярных формул алканов по массовым долям углерода и водорода в веществе. Эти данные получают на основании эксперимента по определению масс оксида углерода и воды, образующихся при сжигании определённой массы (навески) углеводорода. Для этого навеску исследуемого вещества сжигают в печи в струе кислорода, образовавшиеся CO_2 и пары воды улавливают с помощью специальных приёмников, которые взвешивают до и после сжигания. Увеличение массы приёмников и есть массы поглощённого углекислого газа и воды, образовавшихся в результате сжигания органического вещества.

А теперь представим себя на месте исследователя, получившего в результате сжигания $0,504 \text{ г}$ неизвестного алкана $1,540 \text{ г}$ углекислого газа и $0,756 \text{ г}$ воды.

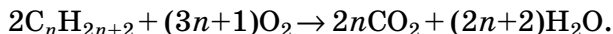
Сначала необходимо определить мольное соотношение атомов углерода и водорода в молекуле алкана, то есть вывести простейшую формулу соединения. Для этого можно было бы рассчитать массу углерода в углекислом газе и водорода в воде, затем вычислить массовые доли углерода, водорода и выполнить расчёт, аналогичный описанному в

начале параграфа. Но мы сделаем это значительно проще. Рассчитаем число моль углекислого газа и воды, образовавшихся в результате сжигания:

$$n(\text{CO}_2) = 1,540/44 = 0,035 \text{ моль.}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,756/18 = 0,042 \text{ моль.}$$

Уравнение реакции, протекающей при сжигании алкана:



На основании закона сохранения массы можно утверждать, что весь углерод, содержащийся в исходном алкане, «перекочевал» в CO_2 , а весь водород — в H_2O . Таким образом, число моль атомов углерода в исходной навеске алкана равно числу моль углерода в CO_2 :

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,035 \text{ моль.}$$

Число моль атомов водорода в исходной навеске алкана будет в два раза больше, чем число моль воды, образовавшейся в результате сжигания алкана, так как в одной молекуле воды содержится два атома водорода. Чтобы было понятнее, представим себе одинаковые коробочки, в каждой из которых помещено по два шарика. Очевидно, что число шариков будет в два раза больше числа коробочек. В нашем случае «коробочкой» является молекула воды, «шариком» — атом водорода. Отсюда:

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 0,084 \text{ моль.}$$

Теперь нетрудно определить мольное соотношение атомов углерода и водорода в молекуле алкана и вывести его простейшую формулу:

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) = 0,035 : 0,084 = 1 : 2,4.$$

Простейшая формула $\text{C}_n\text{H}_{2,4n}$.

Для вывода истинной формулы в данном случае обязательно знание плотности паров нашего вещества — ведь

оно может быть не только газообразным, но жидким и даже твёрдым при нормальных условиях (вспомните физические свойства алканов). Дополнительная информация, которой мы располагаем, — принадлежность вещества к классу алканов, то есть соответствие его истинной формулы общей формуле C_nH_{2n+2} . Соотношение числа атомов углерода и водорода, равное 1 : 2,4, должно подчиняться общему соотношению $n : 2n+2$. Составим уравнение:

$$\frac{n}{2n+2} = \frac{1}{2,4}.$$

Решаем уравнение, находим n :

$$2,4n = 2n+2; \quad 0,4n = 2; \quad n = 5.$$

Углеводород — пентан C_5H_{12} .

Обобщим вышеизложенное. На основании количественного состава соединения и относительных атомных масс атомов, входящих в его состав, мы можем вычислить мольное соотношение атомов в молекуле соединения. Данные по количественному составу могут представлять собой как массовые доли химических элементов, так и результаты химического анализа, в частности, массы углекислого газа и воды, измеренные в результате сжигания определённой навески вещества. Мольное соотношение атомов позволяет вывести простейшую формулу соединения, то есть определить, сколько атомов водорода приходится на один атом углерода. Для вывода истинной, то есть молекулярной формулы необходимы дополнительные данные. Мы рассмотрели, как можно вывести молекулярную формулу газообразного углеводорода на основании значения его плотности, а также принадлежности его к классу алканов.

В дальнейшем можно использовать описанные представления для вывода формул более сложных соединений, в том числе природного происхождения.

Вопросы и задания

1. Почему в молекулах различных алканов соотношение числа атомов водорода к числу атомов углерода не является постоянной величиной? Как это согласуется с постоянными значениями валентности углерода и водорода?

2. Углеводород имеет плотность $0,714 \text{ г/дм}^3$ (н.у.). Выведите его молекулярную формулу.

3. Углеводород содержит $82,76 \%$ углерода и $17,24 \%$ водорода по массе. Выведите его простейшую и молекулярную формулы. Напишите структурные формулы изомеров, имеющих этот состав.

4. В результате сжигания в кислороде навески алкана массой $0,798 \text{ г}$ получено $2,464 \text{ г CO}_2$ и $1,134 \text{ г}$ воды. Установите молекулярную формулу алкана. Сколько изомеров соответствуют данному составу? (Ответ: октан.)

5. Углеводород сожгли в кислороде. Газообразная смесь продуктов полного сгорания имеет плотность по водороду, равную 15 ($110 \text{ }^\circ\text{C}$, атмосферное давление). Установите молекулярную формулу углеводорода, напишите структурные формулы его изомеров, назовите их по систематической номенклатуре. (Ответ: гексан.)

§ 25. Практическая работа.

Качественное определение углерода и водорода в органических веществах

В сухую пробирку поместите кусочек парафина и небольшую порцию CuO . Чтобы содержимое пробирки не высыпалось, расплавьте парафин, после его смешивания с оксидом меди дайте смеси застыть. Закрепите пробирку в горизонтальном положении, поместите в её верхнюю часть обезвоженный сульфат меди(II) белого цвета. Закройте пробирку газоотводной трубкой и нагрейте смесь парафина с CuO . Выделяющийся газ пропустите через известковую воду.

Наблюдается образование капелек воды на стенках пробирки, посинение сульфата меди и помутнение известковой воды.

Какие выводы можно сделать о качественном составе парафина? Какова роль оксида меди(II) в протекающем процессе? Как изменился внешний вид исходной смеси? Почему сульфат меди приобрёл синюю окраску?

§ 26. Углеродная цепь может быть не только линейной, но и циклической.

Циклоалканы

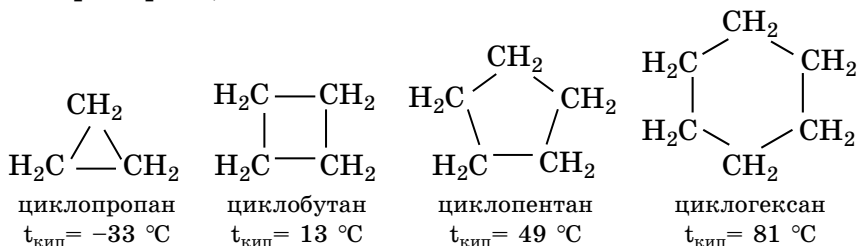
Вы уже знаете, что атомы углерода способны соединяться между собой ковалентными связями с образованием цепей, которые могут включать десятки и даже тысячи звеньев. Наиболее простой вариант такого соединения атомов углерода в линейные и разветвлённые цепи познакомил нас с классом алканов, в молекулах которых четырёхвалентные атомы углерода связаны между собой ковалентными одинарными связями. Атомы углерода, связанные между собой, формируют углеродный скелет, остальные связи они образуют с одновалентными атомами водорода. Зная такую особенность атомов углерода, можно предположить, что, помимо линейных и разветвлённых цепей, могут существовать и циклические структуры, в которых имеется замкнутая цепь из атомов углерода.

Интересно знать!

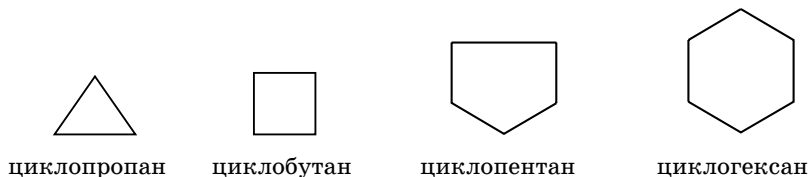
Одним из первых идею о том, что атомы углерода могут образовывать циклы, высказал выдающийся немецкий химик Август Кекуле (1829—1896), разгадывая загадку строения молекулы бензола, с которым мы познакомимся немного позже. Существует версия, что к этой идее учёного подтолкнул вид нескольких обезьян в зоопарке, схвативших друг друга за лапы и хвост. Другие историки считают, что Кекуле приснилась углеродная цепь как извивающаяся змея, которая ухватила себя за хвост, и так замерла... Это напоминает легенду о том, что периодическую таблицу Дмитрий Иванович Менделеев также увидел во сне. Но не думайте, что великие учёные только и делали, что спали. Этим «вещим сном» предшествовала огромная работа, которая не прекращалась даже во сне.

В дальнейшем было установлено, что соединения, имеющие циклическое строение, существуют. В простейшем случае их молекулы включают цикл из атомов углерода, связанных между собой одинарными ковалентными связями, эти соединения называются *циклоалканами*.

Примеры циклоалканов:

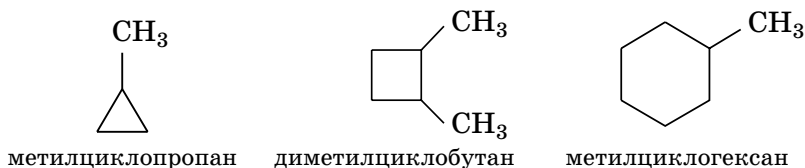


Структурные формулы циклоалканов, как правило, пишут в сокращённом виде посредством скелетных формул:



Молекулярная формула циклопропана C_3H_6 , циклобутана — C_4H_8 , циклопентана — C_5H_{10} , циклогексана — C_6H_{12} . Молекулы этих циклоалканов состоят из фрагментов $-\text{CH}_2-$, замкнутых в циклы. Таким образом, состав циклоалканов отвечает общей формуле $(\text{CH}_2)_n$, где n — число атомов углерода в молекуле.

Молекулы циклоалканов могут включать углеводородные группы, связанные с циклом:



Молекулярные формулы этих циклоалканов также соответствуют общей формуле $(\text{CH}_2)_n$ (убедитесь в этом самостоятельно). Если сравнить молекулярные формулы циклоалканов с формулами алканов, видно, что в молекуле циклоалкана на два атома водорода меньше, чем в молекуле алкана с таким же числом атомов углерода. Вспомним общую формулу алканов: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. У циклоалканов на два атома водорода меньше, отсюда их общая формула C_nH_{2n} или $(\text{CH}_2)_n$.

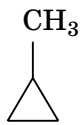
Циклоалканы — органические соединения, молекулы которых содержат цикл из атомов углерода, связанных между собой одинарными ковалентными связями, состав которых соответствует общей формуле C_nH_{2n} .

Циклоалканы относятся к так называемым *карбоциклическим* соединениям, то есть соединениям, молекулы которых содержат цикл из атомов углерода.

Циклоалканам, так же как и алканам, свойственна **изомерия**. Например, могут существовать два циклоалкана состава C_4H_8 :



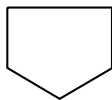
циклобутан



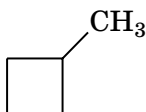
метилциклопропан

Отметим, что возможности существования изомеров у циклоалканов более широкие, чем у алканов, так как помимо изомерии углеродного скелета у циклоалканов могут существовать структурные изомеры, различающиеся числом атомов углерода в цикле, строением и положением заместителей. Например, у пентана, как известно, три изомера: пентан, 2-метилбутан и 2,2-диметилпропан.

Определим число возможных циклоалканов с тем же числом атомов углерода в молекуле, то есть состава C_5H_{10} . Во-первых, это собственно циклопентан:

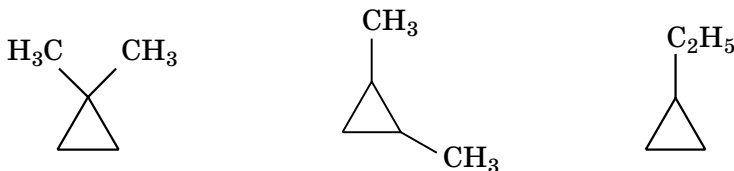


В молекуле циклоалкана состава C_5H_{10} четыре атома углерода могут образовывать цикл, а один — боковую цепь:



Соединение такого строения называется *метилциклобутаном*.

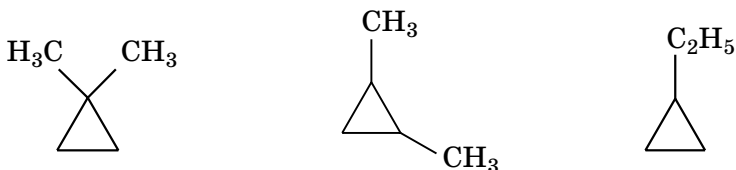
Существуют также изомерные циклоалканы состава C_5H_{10} , молекулы которых включают цикл из трёх атомов углерода. В этом случае с циклом связаны либо две метильные группы, причём метильные группы могут находиться как у одного атома углерода, так и у соседних, либо одна этильная:



Таким образом, очевидно, что возможности изомерии циклоалканов значительно шире, чем таковые для алканов. В связи с этим возникает вопрос о *номенклатуре* этих многочисленных соединений.

Основные принципы номенклатуры такие же, как и в случае алканов, только вместо цепи наибольшей длины (главной цепи) в качестве основы названия выбирают

цикл. Принадлежность соединения к классу циклоалканов указывает приставка *цикло-* перед корнем, который показывает число атомов углерода в цикле. Для обозначения положения заместителей атомы углерода цикла нумеруют, и название заместителя фигурирует в названии соединения в виде соответствующей приставки с номером атома углерода, с которым связан данный заместитель. Используя эти правила, назовём изомерные замещённые циклопропаны состава C_5H_{10} :



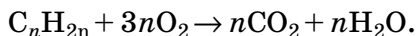
1,1-диметилциклопропан 1,2-диметилциклопропан этилциклопропан

Как видно, принципы систематической номенклатуры можно с успехом использовать для составления названий циклоалканов.

По своим **физическим свойствам** циклоалканы похожи на алканы. При комнатной температуре циклопропан и циклобутан — газы, C_5H_{10} — $C_{10}H_{20}$ — бесцветные жидкости со специфическим запахом, высшие циклоалканы являются твёрдыми веществами. Циклоалканы практически нерастворимы в воде.

Рассмотрим **химические свойства** циклоалканов.

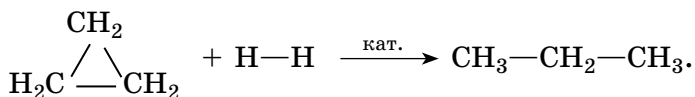
Подобно алканам, циклоалканы горят при поджигании. Уравнение реакции в общем виде:



Так же как и алканы, циклоалканы не реагируют с кислотами и щелочами, химическая инертность обуславливает ещё одно название этих соединений — *циклопарафины*.

В то же время наличие цикла в молекуле обуславливает возможность его раскрытия с образованием молекулы

линейного строения. Для образования устойчивого продукта по месту раскрытия цикла должны присоединиться одновалентные атомы, например, атомы водорода. Действительно, при пропускании смеси циклопропана с водородом над нагретым катализатором образуется пропан:



Аналогично протекает реакция для смеси циклобутана с водородом, образуется бутан.

Реакции такого типа называются реакциями *присоединения*. В частности, реакция присоединения водорода называется реакцией *гидрирования*.

Забегая несколько вперёд, отметим, что присоединение водорода возможно не только за счёт раскрытия цикла, как у циклоалканов, но также и за счёт раскрытия двойных и тройных связей. Углеводороды, в молекулах которых имеются кратные связи, мы будем изучать на последующих занятиях.

Циклоалканы встречаются в природе. Они входят в состав нефти, этим обусловлено ещё одно название данного класса углеводородов — *нафтенy*.

Вопросы и задания

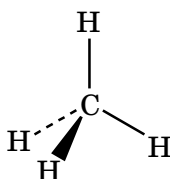
1. Напишите структурные формулы этилциклопропана, диметилциклобутана, циклогексана, метилэтилциклопропана, циклопентана. Сколько веществ в приведённом списке являются изомерами?

2. Вычислите массовые доли углерода в циклопропане и циклопентане. Объясните полученные результаты. Можно ли на основании только количественного анализа и сведений о принадлежности вещества к классу циклоалканов вывести его молекулярную формулу?

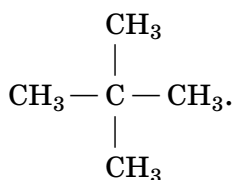
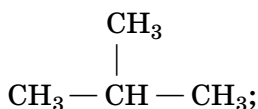
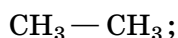
3. Установите молекулярную формулу циклоалкана, если известно, что на полное сжигание одного объёма его паров расходуется шесть объёмов кислорода. (Ответ: циклобутан.)

§ 27. Как образуется двойная связь между атомами углерода. Алкены

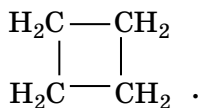
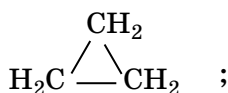
Мы продолжаем изучать удивительную науку — органическую химию. Давайте вспомним, с чего мы начинали. Простейшее органическое соединение — метан CH_4 . Его молекула представляет собой правильный тетраэдр, в центре которого находится четырёхвалентный атом углерода, связанный с четырьмя одновалентными атомами водорода одинарными ковалентными связями:



В молекулах других алканов каждый четырёхвалентный атом углерода часть связей (одну, две, три и даже четыре) образует с другими атомами углерода:

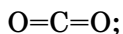


Все связи в молекулах одинарные. Такая же картина и у циклоалканов — все ковалентные связи одинарные, только углеводородная цепь в молекулах этих соединений замкнута в цикл:



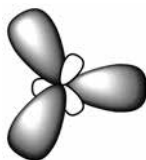
Вы уже знаете, что атомы могут быть связаны между собой не только одинарными, но двойными и даже тройными связями. Двойные и тройные ковалентные связи называются *кратными*.

Кратные связи имеются в молекулах неорганических соединений, например, двойная — в молекуле диоксида углерода CO_2 , тройная — в молекуле азота N_2 :

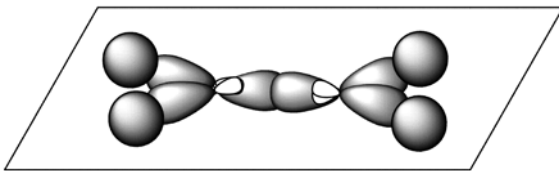
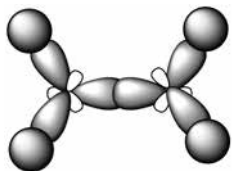


Рассмотрим, как образуются органические вещества, содержащие в молекулах двойную связь $\text{C}=\text{C}$. Простейшим таким веществом является этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$.

У атома углерода имеется четыре валентных электрона. При образовании этилена три электрона располагаются на орбиталях, лежащих в одной плоскости и образующих фигуру, напоминающую трёхлопастный пропеллер:

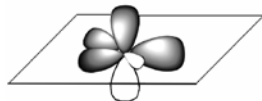


Углы между осями таких орбиталей равны 120° . В молекуле этилена два таких атома углерода образуют ковалентную связь между собой и четыре связи с атомами водорода, причём все шесть атомов будут располагаться в одной плоскости:

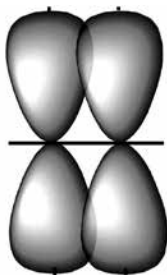


Как видно, области перекрывания электронных облаков лежат на линиях, соединяющих ядра атомов. Такие связи называются σ -связями.

Но у атома углерода имеется ещё один неспаренный электрон. Орбиталь, которую он занимает, расположена вдоль оси, перпендикулярной к плоскости, на которой лежит трёхлопастный «пропеллер»:



Такие орбитали образуют две области перекрывания, расположенные сверху и снизу плоскости молекулы:



Поскольку имеет место перекрывание электронных облаков, очевидно, что образовалась ещё одна ковалентная связь между атомами углерода. Несмотря на то, что областей перекрывания две, связь только одна, так как её образуют по одному электрону от каждого атома. Связи, для которых области перекрывания электронных облаков не лежат на линии, соединяющей ядра атомов, называются *π-связями*.

В структурных формулах σ - и π -связи обозначаются одинаковыми чёрточками:

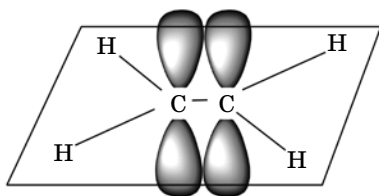


В электронной формуле двойная связь обозначается следующим образом:



Подробно рассмотрев механизм образования двойной связи между атомами углерода, мы уже можем судить о

строении молекулы этилена. Молекула имеет плоскостное строение, то есть все атомы лежат в одной плоскости:



Этилен является простейшим представителем *алкенов* — углеводородов, молекулы которых содержат одну двойную связь. Алкены называют также *олефинами*.

Этилен при нормальных условиях представляет собой бесцветный газ почти без запаха, немного легче воздуха, температура кипения $-104\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Ближайший гомолог этилена — *пропилен*. В молекуле пропилена имеется одна метильная группа: $\text{CH}_3\text{—CH=CH}_2$. Пропилен при нормальных условиях — газ с температурой кипения $-48\text{ }^{\circ}\text{C}$.

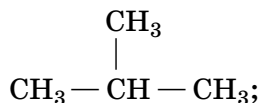
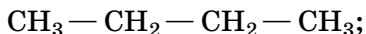
Молекулярная формула пропилена C_3H_6 . Как видно, соседние члены гомологического ряда, как и в случае алканов, различаются по составу на группу CH_2 . Совершенно очевидно, что следующий гомолог должен иметь состав C_4H_8 . Отсюда легко можно вывести общую формулу алкенов — C_nH_{2n} — и дать определение этому классу соединений.

Алкены — углеводороды общей формулы C_nH_{2n} , молекулы которых содержат одну двойную связь.

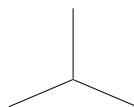
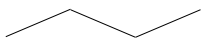
Изомерия алкенов. Ранее отмечалось, что многообразие органических соединений во многом обусловлено явлением изомерии — возможностью существования соединений

одинакового состава, но разного строения. Рассмотрим изомерию алкенов.

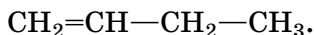
Очевидно, что не существует алкенов, изомерных этилену и пропилену. Аналогичная ситуация наблюдалась и для алканов — у этана и пропана также нет изомеров. Явление изомерии проявлялось в ряду алканов, начиная с бутана. Вспомним строение бутана и изобутана:



или:

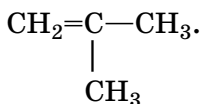


Рассмотрим возможное строение алкенов состава C_4H_8 . Простейший вариант — линейная (неразветвлённая) цепь атомов углерода и двойная связь в её начале:

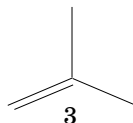
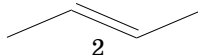
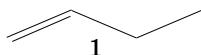


Следующий вариант — двойная связь между вторым и третьим атомами углерода: $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$.

Возможен ещё один вариант: разветвлённая цепь из трёх атомов углерода, одна связь между которыми двойная, и метильная группа у второго атома углерода:



Запишем структурные формулы изомеров в виде скелетных:



Следует различать *изомеры положения двойной связи*, в данном случае это соединения 1 и 2. Соединение 3, в

свою очередь, является *изомером углеродного скелета* по отношению к соединениям 1 и 2.

Как видно, возможности изомерии соединений класса алкенов более широкие, чем в случае алканов. Существует два изомерных алкана состава C_4H_{10} , тогда как алкенов состава C_4H_8 уже три. Как вы помните, существует девять изомерных алканов состава C_7H_{16} , алкенов с семью атомами углерода в молекулах — тридцать пять. С увеличением числа атомов углерода в молекулах число изомерных алкенов стремительно увеличивается. Алкенов состава C_9H_{18} сто пятьдесят четыре, тогда как алканов C_9H_{20} «все-го лишь» тридцать пять.

Мы изучили возможности изомерии алкенов, но сразу возникает проблема с их номенклатурой. Как же называть каждое соединение из этого огромного множества?

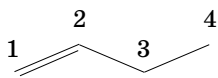
Номенклатура алкенов. Основные принципы номенклатуры органических соединений мы рассмотрели ранее на примере алканов. Расширим эти представления для алкенов.

В молекуле алкена следует выбрать цепь максимальной длины (главную цепь). Эта цепь должна включать двойную связь (иначе как мы её обозначим?). Далее, как и в случае алкана, называются углеводородные группы, присоединённые к главной цепи. Вместо суффикса *-ан* в конце слова ставится суффикс *-ен* с номером атома углерода, с которого *начинается* двойная связь. С какого конца цепи начинать нумерацию? Следует учитывать, что атом углерода, с которого начинается двойная связь, должен получить наименьший номер.

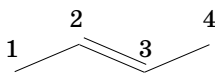
А теперь, используя изученные правила, назовём алкены, формулы которых приведены выше.

Этилен в соответствии с правилами систематической номенклатуры называется *этен*ом. Пропилен — *пропен*ом.

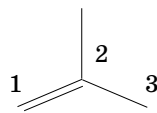
Общее название алкенов состава C_4H_8 — *бутены*. Назовём каждый из них:



бутен-1



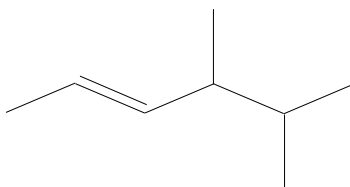
бутен-2



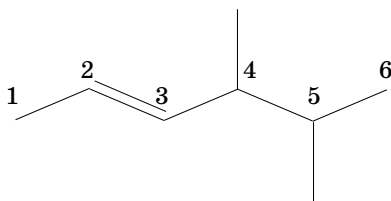
2-метилпропен

Пример

Назовём алкен следующего строения:



Выберем главную цепь соединения. В данном случае выбор не представляет трудностей, это самая длинная горизонтальная цепь, она включает двойную связь. Пронумеруем атомы углерода:



Главная цепь включает шесть атомов углерода, двойная связь начинается со второго атома углерода, поэтому на конце названия будет суффикс *-ен* с цифрой 2. Две метильные группы при четвёртом и пятом атомах углерода будут обозначаться, как и в случае алканов, соответствующими номерами. В итоге название соединения: **4,5-диметилгексен-2.**

Вопросы и задания

1. Опишите механизм образования двойной ковалентной связи между атомами углерода в молекуле этилена. Что такое σ - и π -связи?

2. В молекуле этилена атомы углерода связывают три области перекрывания электронных облаков. Как это согласуется с тем, что кратность связи углерод-углерод в этой молекуле равна двум?

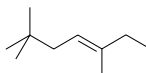
3. Сколько σ - и π -связей в молекуле пропена?

4. Сколько атомов углерода лежит в одной плоскости в молекулах пропена, бутена-2 и 2-метилбутена?

5. Можно ли считать пропен и циклопропан изомерами?

6. Напишите структурные формулы алкенов состава C_5H_{10} , назовите их по систематической номенклатуре.

7. Назовите алкен следующего строения:



8. Напишите структурные формулы следующих алкенов:

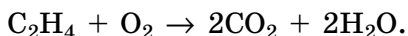
а) 2,3,4-триметилпентен-1;

б) 4,5-диметил-3-этилгексен-2.

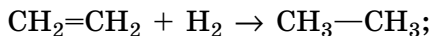
§ 28. Химические свойства этилена.

Этилен — вещество, из которого получают полиэтиленовую плёнку

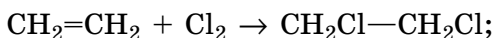
Охарактеризуем химические свойства алкенов. Так же как и все углеводороды, они горят при поджигании:



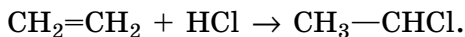
Важнейшее свойство алкенов, молекулы которых содержат двойную связь — способность присоединять многие вещества. При этом происходит разрыв π -связи, прочность которой меньше, чем σ -связи. Алкены легко присоединяют такие вещества, как водород, галогены, галогеноводороды:



этан



1,2-дихлорэтан

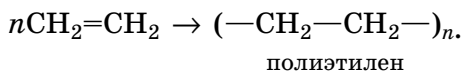


хлорэтан

Такие реакции называются реакциями **присоединения**. Вы уже познакомились с ними, изучая циклоалканы. Очевидно, что алканы не могут вступать в такие реакции, ведь они являются предельными углеводородами. Алкены относятся к непредельным углеводородам и могут вступать в реакции присоединения.

Реакцией присоединения является и взаимодействие этилена с бромом. При этом бромная вода обесцвечивается. Эта реакция является качественной реакцией на соединения, молекулы которых содержат двойную связь.

Алкенам присуще ещё одно интереснейшее свойство. За счёт раскрытия двойных связей отдельные молекулы могут «объединяться» в гигантские молекулы, в образовании каждой из которых участвуют сотни и даже тысячи молекул алкенов. Такие реакции называются реакциями полимеризации:



Название продукта реакции вполне очевидно и известно — *полиэтилен*. Это вещество вам хорошо знакомо, из него изготавливают полиэтиленовую плёнку, посуду, предметы домашнего обихода и многое другое. Полиэтилен — представитель *полимеров*, синтетических материалов, значение которых в нашей жизни невозможно переоценить. Со многими полимерами вы познакомитесь в дальнейшем, изучая органическую химию.

Как видно из уравнения реакции, из n моль этилена образуется полиэтилен, в каждой молекуле которого содержится n фрагментов молекул этилена. Это число называется *степенью полимеризации*.

Свойство вступать в реакцию полимеризации обуславливает важнейшее значение алкенов в нашей жизни. Если алканы используются в основном как источники энергии, то есть их просто сжигают для получения теплоты, алке-

ны — сырьё для получения полимеров. Для получения алкенов и полимеров на их основе созданы целые отрасли промышленности, занимающие важное место в экономике многих стран. В Республике Беларусь полиэтилен получают в Новополоцке на производственном объединении «Полимир».

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакции горения алкенов в общем виде.
2. Можно ли считать пропен C_3H_6 и циклобутан C_4H_8 гомологами?
3. Можно ли на основании результатов химического анализа отличить бутен-2 от циклогексана?

§ 29. Продолжаем «конструировать» молекулы органических веществ. Ацетилен и бензол

Вы уже познакомились с алканами, циклоалканами и алкенами — углеводородами, в основе молекул которых лежат цепи или циклы из атомов углерода, связанных между собой одинарными и двойными связями, остальные связи углерод образует с одновалентными атомами водорода. Возникает вопрос, а возможны ли ещё какие-либо структуры на основе четырёхвалентных атомов углерода и одновалентных атомов водорода. Исчерпали ли мы возможности «химического конструктора»?

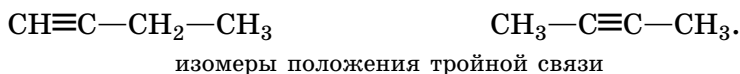
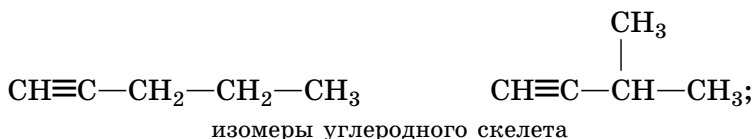
Очевидно, что возможно связывание атомов углерода между собой тройной связью, ведь в молекуле азота атомы связаны именно так: $N \equiv N$. Два атома углерода, соединённые тройной связью, могут соединяться ещё с двумя атомами водорода: $H-C \equiv C-H$. Вещество, молекулы которого имеют такое строение, называется *ацетиленом*. Молекулярная формула ацетилена — C_2H_2 .

Ацетилен представляет собой бесцветный газ ($t_{\text{кип}} = -84 \text{ }^\circ\text{C}$), без запаха, легче воздуха, малорастворимый в воде.

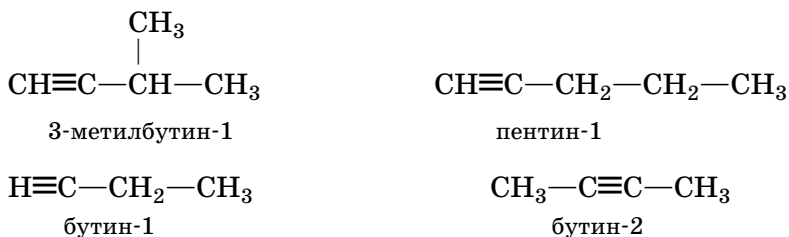
Подобно тому как метан и этилен являются родоначальниками классов алканов и алкенов, ацетилен является первым представителем класса *алкинов* — углеводородов, молекулы которых содержат одну тройную связь.

У ацетилена имеются гомологи: $\text{CH}_3\text{—C}\equiv\text{CH}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{—C}\equiv\text{CH}$ и т. д. Отсюда легко вывести общую формулу алкинов: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

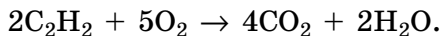
Алкинам свойственна изомерия углеродного скелета и положения тройной связи:



На примере алкинов мы можем убедиться в неограниченных возможностях систематической номенклатуры. Попробуем назвать вышеприведённые алкины. Очевидно, что принципы составления названий будут такими же, как в случае алканов и алкенов, только в случае алкинов название будет заканчиваться суффиксом *-ин* с номером атома углерода, с которого начинается тройная связь.

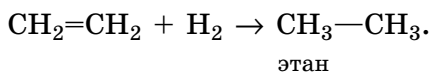
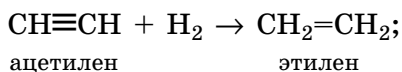


Основные химические свойства ацетилена и других алкинов также вполне объяснимы. Как и все углеводороды, они горят:

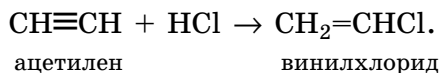


При горении ацетилена в кислороде выделяется большое количество теплоты, температура пламени настолько высока, что им можно сваривать и резать металлы. Такая сварка называется автогенной. С ней вы сталкиваетесь, когда в доме проводятся сварочные работы, связанные с прокладкой водопроводных и газовых труб.

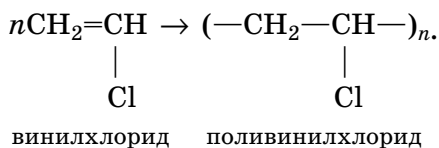
За счёт наличия в молекуле тройной связи, ацетилен является непредельным углеводородом, способным, как и этилен, присоединять многие вещества, например, водород, галогены, галогеноводороды, причём одна молекула ацетилена может присоединить две молекулы указанных веществ, реакция идёт в две стадии:



Ацетилен легко присоединяет хлороводород:



В результате образуется продукт, называемый винилхлорид. Такое название обусловлено тем, что углеводородная группа, или углеводородный радикал $\text{CH}_2=\text{CH}-$, называется *винилом*. Молекула винилхлорида похожа на молекулу этилена, а этилен, как вы уже знаете, способен полимеризоваться с образованием полиэтилена. Свойство вступать в реакцию полимеризации присуще и винилхлориду:

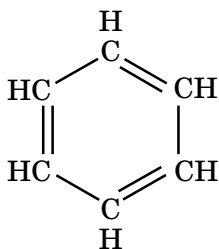


Продукт реакции полимеризации винилхлорида — поливинилхлорид, или сокращённо ПВХ, широко используется для изготовления оконных и дверных рам, линолеума, электроизоляции проводов, искусственной кожи и других изделий.

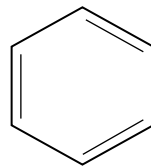
Очень интересна ещё одна реакция с участием ацетилена — его тримеризация, когда из трёх молекул C_2H_2 образуется одна молекула C_6H_6 . Эта реакция протекает при пропускании ацетилена над нагретым углём, она была открыта выдающимся русским химиком Николаем Дмитриевичем Зелинским и носит его имя. Если использовать молекулярные формулы веществ, уравнение реакции Зелинского:



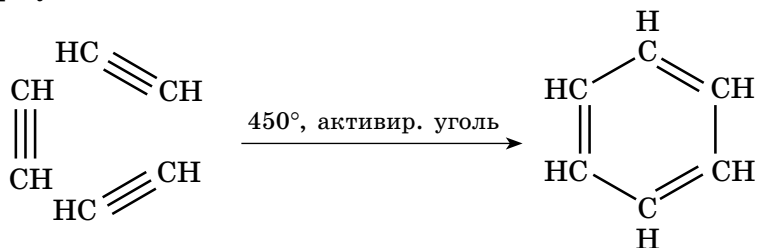
Продукт этой реакции называется *бензолом*. Бензол — легендарное вещество в истории химии, он представляет собой бесцветную жидкость со специфическим запахом, $t_{пл} = 6^\circ C$, $t_{кип} = 80^\circ C$. Бензол был открыт великим английским физиком Майклом Фарадеем в 1825 году, но строение его молекулы было установлено только почти через сорок лет немецким химиком Августом Кекуле, о котором мы уже упоминали. Именно Кекуле предложил циклическую формулу бензола, в которой шесть атомов углерода образуют шестиугольник, в котором чередуются одинарные и двойные связи:



или в сокращённом виде



Зная структурную формулу бензола, можно записать уравнение реакции Зелинского, используя структурные формулы:



Как видно, в молекуле бензола имеется три двойные связи. Можно предположить, что это вещество будет легко вступать в реакции присоединения, однако это далеко не так. На бензол не действуют бромная вода и галогеноводороды, с которыми легко реагируют этилен и ацетилен. Эту загадку бензола удалось разгадать гораздо позже, уже в XX веке, используя современную теорию строения вещества.

Вспомним строение молекулы этилена. Как и в молекуле бензола, каждый атом углерода в ней образует три σ -связи и одну π -связь. Углы между тремя σ -связями в молекуле этилена близки к 120° . Такой угол образуют стороны правильного шестиугольника. То есть такой атом углерода «идеально приспособлен» для образования симметричного шестичленного цикла, а говоря научным языком, система σ -связей в молекуле бензола выглядит следующим образом (рис. 16).

Четвёртый электрон каждого атома углерода участвует в образовании π -связи с каждым из двух соседних атомов. То есть электронные облака π -электронов образу-

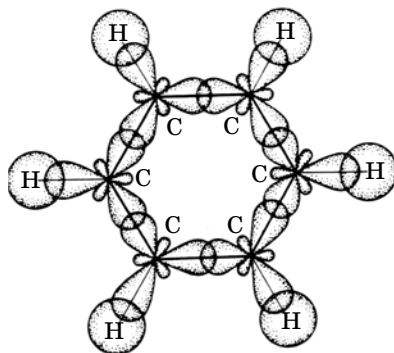
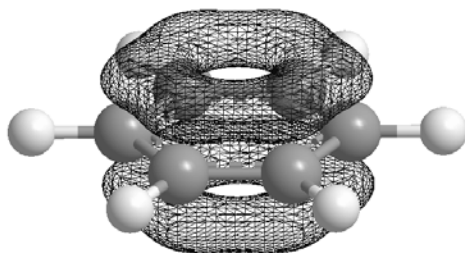
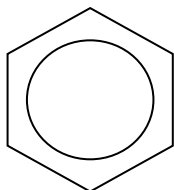


Рис. 16. Система σ -связей в молекуле бензола

ют общее электронное облако, одна часть которого располагается над плоскостью шестиугольника, а вторая часть — под этой плоскостью:



Получается, все связи углерод-углерод в молекуле бензола совершенно одинаковы и кратность каждой из них меньше двух, но больше единицы. Изобразить такую связь с помощью чёрточки не получается, поэтому для бензола была предложена следующая формула:



В этой формуле шестиугольник отображает систему σ -связей, а вписанная в него окружность — систему π -связей в молекуле бензола.

Бензол — простейший представитель углеводородов, которые называются *ароматическими*. Происхождение этого названия связано с тем, что бензол и многие его производные имеют запах. Но название «ароматические» обычно связывают с соединениями, в молекулах которых присутствует фрагмент молекулы бензола — бензольное кольцо или ядро. С другими ароматическими соединениями вы обязательно встретитесь в дальнейшем.

Теперь можно обобщить то, что вы узнали о «химическом конструкторе». Основные его элементы — четырёхвалентные атомы углерода и одновалентные атомы водорода. Атомы углерода могут связываться между собой одинарными связями. В случае линейной углерод-углеродной цепи мы получаем молекулы алканов. Если линейная цепь замкнута в цикл, мы имеем дело с циклоалканами. Углеводороды с двойной и тройной связью называются *алкенами* и *алкинами*. Особый случай — ароматические углеводороды, содержащие бензольное кольцо.

Как видно, структурные элементы не отличаются большим разнообразием, но благодаря замечательной способности атомов углерода образовывать линейные и разветвлённые цепи практически неограниченной длины, способности их замыкаться в циклы из этих структурных элементов, как и из элементов конструктора, можно собрать множество конструкций, лишь бы хватило «кубиков», а атомов во Вселенной вполне достаточно.

Следующий шаг в изучении органической химии — включение в состав молекул помимо атомов углерода и водорода других атомов, в первую очередь кислорода и азота. Но прежде чем мы сделаем это, познакомимся с практической стороной химии углеводородов — природными источниками этих соединений и их использованием.

Вопросы и задания

1. Напишите структурные формулы изомерных алкинов состава C_5H_8 . Сравните возможности изомерии для классов алкенов и алканов. Для какого класса они шире и почему?

2. В чём состоит главная особенность строения молекулы бензола? Почему в отличие от этилена и ацетилена бензол не отличается высокой химической активностью?

3. Сколько σ - и сколько π -связей в молекулах ацетилена и бензола?

§ 30. Человек не может обходиться без пищи, а человечество — без нефти и газа.

Природный газ и нефть. Переработка нефти.

Как разобраться в марках бензина.

Октановое число

Каждый человек знает, что без нефти и природного газа современному обществу не обойтись. Известно, что цена барреля нефти (1 нефтяной баррель — 159 л) определяет благополучие мировой экономики, из-за нефти разгораются межгосударственные конфликты, как когда-то из-за золота. Страны, богатые нефтью, поражаются богатством и роскошью. Природный газ часто является в политике своеобразным «яблоком раздора». Что же представляют собой природный газ и нефть с точки зрения химии?

Природный газ — смесь газов, образовавшихся в недрах земли при анаэробном разложении органических веществ. Природный газ состоит в основном из метана (до 98 %). Содержит небольшие количества этана, пропана, бутана и других газообразных веществ (H_2 , CO_2 , N_2 и др.). Природный газ используется в основном в качестве топлива.

Остановимся подробнее на нефти, поскольку её использование более многообразно.

Нефть — это природная смесь, основными компонентами которой являются жидкие и растворённые в них твёрдые углеводороды. Она представляет собой тёмную маслянистую жидкость со специфическим запахом. Нефть легче воды и в ней нерастворима. В состав нефти входят алканы, начиная с пентана (первые четыре гомолога — газы — растворяются в нефти при повышенном давлении, но выделяются из неё при извлечении нефти на поверхность земли), циклоалканы и ароматические углеводороды. Алкены и алкины не содержатся в нефти вследствие высокой

химической активности. В сыром виде нефть не используется. Вся добываемая нефть подвергается переработке.

Переработка нефти бывает первичная и вторичная.

Первичная переработка нефти (перегонка или ректификация) заключается в разделении её на отдельные части, которые различаются температурами кипения. Поскольку нефть является смесью многих веществ, она не имеет определённой температуры кипения. В процессе нагревания из нефти постепенно выделяются отдельные углеводороды, сначала лёгкие, с малым количеством атомов углерода в молекуле, затем тяжёлые. Смесью углеводородов, собранных в процессе перегонки нефти в определённом интервале температур кипения, называется *фракцией*.

Таблица 5 — Основные фракции, выделяемые при первичной переработке нефти

Название фракции	Интервал температур кипения, °С	Число атомов углерода
Бензин	50—180	$C_5 — C_{11}$
Лигроин	120—240	$C_8 — C_{14}$
Керосин	180—300	$C_{12} — C_{18}$
Газойль, соляровое масло	200—300	$C_{13} — C_{20}$
Мазут	Выше 350	Более C_{16}

Перегонку нефти в промышленности осуществляют в непрерывном режиме. Нефть подогревается в трубчатой печи до температуры около 400 °С и подаётся в ректификационную колонну, представляющую собой трубу высотой около 30 м, разделённую перегородками, снабжёнными специальными отверстиями (тарелками). На разной высоте колонны происходит конденсация углеводородов, соответствующих отдельным фракциям. В верхней части конденсируются

самые лёгкие углеводороды, соответствующие бензиновой фракции, в нижней части собирается мазут.

Применение продуктов первичной переработки: бензиновая фракция — получение бензина; лигроин — топливо для дизельных двигателей, растворитель; керосин — горючее для реактивных двигателей, для бытовых нужд; соляровая фракция — моторное топливо, получение смазочных масел; мазут — котельное топливо. Из мазута путём вакуумной перегонки (при пониженном давлении) выделяют отдельные фракции, используемые для получения смазочных масел. Процессы первичной переработки нефти не сопровождаются изменением структуры образующих её углеводородов, а заключаются только в разделении на отдельные компоненты, то есть являются физическими процессами.

Вторичная переработка нефти связана с изменением структуры углеводородов, входящих в состав нефти, то есть это химический процесс. Изменение структуры углеводородов заключается в расщеплении молекул с большим числом атомов углерода (*крекинг*); повышение содержания в отдельных фракциях разветвлённых, циклических и ароматических углеводородов, из которых производят топлива для современных двигателей. В целом процессы вторичной переработки нефти используются для повышения выхода бензина и улучшения его эксплуатационных качеств.

Крекингу подвергают в основном мазут. Различают термический и каталитический крекинг.

Термический крекинг (пиролиз) проводят при температурах до 800 °С. Время нахождения углеводородов в горячей зоне составляет 1 с и менее. За это время молекулы тяжёлых углеводородов успевают расщепиться на более лёгкие, соответствующие бензиновой фракции, например:



Кроме этого, в процессе пиролиза образуется значительное количество алкенов (этен, пропен, бутены), которые используются для получения полимеров.

Каталитический крекинг осуществляется при более низких температурах (450—500 °С) в присутствии катализаторов. В этих условиях наряду с расщеплением молекул происходит изомеризация образовавшихся углеводородов, в результате чего улучшается качество получаемых бензинов.

Использование процессов вторичной переработки нефти позволяет довести выход бензина с 15 % (первичная переработка) до примерно 60 %. Кроме этого, в процессах вторичной переработки образуется большое число ценных веществ, которые являются сырьём для получения полимеров и других продуктов (растворителей, карбоновых кислот, синтетических моющих средств и др.).

Из описания процессов нефтепереработки видно, что основная их цель — получение топлива для двигателей, в первую очередь бензина. Многие технологические процессы, в которые вкладываются огромные средства, имеют конечной целью повышение качества получаемого бензина. Качество бензина определяется в первую очередь величиной его *октанового числа*. Эти числа фигурируют в названии марки бензина, например, АИ-92, А-98 и др. Проезжая мимо автозаправочной станции, вы можете убедиться, что чем выше октановое число, тем дороже бензин.

Октановое число характеризует так называемую детонационную стойкость бензина. Представим, как работает двигатель внутреннего сгорания. Смесь паров бензина с воздухом впрыскивается в камеру сгорания цилиндра двигателя. Когда поршень цилиндра достигает верхней точки, то есть максимально сжимает смесь, искра свечи зажигания её воспламеняет. Образовавшиеся газы толкают поршень вниз, он совершает работу, в результате которой автомобиль движется. Это описание касается нор-

мальной работы двигателя. Но возможна ситуация, когда бензиново-воздушная смесь воспламенится в цилиндре до поджигания за счёт повышения её температуры при сжатии. Этот процесс называется *детонацией*. Детонация очень вредна для двигателя, она резко снижает мощность и приводит к преждевременному износу деталей и даже к поломке двигателя.

Для того, чтобы избежать детонации, необходимо, чтобы бензиново-воздушная смесь не воспламенилась преждевременно. Оказываются, наиболее стойкими к детонации являются ароматические углеводороды и углеводороды разветвлённого строения. Углеводороды линейного строения легко детонируют, автомобиль на таком топливе далеко не уедет.

Чтобы количественно измерить детонационную стойкость топлив, введена шкала октановых чисел. Октановое число, равное нулю, принято для гептана неразветвлённого строения, который очень легко детонирует. Октановое число, равное 100 единицам, принято для изомера октана разветвлённого строения — 2,2,4-триметилпентана, который часто называют просто изооктаном. Октановое число может быть больше 100, так, у бензола оно равно 112.

Октановое число бензина равно объёмной доле изооктана в эталонной смеси, состоящей из гептана и изооктана, которая обладает такой же детонационной стойкостью, как и бензин данной марки. То есть бензин АИ-98 имеет такую же детонационную стойкость, как и эталонная смесь, состоящая из 98 % изооктана и лишь 2 % гептана. Такой бензин используется в современных автомобилях, и, судя по величине его октанового числа, в нём содержатся в основном углеводороды разветвлённого строения и ароматические углеводороды.

Так как в сырой нефти преобладают углеводороды линейного строения, очевидно, что процессы её вторичной переработки имеют огромное значение. Эти процессы

связаны с обработкой гигантских объёмов нефти, которые составляют более 3,5 млрд т в год. В связи с этим перво-степенное значение имеет *защита окружающей среды* при добыче нефти и её переработке.

Попадание нефти и нефтепродуктов в окружающую среду чрезвычайно опасно. Это связано как с пожаро- и взрывоопасностью углеводородов, так и с токсичностью компонентов нефти и продуктов их превращений. Загрязнение нефтью может достигать очень больших масштабов. Поэтому в настоящее время актуальны вопросы, связанные не только с эффективностью добычи и переработки нефти, но и с безопасностью этих процессов. Кроме этого, большое внимание приходится уделять проблемам безопасности при транспортировке и использовании нефти и нефтепродуктов, а также разработке методов ликвидации последствий аварийных ситуаций, связанных с попаданием этих веществ в окружающую среду.

Как видно, проблем очень много, поэтому охрана окружающей среды должна обеспечиваться в целом ряде отраслей промышленности, связанных как с добычей нефти, так и с её транспортировкой, переработкой и использованием.

На стадии *добычи* в настоящее время актуальна задача повышения эффективности использования существующих месторождений с целью наиболее полного извлечения нефти из недр. Чтобы повысить нефтеотдачу, применяются методы подачи в нефтяные пласты воды и различных растворов. Это позволяет обеспечивать высокий уровень добычи без необходимости освоения новых месторождений.

Экологически безопасная *переработка* нефти должна быть безотходной. Это касается в первую очередь глубокой переработки всех компонентов нефти в необходимые продукты. Эту проблему во многом решает совершенствование технологии производства. Кроме этого, нефте-

перерабатывающие предприятия оснащаются системами очистки (отстаивание, фильтрация, микробиологическая и химическая очистка сточных вод и др.).

Охрана окружающей среды на стадии *транспортировки* нефти связана с совершенствованием правил техники безопасности и разработкой методов очистки нефтяных ёмкостей (в основном танкеров) от остатков нефти во избежание попадания её в окружающую среду. Ликвидация последствий *чрезвычайных ситуаций* в случае загрязнения нефтью осуществляется с применением новейших научно-технических достижений (локализация зон загрязнений и последующий сбор нефти).

Большое значение для охраны окружающей среды имеет также разработка прогрессивных *энергосберегающих технологий*, позволяющих сократить потребление нефтепродуктов и тем самым снизить опасность и ущерб для окружающей среды.

Каждый из нас может внести свою лепту в эту деятельность, просто не забыв выключить свет, когда он не нужен, отменив неактуальную поездку на автомобиле и т. д. Осознавая масштабы деятельности человека, в том числе в использовании нефти, важно понять, что сохранение нашей замечательной планеты — дело каждого из нас.

Вопросы и задания

1. Что такое природный газ и нефть? Из углеводородов каких классов они состоят? Какое значение имеют природный газ и нефть в нашей жизни?

2. В чём заключается первичная переработка нефти? Что такое нефтяные фракции?

3. Что такое вторичная переработка нефти? С какой целью она осуществляется?

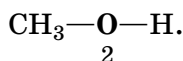
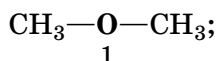
4. Что такое детонационная стойкость топлива? Как она согласуется с его октановым числом? Может ли октановое число быть больше 100?

5. Каковы основные направления охраны окружающей среды при нефтепереработке?

§ 31. В составе молекул — атомы кислорода. Строение молекул спиртов. Отравляющее действие метилового и этилового спиртов на организм человека. Ядовитый этиленгликоль и безобидный глицерин

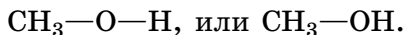
Рассмотрев углеводороды, мы переходим к изучению химии органических соединений, в состав молекул которых входят атомы других элементов. Начнём с кислорода.

Вернёмся к нашему «химическому конструктору». Как можно включить двухвалентный атом кислорода в состав органического соединения? Напрашиваются два способа: поместить атом кислорода между двумя атомами углерода или между атомами углерода и водорода:



Первое соединение относится к классу простых эфиров. В молекулах простых эфиров две углеводородные группы связаны между собой через атом кислорода. Представителем этого класса соединений является известный вам медицинский эфир $\text{C}_2\text{H}_5\text{—O—C}_2\text{H}_5$, который называется *диэтиловым эфиром* (объясните происхождение этого названия самостоятельно). Диэтиловый эфир — бесцветная жидкость с характерным запахом, имеет температуру кипения, равную 34 °С. Используется в медицине для местной анестезии.

Основное внимание мы уделим соединениям второго типа, которые называются *спиртами*. Запишем ещё раз формулу простейшего спирта:



Легко видеть, что молекула данного спирта состоит из метильной группы и группы —ОН, которая называется *гидроксильной группой*. Углеводородные группы могут быть и более сложного строения, но принадлежность соедине-

ния к классу спиртов определяется наличием в его молекуле именно гидроксильной группы. В молекуле спирта может быть и несколько гидроксильных групп. В связи с этим различают одно- и многоатомные спирты.

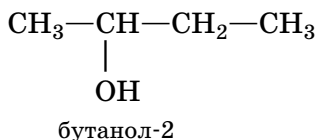
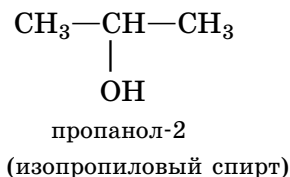
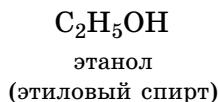
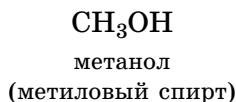
Очевидно, что спирт $\text{CH}_3\text{—OH}$ является одноатомным. Его название — *метиловый спирт*. Он представляет собой бесцветную жидкость с характерным спиртовым запахом и температурой кипения $64\text{ }^\circ\text{C}$. Метиловый спирт чрезвычайно ядовит. Смертельной дозой является примерно 50 г . Гораздо меньшего количества метилового спирта вполне достаточно для потери зрения. Но мы знаем, что есть вещества гораздо более ядовитые, смертельная доза которых составляет доли грамма. Особая опасность метилового спирта заключается в том, что он очень похож на свой ближайший гомолог — этиловый спирт, формула которого $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$ или $\text{C}_2\text{H}_5\text{—OH}$.

Этиловый спирт входит в состав алкогольных напитков. Это бесцветная жидкость с характерным запахом и температурой кипения $78\text{ }^\circ\text{C}$. Самый известный алкогольный напиток — водка — является 40% -ным водным раствором этилового спирта. К сожалению, многие люди злоупотребляют алкогольными напитками, нанося непоправимый вред своему здоровью. Но если злоупотребление этиловым спиртом приводит к тяжёлому заболеванию — алкоголизму, то даже незначительная доза метилового спирта — приводит к смерти или слепоте. А различить эти жидкости на глаз и по запаху невозможно — ведь это ближайшие гомологи, вещества, близкие по свойствам. Поэтому работа с метиловым спиртом требует особых мер предосторожности во избежание его попадания в руки, а затем и в организм случайных людей.

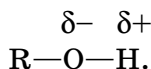
Напишем общую формулу гомологического ряда спиртов, к которому относятся метиловый и этиловый спирты: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{—OH}$.

Номенклатура спиртов. Названия предельных одноатомных спиртов состоят из названия соответствующего

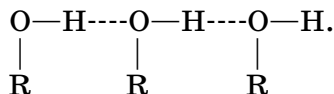
предельного углеводорода и суффикса *-ол* с номером атома углерода, к которому присоединена гидроксильная группа. Используются также тривиальные названия. **Примеры:**



Строение молекул спиртов. Многие физические и химические свойства спиртов обусловлены наличием гидроксильной группы, в которой связь $\text{O}-\text{H}$ является полярной вследствие высокой электроотрицательности кислорода. На атоме кислорода имеется частичный отрицательный заряд, а на атоме водорода гидроксильной группы — частичный положительный, вследствие чего этот атом водорода приобретает особые свойства:



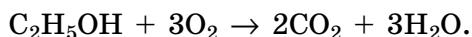
Например, в отличие от атомов водорода углеводородных групп он может принимать участие в образовании водородных связей:



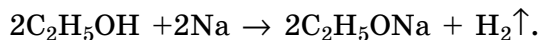
Физические свойства. Из-за наличия водородных связей взаимодействие между молекулами спиртов достаточно сильное. Поэтому при обычных условиях все спирты — жидкие или твёрдые вещества. Метанол, этанол, пропа-

нолы неограниченно смешиваются с водой, с увеличением числа атомов углерода в молекуле растворимость в воде падает. Спирты хорошо растворимы в органических растворителях.

Химические свойства. Рассмотрим некоторые химические свойства спиртов. Спирты горят, в этом вы убедились, зажигая спиртовку:



Многие химические свойства спиртов определяются наличием в их молекулах гидроксильной группы, атом водорода которой может замещаться на активный металл. В этом состоит ещё одно отличие атома водорода гидроксильной группы от атомов водорода углеводородных радикалов. Этиловый спирт взаимодействует с натрием, который вытесняет водород гидроксильной группы:

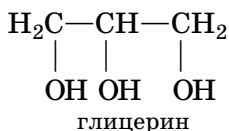
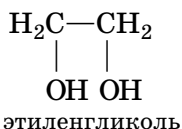


Спирты при этом проявляют слабые кислотные свойства, но они настолько слабы (слабее, чем у воды!), что их растворы не изменяют окраску индикаторов, а взаимодействие происходит только с самыми активными металлами — щелочными и щёлочноземельными.

У спиртов есть ещё целый ряд интересных химических свойств, которые будут рассмотрены в процессе дальнейшего изучения химии.

Одноатомные спирты применяются как растворители, а также реагенты в органическом синтезе при получении различных веществ. Этанол используется в пищевой промышленности. Метанол применяют в качестве топлива для гоночных мотоциклов.

В состав молекулы спирта может входить несколько гидроксильных групп. Напишем формулы простейших двух- и трёхатомного спиртов:



Казалось бы, что к одному атому углерода можно присоединить несколько гидроксильных групп. На самом деле это невозможно, так как соединения, в которых две гидроксильные группы связаны с одним атомом углерода, крайне неустойчивы. Поэтому молекула двухатомного спирта должна включать не менее двух атомов углерода, трёхатомного — трёх и т. д.

Простейший двухатомный спирт называется *этиленгликолем*, трёхатомный — *глицерином*. Эти вещества похожи друг на друга и представляют собой бесцветные вязкие жидкости с высокими температурами кипения, неограниченно смешивающиеся с водой.

С обоими этими веществами мы часто сталкиваемся в быту. Но нужно помнить, что, несмотря на внешнее сходство и подобие физических, а также химических свойств, физиологическое действие этих веществ совершенно разное. Этиленгликоль ядовит, тогда как глицерин нетоксичен и даже входит в состав некоторых напитков. Помимо этого глицерин используется в составе различных мазей, кремов и других косметических средств. Этиленгликоль применяется в качестве компонента незамерзающих жидкостей, использующихся в системах охлаждения автомобильных двигателей. Поэтому при хранении и использовании этих веществ, содержащих этиленгликоль, следует быть особенно осторожными.

Вопросы и задания

1. Напишите общую формулу гомологического ряда, к которому относятся метиловый и этиловый спирты. В чём заключается главная опасность этих спиртов для организма человека?

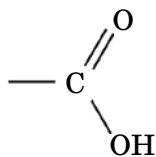
2. Что такое функциональная гидроксильная группа? Как её присутствие в составе молекул спиртов отражается на их химических свойствах?

3. Являются ли гомологами этиленгликоль и глицерин?

§ 32. Что такое столовый или винный уксус. Почему яблоки, лимоны и другие фрукты имеют кислый вкус. Карбоновые кислоты

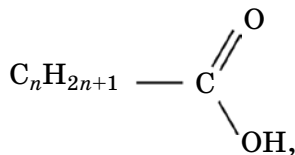
Из материала предыдущего параграфа вы познакомились со спиртами — органическими соединениями, молекулы которых включают гидроксильные группы, придающие спиртам новые свойства. Из-за образования водородных связей взаимодействие между молекулами спиртов по сравнению с углеводородами весьма значительное. У спиртов появились новые химические свойства: они имеют слабую кислотность, которая проявляется во взаимодействии с натрием. Напомним, что группы, которые придают веществам определённые химические свойства, называются *функциональными группами*. То есть гидроксильная группа в составе спиртов является функциональной группой.

В составе молекул органических соединений присутствуют и другие функциональные группы. Одна из важнейших — *карбоксильная*, в её состав входят два атома кислорода:



Формула карбоксильной группы в сокращённом виде —COOH.

Органические вещества, в состав молекул которых входят карбоксильные группы, называются *карбоновыми кислотами*. Число карбоксильных групп в молекуле карбоновой кислоты называется её *основностью*. Общая формула предельных одноосновных карбоновых кислот:



либо $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, а также RCOOH.

Температуры кипения карбоновых кислот даже выше, чем у спиртов с такой же молекулярной массой.

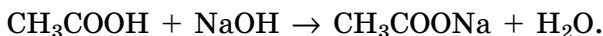
Рассмотрим важнейшие **химические свойства** карбоновых кислот. Связь О—Н карбоксильной группы намного полярнее, чем в молекулах спиртов, поэтому в водных растворах молекулы карбоновых кислот диссоциируют на катион водорода и анион кислотного остатка. Катион водорода является носителем кислотных свойств:



В отличие от спиртов водные растворы карбоновых кислот изменяют окраску индикаторов.

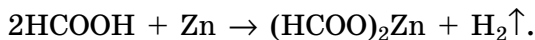
Карбоновые кислоты проявляют свойства, характерные для неорганических кислот. Эти свойства вам хорошо знакомы. Рассмотрим их и сравним со свойствами неорганических кислот.

Как и неорганические кислоты, карбоновые кислоты вступают в реакцию нейтрализации с основаниями, образуется соль карбоновой кислоты и вода:



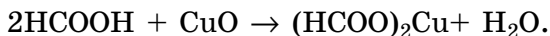
уксусноокислый натрий
(ацетат натрия)

Карбоновые кислоты взаимодействуют с активными металлами, расположенными в ряду напряжений до водорода:



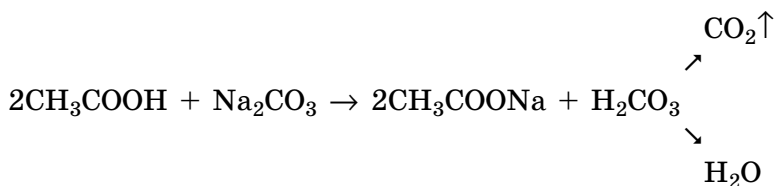
муравьиноокислый цинк
(формиат цинка)

Для карбоновых кислот характерно взаимодействие с оксидами металлов:

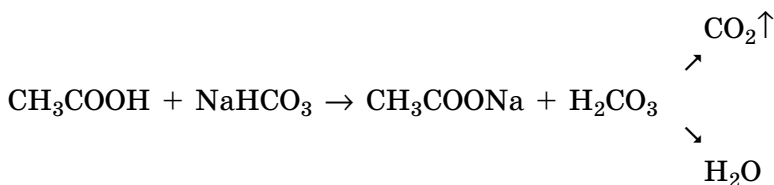


Как и обычные кислоты, карбоновые кислоты реагируют с солями более слабых кислот. Взаимодействие

с карбонатами — качественная реакция на карбоновые кислоты (выделение CO_2):



Эту реакцию часто осуществляют в быту. Во многих кулинарных рецептах так описывается приготовление разрыхлителя для теста: «берём соду, погашенную уксусом». Формула питьевой соды — NaHCO_3 . Уравнение реакции, которая при этом происходит:



Как видно, нахождение в составе молекулы органического соединения карбоксильной группы придаёт ему свойства настоящей кислоты. Несмотря на очевидную специфику, органическая химия имеет много общего с неорганической, поэтому очень важно понимать общие закономерности строения соединений и проследивать взаимосвязь между строением вещества и его свойствами.

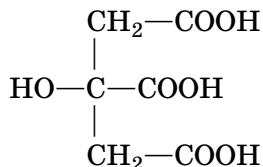
Название кислот связано со словом «кислый», потому что большинство кислот имеют кислый вкус. Ощущение кислотности связано с наличием в пробе ионов водорода, которые образуются в результате диссоциации карбоксильных групп кислот. Кислый вкус имеет не только столовый уксус, но и многие дары природы — лимоны, яблоки, клюква и др. Уксусная кислота образуется при неправильном хранении вина, «винный уксус» — это продукт переработки прокисшего вина.

Но не только уксусная кислота придаёт кислотность природным объектам. Простейшая двухосновная карбоновая кислота называется *щавелевой*:



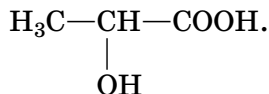
Щавелевая кислота содержится, естественно, в щавеле, особенно в старых листьях. В больших количествах она ядовита. Вдобавок, с ионами кальция она образует нерастворимую соль, которая называется щавелевокислым кальцием, или оксалатом кальция (уравнение реакции напишите самостоятельно). Этот процесс может происходить в организме человека, вызывая образование камней в почках и желчном пузыре.

В лимонах и многих других фруктах содержится *лимонная* кислота:



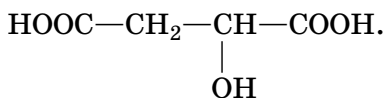
Молекула лимонной кислоты содержит три карбоксильные и одну гидроксильную группы.

Ещё одним примером природной кислоты, содержащей в молекуле карбоксильную и гидроксильную группы, является *молочная* кислота, образующаяся в молоке при его скисании:

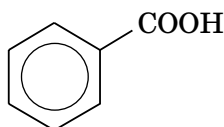


Молочная кислота является прекрасным природным консервантом, благодаря которому мы имеем замечательные кисломолочные продукты: простоквашу, кефир, творог, сыр и др.

Известна *яблочная* кислота, которая содержится в яблоках:



Клюква, по-белорусски *журавінка*, отличающаяся кислым вкусом, содержит, не клюквенную, а бензойную кислоту:



Бензойная кислота, в молекуле которой бензольное кольцо связано с карбоксильной группой, относится к ароматическим карбоновым кислотам. Она, как и молочная, является очень хорошим природным консервантом. Известно, что варенье из клюквы можно варить без сахара, оно не испортится благодаря бензойной кислоте, содержащейся в клюкве.

Мы познакомились с карбоновыми кислотами — важнейшим и обширным классом органических соединений. Карбоновые кислоты являются веществами, которые присутствуют во многих живых организмах и участвуют в их жизнедеятельности. Так мы постепенно подходим к познанию «тайны жизни» — веществам, из которых построены живые организмы. Вы скоро увидите, какую роль играют карбоновые кислоты и их производные в объектах живой природы.

Вопросы и задания

1. Что такое карбоксильная группа? Напишите формулы муравьиной и уксусной кислот, назовите их по систематической номенклатуре.

2. В тексте приведена структурная формула яблочной кислоты. Какова её основность?

3. В какой цвет окрашивает раствор уксусной кислоты лакмус, фенолфталеин и метилоранж?

4. Напишите уравнения реакции нейтрализации щавелевой кислоты гидроксидом кальция с образованием кислой и средней соли. Где может протекать подобный процесс? В чём его опасность?

§ 33. Практическая работа.

Сравнение химических свойств соляной и уксусной кислот. Исследование кислотности природных объектов

Вам выданы водный раствор уксусной кислоты и разбавленная соляная кислота. Осуществите взаимодействие каждой из кислот со следующими веществами: гидроксид натрия (в присутствии метилоранжа), оксид меди(II) (при небольшом нагревании), цинк, раствор соды. Сравните наблюдаемые явления и сделайте вывод об общности свойств неорганических и карбоновых кислот. Напишите уравнения протекающих реакций.

Испытайте растворами лакмуса, метилоранжа и индикаторной бумагой соки лимона, яблока, клюквы и других кислых плодов. Убедитесь в присутствии кислот в их составе.

Тот же опыт проведите с напитками «Фанта» и «Спрайт», также содержащими кислоты, но синтетического происхождения. Полезно ли для здоровья употреблять большие количества этих напитков?

§ 34. Без азота нет жизни.

Как вхождение азота в молекулу привело к белкам

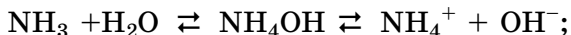
Мы познакомились с важнейшими классами кислородсодержащих органических соединений — спиртами и карбоновыми кислотами. Наличие в составе молекул этих соединений гидроксильных и карбоксильных групп привело к появлению кислотных свойств веществ. У спиртов эта кислотность проявлялась лишь в результате взаимо-

действия с активными металлами, такими как натрий, в то время как карбоновые кислоты являются самыми настоящими кислотами. То есть кислотность органическим соединениям отнюдь не чужда.

Возникает вопрос, а возможно ли проявление органическими веществами основных свойств? Обычно основность ассоциируется со щелочами, диссоциирующими в водных растворах на катионы металла и гидроксид-ионы:

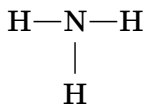


Казалось бы, в органике аналога основаниям найти нельзя, но вспомним об одном веществе, которое, будучи растворённым в воде, проявляет заметные основные свойства. Это аммиак. Раствор аммиака окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет, молекула аммиака в водном растворе образует катион аммония, способный выступать в качестве катиона в составе солей аммония, которые образуются при взаимодействии аммиака с кислотами:

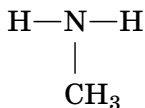


хлорид аммония

Структурная формула аммиака:



Как видно, азот трёхвалентен, водород одновалентен. Вспомним наш химический конструктор. А если один из атомов водорода заместить на метильную группу? Получится соединение, структурная формула которого следующая:

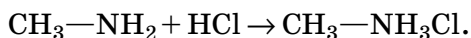


Такое соединение известно, оно имеет название *метиламин* и представляет собой бесцветный газ ($t_{\text{кип}} = -7,6 \text{ }^\circ\text{C}$) с резким запахом, напоминающим запах аммиака.

Метиламин является простейшим представителем азотсодержащих органических соединений. Его формулу можно записать следующим образом: $\text{CH}_3\text{—NH}_2$. Видно, что в состав молекулы входит углеводородная группа и группа —NH_2 , которая называется *аминогруппой*.

Органические соединения, в состав молекул которых входит аминогруппа, связанная с углеводородной группой, называются аминами.

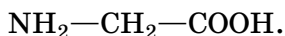
Амины являются производными аммиака, поэтому их свойства во многом похожи на свойства аммиака. Раствор метиламина в воде также окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет, он так же, как и аммиак, образует соли при взаимодействии с кислотами:



хлорид метиламмония

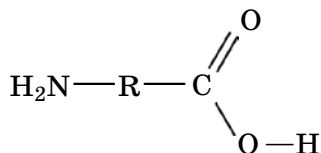
Таким образом, присутствие фрагмента молекулы аммиака в составе органических соединений приводит к появлению у них основных свойств.

Пойдём дальше. А если включить в состав органической молекулы группы, обладающие диаметрально противоположными свойствами, то есть и кислотными, и основными? Попробуем сконструировать такую молекулу. Для этого к атому углерода присоединим карбоксильную группу и аминогруппу:

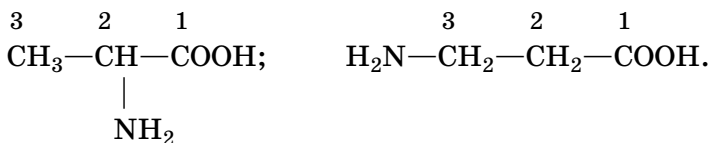


Получился «гибрид» карбоновой кислоты и амина. Такие соединения называются *аминокислотами*.

Аминокислоты — это органические вещества, молекулы которых содержат одновременно аминогруппу и карбоксильную группу. Общая формула:



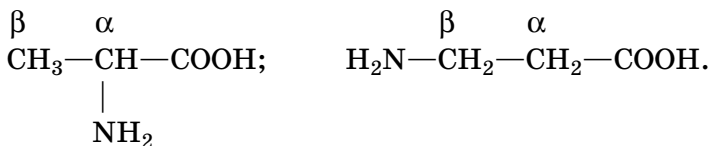
Номенклатура аминокислот. Название аминокислоты состоит из названия соответствующей кислоты с приставкой «амино», перед которой указан номер атома углерода главной цепи, у которого находится аминогруппа:



2-аминопропановая кислота

3-аминопропановая кислота

Кроме этого, используется номенклатура, в которой атомы углерода, обозначаются буквами греческого алфавита. При этом используется тривиальное название соответствующей карбоновой кислоты. Так, пропановая кислота называется пропионовой. Обозначение ведут от ближайшего к карбоксильной группе атома углерода:



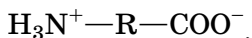
α -аминопропионовая кислота

β -аминопропионовая кислота

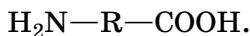
Некоторые аминокислоты имеют индивидуальные тривиальные названия, например: аминокусусная кислота — глицин; α -аминопропионовая кислота — аланин.

Физические свойства. Аминокислоты — бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимы в воде, многие из них имеют сладкий вкус.

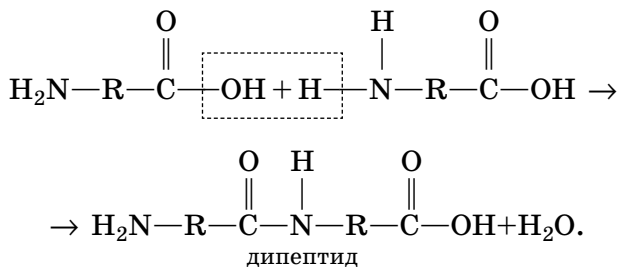
Рассмотрим некоторые *химические свойства* аминокислот. Поскольку молекулы аминокислот содержат одновременно карбоксильную и аминогруппу, им присущи свойства кислот и оснований, то есть аминокислоты являются *амфотерными органическими соединениями*. Растворы аминокислот не окрашивают индикаторы, так как кислотные и основные свойства взаимно компенсируются. Как это происходит? Оказывается, карбоксильная и аминогруппы нейтрализуют друг друга. Продукт внутренней нейтрализации аминокислот является биполярным ионом, то есть ионом, имеющим два полюса:



Именно в форме биполярного иона аминокислоты находятся в твёрдом состоянии и в водном растворе. Очевидно, раствор, содержащий такие ионы, будет нейтральным. Несмотря на то что аминокислоты в твёрдом состоянии и в водном растворе существуют в виде биполярного иона, их формулы часто записывают упрощённо:



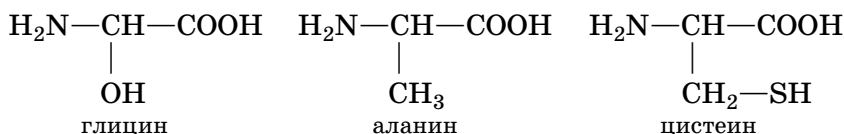
Важнейшим свойством аминокислот является их способность образовывать пептиды. Аминокислоты взаимодействуют между собой с отщеплением молекулы воды от двух молекул аминокислот:



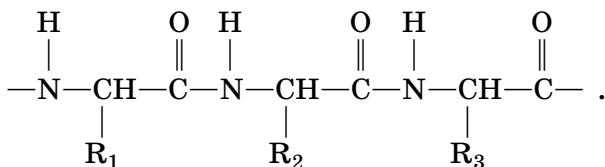
В результате образуется дипептид — вещество, молекула которого содержит два аминокислотных остатка, связанных между собой пептидной связью —CO—NH—. Дипептид может взаимодействовать со следующей молекулой аминокислоты с образованием трипептида и т. д.

Важность этого свойства связана с тем, что взаимодействие большого числа молекул аминокислот приводит к образованию белков, которые по своей химической принадлежности являются полипептидами.

Белки — вещества, из которых построены ткани живых организмов, молекулы гормонов, ферментов и других биологически активных веществ. Белки — это полипептиды, образованные некоторыми α-аминокислотами. Насчитывается двадцать основных аминокислот, образующих белки. **Примеры:**



Полипептидная цепь белков может включать многие тысячи аминокислотных остатков, причём каждый белок имеет строго определённую их последовательность. Последовательность аминокислотных остатков в макромолекуле белка называется *первичной* структурой белка:



Построение белковой молекулы из остатков α-аминокислот предполагает значительное насыщение полипептидной цепи пептидными группами, включающими электроотрицательные атомы азота и кислорода. Связь N—N пептидной группы полярная, следовательно, атом водорода

да данной группы может образовывать водородную связь с электроотрицательным атомом, в первую очередь с атомом кислорода группы $C=O$ другой пептидной связи. Это предполагает возможность формирования пространственной структуры полипептидной цепи за счёт многочисленных водородных связей между пептидными группами. Так образуется *вторичная* структура белка — полипептидная цепь принимает форму спирали, витки которой фиксируются водородными связями (рис. 17). Каждый виток включает три пептидные связи, которые образуют такое же число водородных связей с соседними витками. Полипептидная спираль может образовывать структуру ещё более высокого порядка — *третичную* — за счёт связывания отдельных фрагментов молекулы через взаимодействие функциональных групп радикалов R (рис. 18). Это могут быть как химические, так и водородные связи.

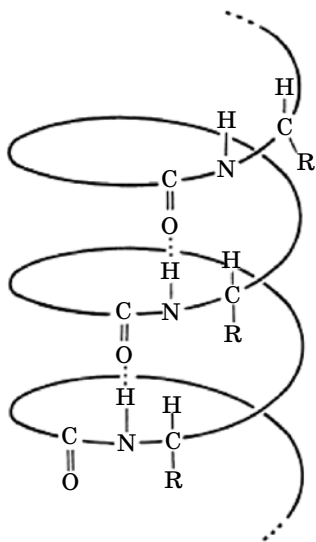


Рис. 17. Вторичная структура белка

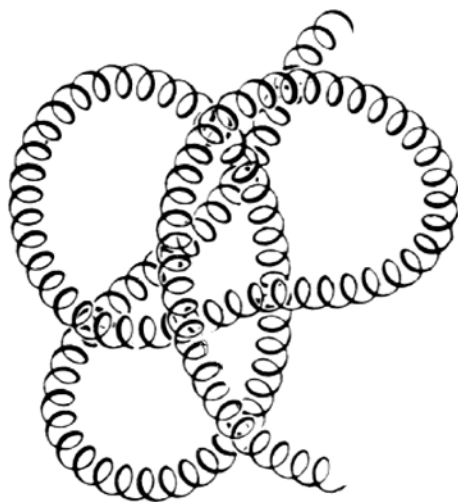


Рис. 18. Третичная структура белка

В образовании вторичной и третичной структур белка значителен вклад сил межмолекулярного взаимодействия. Эти силы намного слабее, чем химические связи, обеспечивающие первичную структуру. Но именно вторичная и третичная структуры придают белкам те свойства, которые делают их составляющими живых организмов. Вторичную и третичную структуры белка можно легко разрушить, просто нагревая белок, даже не очень сильно, или действуя на него растворами кислот или щелочей. Разрушение вторичной и третичной структур белка называется *денатурацией*. Этот процесс мы осуществляем, жаря яичницу либо отваривая яйца. Денатурированный, свернувшийся белок после этого можно лишь использовать в пищу, но цыплёнок из такого яйца уже не появится.

В заключение хочется отметить, что, осуществляя первоначальное знакомство с органической химией, мы прошли путь от простейших органических веществ — углеводов к белкам — объектам, структура которых включает несколько порядков сложности. В то же время эта структура весьма хрупкая, может быть легко разрушена, поэтому очень важно бережно относиться к чуду, название которому жизнь. Дальнейшее изучение органической химии и биологии позволит приоткрыть ещё много тайн в изучении живого мира, но жизнь настолько удивительна и многообразна, что познание её тайн так же бесконечно, как и она сама...

Вопросы и задания

1. Какие свойства проявляют органические соединения, содержащие аминокгруппу?
2. Что такое аминокислоты? Напишите общую формулу α -аминокислот.
3. Сколько различных дипептидов может образовываться в результате реакции между глицином и аланином? Напишите их структурные формулы.

4. В результате сжигания 3,045 г трипептида в кислороде было получено 1,755 г воды, 4,620 г углекислого газа и 504 см³ (н.у.) азота. Установите молекулярную формулу трипептида, если известно, что его молекула содержит три атома азота. Сколько изомерных трипептидов соответствует установленной вами молекулярной формуле? Приведите их структурные формулы. (Ответ: C₇H₁₃O₄N₃).

5. В чём заключается основная трудность исследования структуры белков?

6. Какова роль белков для живых организмов?

§ 35. Практическая работа. Денатурация и цветные реакции белков

Для опытов используйте водный раствор белка куриного яйца.

Исследуйте действие на него нагревания и разбавленной соляной кислоты. Наблюдается денатурация белка.

Цветные реакции

Биуретовая реакция. К 1—2 мл раствора белка прилейте равный объём разбавленного раствора щёлочи и несколько капель разбавленного бледно-голубого раствора медного купороса. Наблюдается красно-фиолетовое окрашивание.

Ксантопротеиновая реакция. К раствору белка добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Наблюдается жёлтое окрашивание. При попадании азотной кислоты на кожу на ней появляются такие же жёлтые пятна. Затем кожа отслаивается. Поэтому с кислотами необходимо обращаться очень осторожно.

В заключение приводим список дополнительных источников информации, включающий Интернет-ресурсы и рекомендуемую литературу. Надеемся, что знакомство с ними позволит вам узнать ещё много интересного и открыть много тайн при изучении химии.

Химические сайты

1. <http://inf.by/superhimiki>
<http://superhimiki.at.tut.by> Белорусская химическая олимпиада.
2. www.chem.msu.su Химический сайт Московского университета.
3. <http://alhimik.ru> Информационный сайт «Алхимик».
4. www.chemrar.ru Информационная система по химии.
5. <http://chemport.ru>
www.chemister.da.ru
www.chemdex.org Химические порталы.
6. <http://anchem.ru> Сайт химиков-аналитиков.
7. www.chem.isu.ru/leos Справочно-информационная система по органической химии.
8. <http://ychem.euro.ru> Юный химик.
9. www.webelements.com Периодическая таблица.
10. <http://pearl.lanl.gov> Периодическая таблица.
11. <http://iupac.org> Сайт ИЮПАК.
12. <http://olympiads.win.tue.nl> Международные олимпиады по разным предметам.
13. <http://olimp.distant.ru> Российские дистанционные олимпиады.
14. www.shef.ac.uk/chemistry/orbitron Орбитали.

Список литературы

1. *Колевич, Т. А.* Химия: пособие по общей и неорганической химии для учащихся лицея БГУ / Т. А. Колевич, Вад. Э. Матулис, Вит. Э. Матулис. — Минск : Издательский центр БГУ, 2007. — 231 с.
2. *Цветков, Л. С.* Органическая химия: учебник для 10 класса / Л. С. Цветков. — М. : Владос, 2002.
3. Химия-9, Химия-11: учебные пособия для общеобразовательной школы. — Минск : Народная асвета, 2001—2002.
4. *Хомченко, Г. П.* Химия: пособие для абитуриентов / Г. П. Хомченко. — М., 2000.
5. *Ахметов, Н. С.* Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. — М. : Химия, 1975, 2000.
6. *Глинка, И. Л.* Общая химия / И. Л. Глинка. — Л. : Химия, 1988.
7. Органическая химия / под ред. Н. А. Тюкавкиной. — М. : Медицина, 2000.
8. *Потапов, В. М.* Органическая химия. 10—11 класс / В. М. Потапов. — М. : Просвещение, 1991.
9. *Шабаров, Ю. С.* Органическая химия / Ю. С. Шабаров. — М. : Химия, 2000.

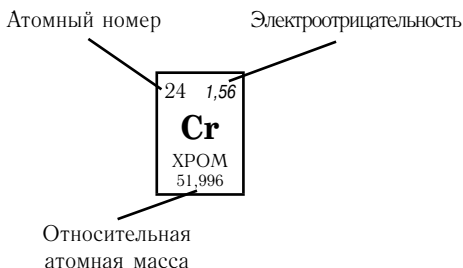
КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

ОКСИДЫ				ГИДРОКСИДЫ				СОЛИ
Металлов	Неметаллов		Основания		Амфотерные гидроксиды	Кислоты	Кислоты	
Основные Амфотерные	Солеобразующие		Сильные (щёлочи)	Слабые				
	Кислотные (ангидриды)	Несолеобразующие (NO, CO, N ₂ O)						
ВЗАИМОДЕЙСТВУЮТ СО СЛЕДУЮЩИМИ ВЕЩЕСТВАМИ								
Кислоты	Щёлочи		Кислоты			Основания и амфотерные гидроксиды	Кислоты (более сильные)	
Кислотные оксиды	Основные и амфотерные оксиды		Кислотные и амфотерные оксиды		Щёлочи	Основные и амфотерные оксиды	Щёлочи (реакция обмена)	
H ₂ O (только оксиды щелочных и щёлочно-земельных металлов)	H ₂ O (кроме SiO ₂)		Амфотерные гидроксиды			Соли (более слабых кислот)	Кислотные оксиды	
Щёлочи			Соли (реакция обмена)			Металлы (до водорода)	Соли (реакция обмена)	
			Разлагаются при нагревании (кроме NaOH и KOH)			Аммиак	Металлы (более активные)	
							Разл. при нагревании (карбонаты, нитраты)	

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ

	1	2
	IA	IIA
1	1 2,20 H ВОДОРОД 1,00794	
2	3 0,97 Li ЛИТИЙ 6,941	4 1,47 Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122
3	11 1,01 Na НАТРИЙ 22,9898	12 1,23 Mg МАГНИЙ 24,305
4	19 0,91 K КАЛИЙ 39,0983	20 1,04 Ca КАЛЬЦИЙ 40,078
5	37 0,89 Rb РУБИДИЙ 85,468	38 0,99 Sr СТРОНЦИЙ 87,62
6	55 0,86 Cs ЦЕЗИЙ 132,905	56 0,97 Ba БАРИЙ 137,33
7	87 0,86 Fr ФРАНЦИЙ [223]	88 0,97 Ra РАДИЙ [226]

3	4	5	6	7	8	9
IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIIB	



21 1,20 Sc СКАНДИЙ 44,956	22 1,32 Ti ТИТАН 47,87	23 1,45 V ВАНАДИЙ 50,942	24 1,56 Cr ХРОМ 51,996	25 1,60 Mn МАРГАНЕЦ 54,938	26 1,64 Fe ЖЕЛЕЗО 55,845	27 1,70 Co КОБАЛЬТ 58,933
39 1,11 Y ИТРИЙ 88,906	40 1,22 Zr ЦИРКОНИЙ 91,224	41 1,23 Nb НИОБИЙ 92,906	42 1,30 Mo МОЛИБДЕН 95,94	43 1,36 Tc ТЕХНЕЦИЙ [98]	44 1,42 Ru РУДИЙ 101,07	45 1,45 Rh РОДИЙ 102,905
71 1,14 Lu ЛОЦИЙ 174,967	72 1,23 Hf ГАФНИЙ 178,49	73 1,33 Ta ТАНТАЛ 180,948	74 1,40 W ВОЛЬФРАМ 183,84	75 1,46 Re РЕНИЙ 186,207	76 1,52 Os ОСМИЙ 190,23	77 1,55 Ir ИРИДИЙ 192,22
103 1,20 Lr ЛОЕНЦИЙ [262]	104 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	105 Db ДУБНИЙ [262]	106 Sg СИБОРИЙ [266]	107 Bh БОРИЙ [264]	108 Hs ХАССИЙ [269]	109 Mt МЕНДЕНДИЙ [268]

*ЛАНТАНОИДЫ

57 1,08 La ЛАНТАН 138,906	58 1,06 Ce ЦЕРИЙ 140,115	59 1,07 Pr ПРАЗОДИМ 140,907	60 1,07 Nd НЕОДИМ 144,24	61 1,07 Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62 1,07 Sm САМАРИЙ 150,36	63 1,01 Eu ЕВРОПИЙ 151,965
---	--	---	--	---	---	--

**АКТИНОИДЫ

89 1,00 Ac АКТИНИЙ [227]	90 1,11 Th ТОРИЙ 232,038	91 1,14 Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,036	92 1,22 U УРАН 238,028	93 1,22 Np НЕПТУНИЙ [237]	94 1,22 Pu ПУМПИНИЙ [244]	95 1,20 Am АМЕРИЦИЙ [243]
--	--	--	--	---	---	---

ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IB	IIВ	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
								2 5,50 He ГЕЛИЙ 4,0026
			5 2,01 B БОР 10,811	6 2,50 C УГЛЕРОД 12,011	7 3,07 N АЗОТ 14,007	8 3,50 O КИСЛОРОД 15,9994	9 4,10 F ФТОР 18,9984	10 4,84 Ne НЕОН 20,1797
			13 1,47 Al АЛЮМИНИЙ 26,9815	14 1,74 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 2,06 P ФОСФОР 30,9738	16 2,44 S СЕРА 32,066	17 2,83 Cl ХЛОР 35,453	18 3,20 Ar АРГОН 39,948
28 1,75 Ni НИКЕЛЬ 58,693	29 1,75 Cu МЕДЬ 63,546	30 1,66 Zn ЦИНК 65,39	31 1,82 Ga ГАЛЛИЙ 69,723	32 2,02 Ge ГЕРМАНИЙ 72,61	33 2,20 As МЫШЬЯК 74,922	34 2,48 Se СЕЛЕН 78,96	35 2,74 Br БРОМ 79,904	36 2,94 Kr КРИПТОН 83,80
46 1,35 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,42	47 1,42 Ag СЕРЕБРО 107,868	48 1,46 Cd КАДМИЙ 112,411	49 1,49 In ИНДИЙ 114,82	50 1,72 Sn ОЛОВО 118,71	51 1,82 Sb СУРЬМА 121,76	52 2,01 Te ТЕЛЛУР 127,60	52 2,21 I ИОД 126,904	54 2,40 Xe КСЕНОН 131,29
78 1,44 Pt ПЛАТИНА 195,078	79 1,42 Au ЗОЛОТО 196,967	80 1,44 Hg РТУТЬ 200,59	81 1,44 Tl ТАЛЛИЙ 204,383	82 1,55 Pb СВИНЕЦ 207,2	83 1,67 Bi ВИСМУТ 208,980	84 1,76 Po ПОЛОНИЙ [209]	85 1,96 At АСТАТ [210]	86 2,06 Rn РАДОН [222]
110 Ds ДАРСМШЛАДИЙ [271]	111 Rg РЕНПЕНДИЙ [272]	112 (Uub) [285]	113 (Uut) [284]	114 (Uuq) [289]	115 (Uup) [288]	116 (Uuh) [292]		118 (Uuo) [293]
64 1,11 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 1,10 Tb ТЕРБИЙ 158,925	66 1,10 Dy ДИТРОЗИЙ 162,5	67 1,10 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 1,11 Er ЭРБИЙ 167,26	69 1,11 Tm ТУЛИЙ 168,934	70 1,06 Yb ИПЕРБИЙ 173,04		
96 1,20 Cm КЮРИЙ [247]	97 1,20 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 1,20 Cf КАЛИФОРНИЙ [251]	99 1,20 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]	100 1,20 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 1,20 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 1,20 No НОБЕЛИЙ [259]		

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ (при 20 °С)

Анионы	Катионы													Сильные основания (щелочи)	Слабые основания				
	K ⁺	Na ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Pb ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺			Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	H ⁺
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	—	Н	Р	Р	—	Р	
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Н	М	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н	М	Н	—	—	—	—	—	Р	
F ⁻	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	Р	М	Р	Р	—	М	Р	М	Р	Р	
HCOO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	—	—	М	
S ²⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	—	М	
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	—	—	Н	
OH ⁻	Р	Р	Р	М	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Р	
	Сильные основания (щелочи)													Слабые основания					

Р — растворима (более 1 г на 100 г воды) **М** — малорастворима (от 0,1 г до 1 г на 100 г воды) **Н** — нерастворима (менее 0,1 г на 100 г воды) — — не существует в водном растворе

РЯД СТАНДАРТНЫХ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОВ МЕТАЛЛОВ

Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Fe ³⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺
-3,045	-2,924	-2,866	-2,714	-2,363	-1,663	-0,763	-0,744	-0,447	-0,257	-0,136	-0,126	-0,037	0,000	0,339	0,799	0,854	1,188	1,498

КРАТКИЕ СВЕДЕНИЯ ИЗ ФИЗИКИ И МАТЕМАТИКИ

Постоянная Авогадро $N_A = 6,021367 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ — число структурных единиц (атомов, молекул, формульных единиц) в веществе количеством 1 моль.

Элементарный электрический заряд

$$e = 1,6021773 \cdot 10^{-19} \text{ Кл} \text{ — заряд электрона.}$$

Постоянная Фарадея $F = 96485,309$ Кл/моль — произведение постоянной Авогадро на элементарный электрический заряд.

Атомная единица массы (а.е.м.)

$$m_u = 1,6605402 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \text{ — } 1/12 \text{ часть массы нуклида } {}_6^{12}\text{C}.$$

Массы покоя: электрона $m_e = 9,1093897 \cdot 10^{-31}$ кг;

протона $m_p = 1,6726231 \cdot 10^{-27}$ кг;

нейтрона $m_n = 1,6749286 \cdot 10^{-27}$ кг.

Скорость света в вакууме $c = 299792458 \cdot 10^8$ м·с⁻¹.

Постоянная Планка $h = 6,6260755 \cdot 10^{-34}$ Дж·с.

Объём одного моля идеального газа при нормальных условиях (н.у.)

$$V_m = 22,41410 \text{ л/моль.}$$

Нормальные условия: $T_0 = 273,15$ К ($t_0 = 0$ °С);

$$p_0 = 101325 \text{ Па.}$$

Универсальная газовая постоянная

$$R = 8,314510 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}.$$

Стандартные условия: $T = 298,15$ К ($t_0 = 25$ °С);

$$p = 10^5 \text{ Па (1 бар);}$$

$$n = 1 \text{ моль.}$$

Максимальная плотность воды (3,98 С) 0,999973 г/мл.

Десятичные приставки

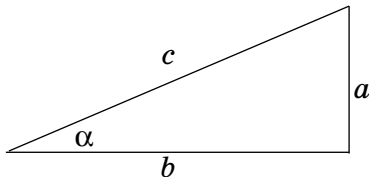
пета	10^{15}	деци	10^{-1}
тера	10^{12}	санти	10^{-2}
гига	10^9	милли	10^{-3}
мега	10^6	микро	10^{-6}
кило	10^3	нано	10^{-9}
гекто	10^2	пико	10^{-12}
дека	10^1	фемто	10^{-15}

Формула для нахождения корней квадратного уравнения

$$ax^2 + bx + c = 0;$$

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}.$$

Прямоугольный треугольник



$$\sin \alpha = \frac{a}{c}; \quad \cos \alpha = \frac{b}{c}; \quad \operatorname{tg} \alpha = \frac{a}{b}; \quad \operatorname{ctg} \alpha = \frac{b}{a}.$$

Теорема Пифагора: $a^2 + b^2 = c^2$.

Десятичные логарифмы: $\log_{10} N = \lg N$.

Натуральные логарифмы: $\log_e N = \ln N$.

$$e = \lim_{n \rightarrow \infty} \left(1 + \frac{1}{n}\right)^n = 2,718281828.$$

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ ИЗВЕСТНЫ ВСЕМ. РАССМОТРИМ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ	4
§ 1. Отличие простых веществ от химических элементов. Почему химические элементы делятся на металлы и неметаллы. Положение неметаллов в периодической системе Д. И. Менделеева	4
§ 2. Неметаллы в природе и в нашей жизни. Агрегатные состояния неметаллов. Взаимосвязь между строением и физическими свойствами неметаллов.....	13
§ 3. Галогены — самые «неметаллические» неметаллы. Сравнение физических свойств и окислительной активности галогенов. Вытеснение активными галогенами менее активных из растворов их солей.....	18
§ 4. Что такое «соляной спирт» и как он взаимодействует с ляписом. Галогеноводородные кислоты и их соли	24
§ 5. Животворящий кислород и противоречивый озон. Состав и строение молекул кислорода и озона. Сравнение физических и химических свойств аллотропных модификаций кислорода. Пероксид водорода и озон — источники атомарного кислорода	33
§ 6. Почему, несмотря на высокую химическую активность, кислород в нашей атмосфере не заканчивается. Получение кислорода в лаборатории. Принципы получения кислорода из воздуха	39

§ 7. Аллотропные модификации серы. Сера в природе. Добыча серы подземной выплавкой	41
§ 8. Серная кислота и сульфаты. Серная кислота — «хлеб химической промышленности»	47
§ 9. Азот — основной компонент атмосферного воздуха. Свойства азота	54
§ 10. Обязательный компонент любой аптечки — нашатырный спирт. Аммиак. Применение аммиака и солей аммония	58
§ 11. Селитры — соли азотной кислоты	65
§ 12. Зачем Лавуазье сжёг алмаз. Аллотропные модификации углерода	71
§ 13. Углерод и кремний — основа современных материалов для микроэлектроники. Соединения углерода и кремния в быту	75
ВВЕДЕНИЕ В «ХИМИЮ ЖИВОГО» — ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ	82
§ 14. Что изучает органическая химия.	82
§ 15. Почему углерод образует больше соединений, чем все остальные элементы, вместе взятые.	84
16. Структурные формулы — язык органической химии. Оказывается, даже мельчайшие частицы — молекулы — имеют определённую форму. Пространственное строение молекул простейших органических соединений	87
§ 17. Изомерия — важнейшая причина многообразия органических соединений. Алканы	92

§ 18. Практическая работа. Изготовление шаро- стержневых моделей молекул	95
§ 19. Почему органическая химия ставила в ту- пик выдающихся химиков прошлого. Теория строе- ния органических соединений	96
§ 20. Алканы — «каркасы» органических соеди- нений. Закономерности их строения и физических свойств	101
§ 21. Практическая работа. Построение моделей молекул органических веществ на компьютере.....	107
§ 22. Как назвать каждое из бесчисленного мно- жества веществ. Химическая номенклатура и фи- лология	108
§ 23. Химические свойства алканов. Как правиль- но топить печь.	117
§ 24. Как учёные устанавливают химическую формулу алкана. Вывод формул органических соеди- нений	121
§ 25. Практическая работа. Качественное опреде- ление углерода и водорода в органических веще- ствах.	127
§ 26. Углеводородная цепь может быть не только линейной, но и циклической. Циклоалканы	128
§ 27. Как образуется двойная связь между атома- ми углерода. Алкены	134
§ 28. Химические свойства этилена. Этилен — вещество, из которого получают полиэтиленовую плёнку.....	141

§ 29. Продолжаем «конструировать» молекулы органических веществ. Ацетилен и бензол.....	143
§ 30. Человек не может обходиться без пищи, а человечество — без нефти и газа. Природный газ и нефть. Переработка нефти. Как разобраться в марках бензина. Октановое число.....	150
§ 31. В составе молекул — атомы кислорода. Строение молекул спиртов. Отравляющее действие метилового и этилового спиртов на организм человека. Ядовитый этиленгликоль и безобидный глицерин	157
§ 32. Что такое столовый или винный уксус. Почему яблоки, лимоны и другие фрукты имеют кислый вкус. Карбоновые кислоты	162
§ 33. Практическая работа. Сравнение химических свойств соляной и уксусной кислот. Исследование кислотности природных объектов	168
§ 34. Без азота нет жизни. Как вхождение азота в молекулу привело к белкам	168
§ 35. Практическая работа. Денатурация и цветные реакции белков.....	176
Химические сайты	177
Список литературы	178

ПРИЛОЖЕНИЯ

Классы неорганических соединений и их основные химические свойства	179
--	-----

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	180
Таблица растворимости солей, кислот и основ- ний в воде (при 20 °С)	182
Ряд стандартных электронных потенциалов ме- таллов	182
Краткие сведения из физики и математики.....	183

ДЛЯ ЗАМЕТОК

ДЛЯ ЗАМЕТОК

Учебное издание

Колевич Татьяна Александровна
Матулис Вадим Эдвардович
Матулис Виталий Эдвардович

Продолжаем открывать тайны вещества

9 класс

Пособие для учащихся учреждений
общего среднего образования
с белорусским и русским языками обучения

2-е издание

Редактор	<i>Т. К. Слаута</i>
Компьютерный набор	<i>И. В. Дашкевич</i>
Компьютерная вёрстка	<i>И. В. Дашкевич</i>
Корректор	<i>Т. К. Слаута</i>

Подписано в печать 12.03.2014 г. Формат 60×84^{1/16}.
Бумага офсетная № 1. Печать офсетная. Усл. печ. л. 11,16.
Уч.-изд. л. 6,8. Тираж 800 экз. Заказ № 27.

Издатель и полиграфическое исполнение:
РУП «Издательство “Адукацыя і выхаванне”».
Свидетельство о государственной регистрации
издателя, изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/19 от 02.08.2013.
№ 2/17 от 26.11.2013.
Ул. Будённого, 21, 220070, г. Минск.