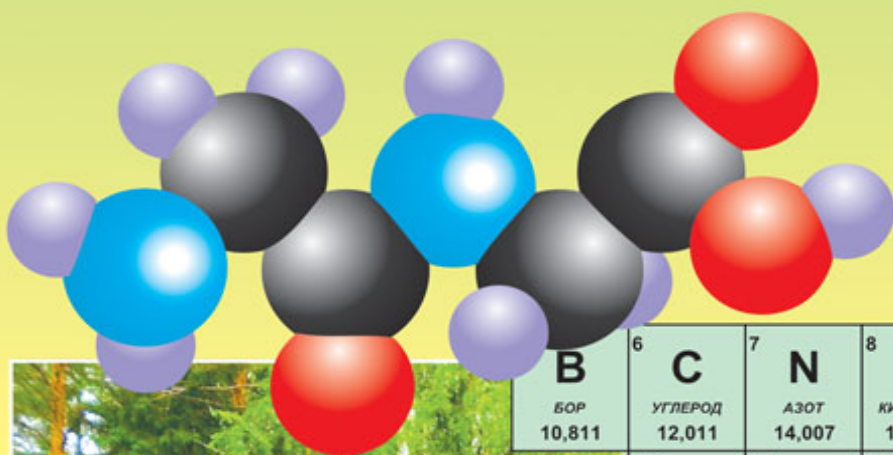


ХИМИЯ

9



	B БОР 10,811	C УГЛЕРОД 12,011	N АЗОТ 14,007	O КИСЛОРОД 15,9994	F ФТОР 18,9984	² He ГЕЛИЙ 4,0026
		Si КРЕМНИЙ 28,086	P ФОСФОР 30,9738	S СЕРА 32,066	Cl ХЛОР 35,452	Ne НЕОН 20,1797
			As МЫШЬЯК 74,922	Se СЕЛЕН 78,96	Br БРОМ 79,904	Ar АРГОН 39,948
				Te ТЕЛЛУР 127,60	Kr КРИПТОН 83,80	
				I ИОД 126,904	Xe КСЕНОН 131,29	
				At АСТАТ [210]	Rn РАДОН [222]	
						¹¹⁸ (Uuo) [293]

ХИМИЯ

Учебник для 9 класса
учреждений общего среднего образования
с русским языком обучения

*Утверждено
Министерством образования
Республики Беларусь*

3-е издание, пересмотренное и дополненное

Минск «Народная асвета» 2012

Правообладатель Народная асвета

УДК 54(075.3=161.1)

ББК 24я721

X46

Авторы:

Е. И. Василевская, А. П. Ельницкий, Е. И. Шарапа, И. Е. Шиманович

Рецензенты:

кафедра общей, неорганической, физической и коллоидной химии учреждения образования «Витебский государственный ордена Дружбы народов медицинский университет» (доктор фармацевтических наук, профессор, заведующий кафедрой *В. П. Хейдоров*); кафедра органической химии учреждения образования «Витебский государственный ордена Дружбы народов медицинский университет» (кандидат биологических наук, доцент, заведующий кафедрой *Л. Г. Гидранович*)

Химия : учеб. для 9-го кл. учреждений общ. сред. образования с рус. яз. обучения / Е. И. Василевская [и др.]. — 3-е изд., пересмотр. и доп. — Минск : Нар. асвета, 2012. — 240 с. : ил.

ISBN 978-985-03-1790-2.

Предыдущие издания под названием «Химия, 10» вышли в 2006—2007 гг.

УДК 54(075.3=161.1)

ББК 24я721

Учебное издание

Василевская Елена Ивановна **Ельницкий** Аркадий Петрович
Шарапа Елена Ивановна **Шиманович** Игорь Евгеньевич

ХИМИЯ

Учебник для 9 класса учреждений
общего среднего образования с русским языком обучения

3-е издание, пересмотренное и дополненное

Зав. редакцией *В. Г. Бехтина*. Редактор *Л. В. Гринкевич*. Оформление *В. В. Маханько*. Художественный редактор *Л. В. Павленко*. Технический редактор *Г. А. Дудко*. Компьютерная верстка *Г. А. Дудко, М. И. Чепловодской*. Корректоры *Д. Р. Лосик, Е. И. Даниленко, В. С. Бабеня, А. В. Алешко*.

Подписано в печать 21.05.2012. Формат 70 x 90¹/₁₆. Бумага офсетная. Гарнитура литературная. Офсетная печать. Усл. печ. л. 17,55 + 0,29 форз. Уч.-изд. л. 13,63 + 0,37 форз. Тираж 95 865 экз.

Заказ

Издательское республиканское унитарное предприятие «Народная асвета»

Министерства информации Республики Беларусь.

ЛИ 02330/0494083 от 03.02.2009. Пр. Победителей, 11, 220004, Минск.

ОАО «Полиграфкомбинат им. Я. Коласа».

ЛП № 02330/0150496 от 11.03.2009. Ул. Корженевского, 20, 220024, Минск.

ISBN 978-985-03-1790-2

© Оформление. УП «Народная асвета», 2012

Правообладатель Народная асвета

Дорогие друзья!

Вы продолжаете свое путешествие в удивительную страну под названием Химия, основы языка которой вы уже освоили, узнали о различных химических веществах и их свойствах, а главное, поняли, что химия — это наука о химических превращениях веществ, которая изучает прежде всего самые разнообразные химические реакции.

В 8-м классе вы познакомились с периодическим законом — основой современной химии, всего естествознания, научились пользоваться периодической системой химических элементов. Эти знания вместе с представлениями о строении атомов, полученными вами при изучении курсов физики и химии, помогли понять основы теории строения веществ: что такое химическая связь, как влияет строение веществ на их свойства.

Вы уже знаете, что все химические элементы делятся на металлы и неметаллы. В 9-м классе вы будете более подробно рассматривать химию неметаллов, физические и химические свойства образуемых ими простых веществ и важнейших соединений, их применение в жизни и деятельности человека.

В этом учебном году вы также познакомитесь с новым для вас разделом химии — органической химией, которая изучает органические вещества. К органическим относятся вещества, которые обязательно содержат в своем составе углерод. Таких веществ, природных и полученных химическим путем, более 60 млн, некоторые из них вам знакомы из повседневной жизни, например глюкоза, сахароза, крахмал, уксусная и лимонная кислоты, метан, полиэтилен, капрон, нейлон и др.

Новые термины, понятия, определения в учебнике выделены знаком и цветом, выводы приведены на цветном фоне.

Рисунки помогут нагляднее представить строение различных веществ, их свойства и области применения, а также химические процессы, о которых идет речь в тексте. Информация в таблицах носит справочный характер и, как правило, не предназначена для запоминания. В конце параграфов имеются выводы. Проверьте, насколько вы их усвоили и можете повторить.

Кроме основного текста, в параграфах имеется рубрика «Интересно знать». В ней приводятся интересные факты из истории развития химии, о нахождении веществ в природе и их использовании.

После каждого параграфа предлагаются вопросы, задания и расчетные задачи, предназначенные для самостоятельной работы. Выполнение этих заданий будет содействовать более качественному усвоению содержания учебного предмета.

Изучение школьного курса химии предусматривает выполнение лабораторных опытов и практических работ. Инструкции, необходимые для их выполнения, приведены в учебнике.

В книге есть предметный указатель, с помощью которого вы сможете быстро отыскать необходимую вам информацию. На все расчетные задачи даны ответы.

В учебнике вы встретите следующие условные обозначения:



— определения и правила;



— интересно знать.

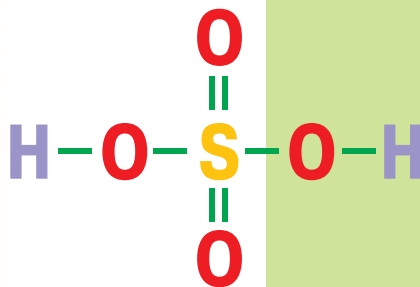
Помните: приобретенные знания пригодятся вам не только для успешного изучения химии и других разделов естествознания в старших классах школы, но и в повседневной жизни, будущей трудовой деятельности.

Желаем вам успехов в изучении химии!

Авторы

НЕМЕТАЛЛЫ

Вы познакомитесь
с основными неметаллами;
узнаете об их нахождении
в природе и биологическом
значении;
изучите физические
и химические свойства,
способы получения
и области применения
простых веществ
и важнейших соединений.



§ 1. Общая характеристика неметаллов

В курсе химии 7-го и 8-го классов вы уже познакомились со многими элементами неметаллами и их соединениями. Наиболее известны неметаллы — водород, кислород и их соединение — вода.

Традиционное деление элементов на *металлы* и *неметаллы* исторически возникло из-за того, что простые вещества, образованные атомами элементов металлов, как правило, находятся в твердом состоянии и проявляют металлические свойства (блеск, высокую тепло- и электропроводность, ковкость, пластичность и т. д.), а простые вещества, образованные атомами элементов неметаллов, этими свойствами при обычных условиях не обладают.

Положение в периодической системе

К **неметаллам** относятся 23 химических элемента из 118 известных на сегодняшний день. Все неметаллы являются элементами главных групп, т. е. А-групп. В периодической системе граница между металлами и неметаллами проходит по ступенчатой линии в направлении от бора В к элементу с атомным номером 118. Элементы, расположенные справа от этой линии в IIIA—VIIIA-группах, являются неметаллами. К ним относится и водород Н, который обычно располагают в IA-группе, но часто его помещают и в VIIA-группу (рис. 1).

Наиболее типичными неметаллами являются 10 элементов: водород Н, кислород О, углерод С, азот N, фосфор Р, сера S, а также *галогены* — фтор F, хлор Cl, бром Br и иод I. Шесть неметаллов — это так называемые *благородные газы*: гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn.

Элементы, расположенные вдоль условной разграничительной линии: бор В, кремний Si, германий Ge, мышьяк As, селен Se, теллур Te и аstat At,

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ							
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	₁ H						(₁ H)	₂ He
2			₅ B	₆ C	₇ N	₈ O	₉ F	₁₀ Ne
3				₁₄ Si	₁₅ P	₁₆ S	₁₇ Cl	₁₈ Ar
4					₃₃ As	₃₄ Se	₃₅ Br	₃₆ Kr
5						₅₂ Te	₅₃ I	₅₄ Xe
6							₈₅ At	₈₆ Rn
7								₁₁₈ (Uuo)

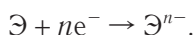
Рис. 1. Положение неметаллов в периодической системе химических элементов

относятся к неметаллам, но могут проявлять и некоторые металлические свойства. Эти элементы иногда называют *полуметаллами*.

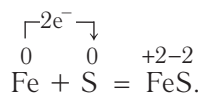
Электронное строение атомов неметаллов

У атомов большинства неметаллов (кроме водорода, гелия и бора) на внешнем электронном слое (электронной оболочке) находится сравнительно много электронов: от 4 до 8. Число электронов на внешнем электронном слое атомов неметаллов равно численному значению номера А-группы. Например, углерод и кремний, элементы IVA-группы, содержат на внешнем электронном слое по 4 электрона (рис. 2), а азот и фосфор, элементы VA-группы, — по 5 электронов (рис. 3).

Электроотрицательность неметаллов выше электроотрицательности металлов. Электроны внешнего электронного слоя у атомов неметаллов прочно связаны с ядром, поэтому наиболее характерным свойством атомов неметаллов является их способность присоединять электроны для завершения внешнего электронного слоя. Это соответствует более устойчивому восьмиэлектронному состоянию атомов неметаллов. Если обозначить атом химического элемента буквой Э, то процесс присоединения электронов можно записать так:



При взаимодействии с атомами металлов и водорода атомы неметаллов обычно выступают в качестве **окислителей** (т. е. присоединяют электроны). При этом образуются соединения, в которых неметаллы проявляют **отрицательную степень окисления**. Например, в сульфиде железа(II) FeS сера имеет степень окисления -2 :



В качестве **восстановителей** атомы неметаллов выступают при взаимодействии с атомами более электроотрицательных неметаллов. В образующихся

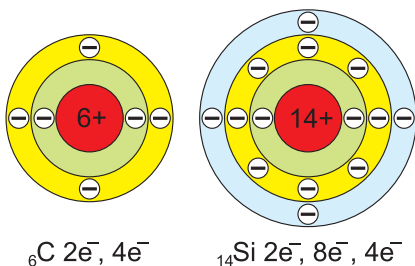


Рис. 2. Схема электронного строения атомов углерода и кремния

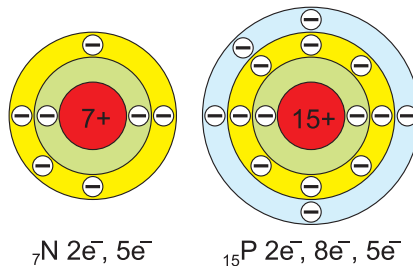
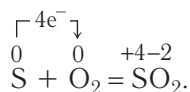


Рис. 3. Схема электронного строения атомов азота и фосфора

соединениях они проявляют **положительные степени окисления**. Например, в оксиде серы(IV) SO_2 сера имеет степень окисления +4:



Максимальная положительная степень окисления атома неметалла обычно численно равна номеру А-группы, в которой он находится в периодической системе (за исключением кислорода и фтора). Например, у углерода и кремния — +4 (CO_2 , SiF_4), у азота и фосфора — +5 (N_2O_5 , PCl_5), у хлора — +7 (Cl_2O_7) и т. д. Сера, являясь элементом VIA-группы, может проявлять максимальную положительную степень окисления +6 (SF_6 , SO_3).

Некоторые неметаллы проявляют несколько положительных степеней окисления. Например, азот, кроме максимальной (+5), может проявлять степени окисления +1, +2, +3 и +4 (N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2), а хлор, кроме степени окисления +7, — еще и +1, +3, +5 (Cl_2O , ClF_3 , ClF_5).

Минимальная отрицательная степень окисления атома неметалла равна разности: численное значение номера А-группы — 8. У азота и фосфора минимальная отрицательная степень окисления равна –3 (Na_3N , Mg_3P_2), у атомов галогенов — –1 (KCl), у серы — –2 (H_2S).

Неметаллы в природе

Несмотря на относительно небольшое число элементов неметаллов, их массовая доля в земной коре составляет почти 80 %, а во Вселенной достигает 99 % (в основном за счет водорода H и гелия He).

Живая материя также состоит в основном из соединений элементов неметаллов: углерода C, кислорода O, водорода H, азота N, фосфора P и серы S. Эти элементы часто называют **органогенными**, т. е. образующими живые организмы. Массовая доля органогенных элементов в животных и растительных организмах превышает 95 %. Многие другие элементы неметаллы, несмотря на их незначительное содержание в живых организмах, также относятся к жизненно необходимым, например: селен Se, бром Br, иод I.

Распространенность элементов неметаллов в земной коре существенно различается (рис. 4):

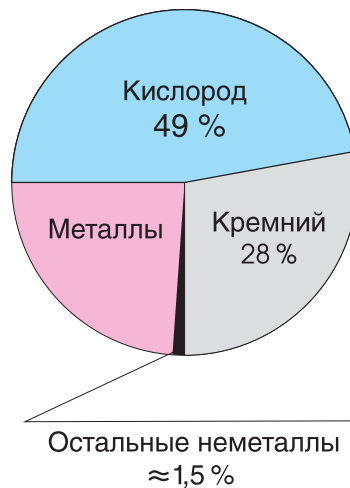


Рис. 4. Содержание элементов неметаллов в земной коре



Рис. 5. Грибы — природные накопители селена: а — съедобные грибы; б — несъедобные грибы

на долю кислорода приходится более 49 % массы земной коры, на долю кремния — около 28 %, а на долю таких неметаллов, как бром Br, иод I, селен Se, теллур Te и др., — лишь сотые доли процента массы земной коры.



В последние годы учеными установлено, что селен, масса которого в организме человека около 15 мг, оберегает клетки от вредного действия ультрафиолетового и радиоактивного облучения, способствует укреплению иммунной системы. Природными накопителями селена являются грибы (рис. 5). Например, лисички, опята и маслята содержат селен массой от 2 мг до 7 мг на 1 кг сухой массы, значительно больше этого элемента содержится в ядовитых грибах (бледной поганке, мухоморе). По мнению ученых, большие концентрации селена в грибах являются условием огромной скорости их роста: ведь грибы растут буквально на глазах. Однако следует помнить, что употребление продуктов, содержащих селен в количествах, больших 5 мг на 1 кг пищи, приводит к острому отравлению организма человека.

В природе неметаллы встречаются как в виде **простых веществ** (N_2 , O_2 и др.), так и в виде **сложных органических и неорганических соединений**. Большая часть неорганических веществ, содержащих неметаллы, входит в состав минералов и горных пород в виде *оксидов* (SiO_2 , Fe_2O_3 и др.), *сульфидов* (ZnS , FeS_2 и др.), *хлоридов* (KCl , $NaCl$ и др.), *солей кислородсодержащих кислот* — *сульфатов, карбонатов, силикатов, фосфатов* и др.

Все неметаллы являются элементами главных групп, т. е. А-групп, периодической системы.

Атомы неметаллов могут проявлять как отрицательные, так и положительные степени окисления.

Максимальная положительная степень окисления атома неметалла обычно численно равна номеру А-группы в периодической системе элементов.

Минимальная отрицательная степень окисления атома неметалла равна разности: численное значение номера А-группы — 8.

Вопросы и задания

1. Рассмотрите положение неметаллов в периодической системе химических элементов. Можно ли провести точную границу между металлами и неметаллами?
2. Составьте электронные схемы атомов кислорода и аргона.
3. Какие степени окисления могут проявлять неметаллы в своих соединениях? Определите степень окисления хлора в соединениях: KCl , Cl_2O_7 , KClO_3 ; азота — в соединениях: NH_3 , N_2O , KNO_3 .
4. Определите степени окисления атомов неметаллов в указанных соединениях: AlBr_3 , Na_2O , MgI_2 , P_2O_5 , H_2Se , SF_6 , PCl_3 , CaH_2 .
5. Укажите максимальную положительную и минимальную отрицательную степени окисления следующих неметаллов: P, Se, Br. Составьте формулы кислородных и водородных соединений неметаллов в этих степенях окисления.
6. Какие из неметаллов чаще всего встречаются: а) во Вселенной; б) в земной коре; в) в живых организмах?
7. В виде каких соединений неметаллы входят в состав минералов и горных пород?
8. Среди приведенных уравнений выберите уравнения окислительно-восстановительных реакций, укажите окислитель и восстановитель, а также составьте схемы перехода электронов от восстановителя к окислителю:
 - а) $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$;
 - б) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$;
 - в) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$.
9. Рассчитайте массу воды, образующейся при взрыве смеси водорода массой 2 г и кислорода массой 12 г.

§ 2. Простые вещества неметаллы

Химические элементы неметаллы образуют простые вещества **молекулярного строения** (например, O_2 , N_2 , S_8 , благородные газы) и **немолекулярного строения** (например, углерод в виде алмаза и графита).

Простые вещества неметаллы характеризуются большим разнообразием как физических, так и химических свойств.

Физические свойства

Вы уже знаете, что при обычных условиях *кислород* и *водород* — газообразные вещества, состоящие из двухатомных молекул O_2 и H_2 . Газообразными веществами являются также *азот* N_2 , *фтор* F_2 и *хлор* Cl_2 . Простые вещества элементов VIIIA-группы состоят из одноатомных молекул и тоже представляют собой газы: He, Ne, Ar и др.

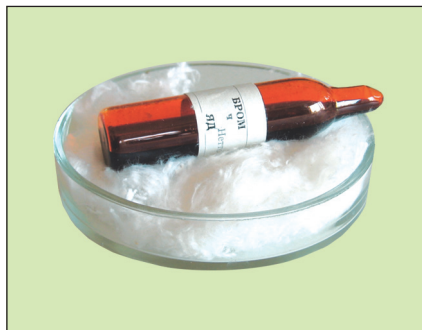


Рис. 6. Жидкий бром

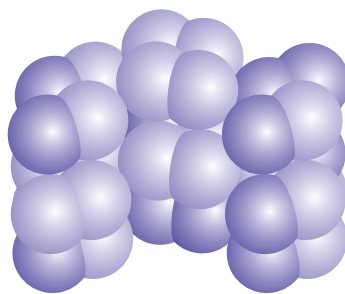


Рис. 7. Строение молекулярного кристалла иода

Единственной жидкостью при обычных условиях среди простых веществ неметаллов является бром Br_2 (рис. 6). Все остальные неметаллы — твердые вещества, существующие в виде **атомных** кристаллов (бор В, кремний Si) или в виде **молекулярных** кристаллов (иод I_2 (рис. 7), фосфор P_4 , сера S_8).

Многие неметаллы обладают характерной для них **окраской**: *графит* — серо-черной, *бром* — красно-бурой, *сера* — желтой, *хлор* — желто-зеленой, *иод* — фиолетово-черной и т. д.

В широком интервале изменяются и другие физические свойства неметаллов. Так, **температура плавления** графита составляет $3850\text{ }^\circ\text{C}$, а у гелия она равна $-272\text{ }^\circ\text{C}$. Высокие температуры плавления характерны для простых веществ, существующих в виде атомных кристаллов (C, Si), а низкие — для веществ, существующих в твердом состоянии в виде молекулярных кристаллов (O_2 , N_2).

Плотность газообразных неметаллов различна: от самой маленькой ($0,09\text{ г/дм}^3$) у водорода H_2 до $9,73\text{ г/дм}^3$ у радона Rn.



Радиоактивный газ радон Rn используют в медицинской практике для лечения опорно-двигательного аппарата, сердечных и нервных заболеваний. Применение такого газа, естественно, происходит при жестком контроле со стороны медицинского персонала. В то же время в популярной и экологической литературе часто упоминается «радоновая проблема». Она связана с достаточно высоким уровнем облучения, которое человек рискует получить от радона, выделяющегося через разломы земной коры.

Твердые неметаллы также достаточно сильно различаются по плотности: от самого легкого фосфора Р ($1,82\text{ г/см}^3$) до самого тяжелого теллура Те ($6,24\text{ г/см}^3$). Обратите внимание на то, что *плотность газов обычно выражается в граммах на кубический дециметр (г/дм^3)*, в то время как *плотность твердых веществ — в граммах на кубический сантиметр (г/см^3)*.

Различаются неметаллы и по **электропроводности**: большинство из них — изоляторы. Простое вещество углерода — *графит* — является хорошим проводником электрического тока. Кремний Si, селен Se и теллур Te обладают полупроводниковыми свойствами.

Аллотропия

Химический элемент кислород в природе существует в виде двух простых веществ — *кислорода* O_2 и *озона* O_3 . Разный состав, а следовательно и разное строение молекул обуславливают и различные свойства этих веществ. Например, кислород O_2 — газ без цвета и запаха, а озон O_3 — газ светло-голубого

цвета с резким характерным запахом. Они различаются также температурами плавления и кипения, реакционной способностью.

В природе озон образуется при грозовых разрядах и при окислении смолы хвойных деревьев. Большая часть озона находится в верхних слоях атмосферы, образуя *озоновый слой*, который защищает живые организмы на Земле от губительного жесткого ультрафиолетового излучения Солнца (рис. 8).

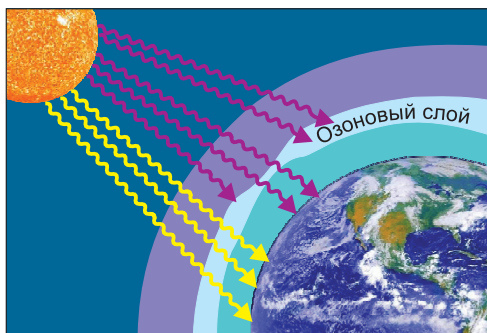


Рис. 8. Схема разрушения озонового слоя Земли



Небольшие количества озона в воздухе оказывают целебное действие на людей с заболеваниями легких. Однако сильное обогащение воздуха озоном может стать опасным для здоровья: увеличение содержания озона в воздухе выше предельно допустимой концентрации приводит к появлению головных болей, раздражению дыхательных путей и глаз, а затем к ослаблению сердечной деятельности. Источниками озона являются работающие приборы, в которых происходит высоковольтный электрический разряд — копировальные установки (ксероксы) и лазерные принтеры, а также источники ультрафиолетового и рентгеновского излучения. Поэтому помещения, в которых находятся такие приборы, необходимо часто проветривать.

Химический элемент углерод в природе существует преимущественно в виде двух простых веществ — *алмаза* и *графита*. Эти простые вещества отличаются строением своих кристаллических решеток и, как следствие этого, свойствами. Графит (рис. 9) — мягкое серо-черное вещество, а алмаз — прозрачный кристалл, самое твердое природное вещество (рис. 10). Графит, как вам уже известно, хорошо проводит электрический ток, а алмаз является изолятором.



Рис. 9. Графит

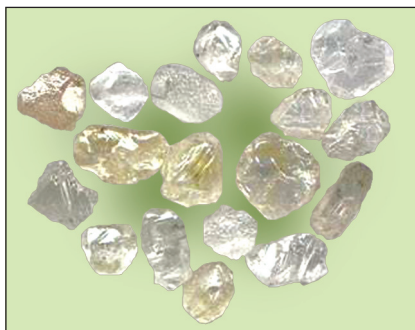


Рис. 10. Природные алмазы

Многие элементы существуют в виде нескольких простых веществ, например *сера* S, *фосфор* P и др. Всего на 118 химических элементов приходится более 400 простых веществ.

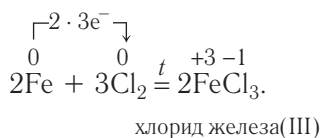
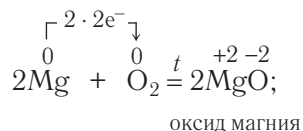


Существование элементов в виде нескольких простых веществ называется аллотропией (от греч. *аллотропия* — другое свойство), а сами такие простые вещества — аллотропными модификациями.

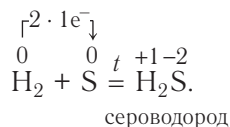
Химические свойства

Простые вещества неметаллы существенно различаются между собой по химической активности. Наибольшую химическую активность проявляют галогены и кислород. Сера, фосфор, а особенно углерод и кремний вступают в химические реакции, как правило, только при повышенных температурах. Большинство реакций неметаллов относится к окислительно-восстановительным реакциям.

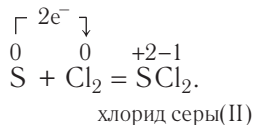
В качестве окислителей неметаллы взаимодействуют с металлами. Например, многие металлы горят в кислороде и хлоре с образованием оксидов и хлоридов соответственно:



В реакциях с водородом неметаллы выступают в качестве окислителей, а водород — в качестве восстановителя:

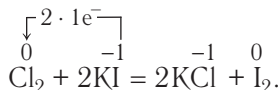


Неметаллы взаимодействуют друг с другом, например:



В этой реакции хлор выступает в качестве окислителя, а сера — в качестве восстановителя.

Неметаллы вступают в реакции и со сложными веществами:



Более детально с химическими свойствами неметаллов вы познакомитесь в следующих параграфах.

Простые вещества неметаллы существенно различаются между собой по своим физическим и химическим свойствам.

Существование элемента в виде нескольких простых веществ называется аллотропией.

Вопросы и задания

- Из приведенного перечня простых веществ неметаллов выпишите в тетрадь вещества: а) молекулярного строения; б) немолекулярного строения: углерод (графит), углерод (алмаз), кислород, озон, азот, гелий, иод, кремний.
- В каких агрегатных состояниях могут находиться неметаллы в обычных условиях?
- Какие агрегатные состояния характерны для простых веществ VIIA-группы? Приведите примеры.
- Дайте определение понятия «аллотропия».
- Чем отличаются друг от друга аллотропные модификации одного и того же элемента: а) графит и алмаз; б) кислород и озон?
- Рассчитайте химическое количество и объем (н. у.) кислорода, который потребуется для сжигания металлического кальция массой 100 г.

7. Назовите следующие соединения: CaCl_2 , FeO , Al_2S_3 , KI . Рассчитайте массовую долю неметалла в каждом из них.

8. Определите степени окисления атомов в указанных бинарных соединениях. Назовите эти соединения: I_2O_5 , CS_2 , CaS , PCl_5 .

9. Запишите уравнение реакции хлора с иодидом натрия. Укажите окислитель и восстановитель. Определите массу иодида натрия, который вступит в реакцию с хлором объемом $11,2 \text{ дм}^3$ (н. у.).

§ 3. Галогены — элементы VIIA-группы

Галогены (от греч. halos — соль и genes — образующий) — элементы VIIA-группы периодической системы: *фтор* F, *хлор* Cl, *бром* Br, *иод* I и очень редко встречающийся в природе *астат* At. До начала XIX в. соли считали соединениями оснований с кислотами. Получение хлорида натрия из натрия и хлора было столь необычным, что хлор в 1811 г. называли *галогеном*, т. е. «рождающим соли». Позже это название — галогены — закрепилось за всеми элементами VIIA-группы.

Строение атомов

У атомов галогенов на внешнем электронном слое находится по 7 электронов (рис. 11), т. е. до завершения этого слоя не хватает только одного электрона. Поэтому в своих бинарных соединениях с металлами и водородом галогены имеют степень окисления, равную -1 , например: $\overset{-1}{\text{NaF}}$, $\overset{-1}{\text{KF}}$, $\overset{-1}{\text{HCl}}$ и т. п.

С увеличением атомного номера галогенов растет заряд ядра их атомов, увеличивается число электронных слоев, а следовательно, увеличиваются радиусы атомов. В результате этого уменьшается электроотрицательность элементов, ослабевают их неметаллические свойства. Поэтому в соединениях с более электроотрицательными элементами (F, O, N) атомы хлора, брома и иода проявляют положительные степени окисления $+1$, $+3$, $+5$, $+7$, например: $\overset{+1}{\text{HClO}}$, $\overset{+3}{\text{IF}_3}$, $\overset{+5}{\text{KClO}_3}$, $\overset{+7}{\text{Cl}_2\text{O}_7}$.

Состав и физические свойства простых веществ

Простые вещества галогены состоят из двухатомных молекул: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . Химическая связь между атомами в молекулах простых веществ — ковалентная неполярная.

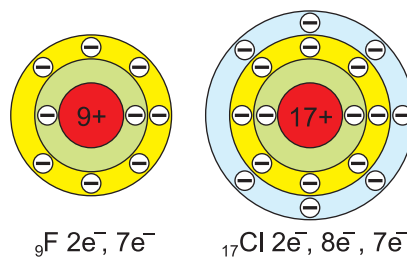


Рис. 11. Схема электронного строения атомов фтора и хлора

С увеличением молекулярной массы галогенов температуры плавления и кипения простых веществ повышаются, увеличивается их плотность, усиливается интенсивность окраски. Это связано прежде всего с усилением межмолекулярного взаимодействия. Поэтому, если при обычных условиях фтор и хлор — газы, то бром — жидкость, а иод — уже твердое кристаллическое вещество. Изменяется и интенсивность окраски веществ: фтор — светло-желтый газ, хлор — газ желто-зеленого цвета, бром — красно-коричневая жидкость, а иод — блестящие черно-фиолетовые кристаллы.

Все галогены имеют резкий характерный запах и являются очень токсичными веществами.



Название химического элемента «фтор» происходит от греческого «фторос» — разрушающий. Работа с простым веществом фтором опасна: малейшая неосторожность — и у человека разрушаются зубы, обезображиваются ногти, повышается хрупкость костей, кровеносные сосуды становятся ломкими. Но оказывается, что фтор необходим организму человека. Было установлено, что в состав зубной эмали входит до 0,02 % ионов фтора, которые поступают в организм с питьевой водой.

Молекулы галогенов неполярные, поэтому в воде галогены растворяются относительно слабо. Например, в 1 объеме воды при 20 °С растворяется 2,5 объема хлора.

Водные растворы хлора и брома называются соответственно *хлорной водой* и *бромной водой*.

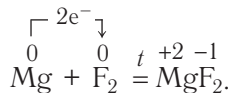
Химические свойства

Химическая активность простых веществ галогенов очень высока. Они проявляют сильные **окислительные** свойства, энергично реагируя с металлами и большинством неметаллов, окисляют ряд сложных веществ.

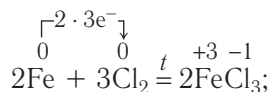


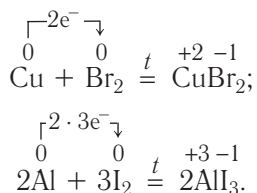
Рис. 12. Горение железа в хлоре

Особенно ярко окислительные свойства галогенов проявляются при их взаимодействии с металлами. Фтор реагирует со всеми металлами без исключения, с большинством из них без нагревания:



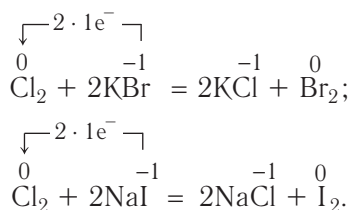
Остальные галогены реагируют с металлами обычно при нагревании (рис. 12):





Подобная закономерность наблюдается и в реакциях галогенов с водородом. Если фтор взаимодействует с водородом в любых условиях со взрывом, то смесь хлора с водородом реагирует со взрывом только при поджигании или облучении прямым солнечным светом, бром взаимодействует с водородом при нагревании и без взрыва. Реакция же соединения иода с водородом протекает медленно даже при нагревании. В результате этих реакций (запишите их уравнения самостоятельно) образуются соответственно *фтороводород* HF, *хлороводород* HCl, *бромоводород* HBr и *иодоводород* HI. В этих реакциях наглядно проявляется ослабление окислительных свойств простых веществ галогенов от фтора к иоду.

В качестве *окислителей* галогены способны реагировать и со многими сложными веществами. Например, хлор, взаимодействуя с *бромидами* и *иодидами* металлов, вытесняет бром и иод из водных растворов этих солей:



Эти реакции подтверждают, что простое вещество хлор проявляет более сильные окислительные свойства, чем нижестоящие в группе галогены.

В соединениях с другими элементами галогены проявляют степени окисления -1 , $+1$, $+3$, $+5$, $+7$. Фтор в соединениях с другими элементами проявляет постоянную степень окисления -1 .

Простые вещества галогены состоят из двухатомных молекул.

Галогены являются окислителями по отношению к большинству металлов, неметаллов и многих сложных веществ.

Окислительная способность простых веществ галогенов уменьшается от фтора к иоду.

Вопросы и задания

1. Чем сходны по строению и чем отличаются следующие частицы:

а) $\overset{0}{\text{Cl}}$ и $\overset{0}{\text{Cl}}^-$; б) $\overset{0}{\text{Cl}}$ и $\overset{0}{\text{Br}}$; в) $\overset{0}{\text{F}}$ и $\overset{0}{\text{Ne}}$?

2. Сколько всего электронов содержится в молекуле брома? Сколько общих электронных пар участвует в образовании химической связи?

3. Какой объем при н. у. занимает хлор химическим количеством 4 моль? Сколько молекул хлора находится в этом объеме?

4. Определите степени окисления галогенов в следующих соединениях: HF, OF₂, NCl₃, KClO₃, NaBrO₄, H₅IO₆.

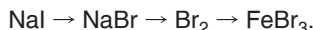
5. Почему простые вещества галогены являются окислителями? Приведите по 1—2 примера химических реакций, иллюстрирующих окислительные свойства галогенов.

6. При нагревании алюминия в токе хлора был получен хлорид алюминия массой 26,7 г. Рассчитайте химическое количество хлора, который вступил в реакцию.

7. Можно ли вывести пятно иода на ткани, обработав его раствором поваренной соли? Почему?

8. Рассчитайте объем (н. у.) хлора, который необходим для полного вытеснения всего иода из раствора иодида калия объемом 200 см³ (плотность раствора 1,23 г/см³) и массовой долей соли, равной 25,6 %.

9. Составьте уравнения реакций, иллюстрирующих следующие превращения:



Укажите в каждой реакции окислитель и восстановитель.

§ 4. Хлороводород. Соляная кислота и хлориды

При взаимодействии хлора с водородом образуется **хлороводород** HCl. Это бесцветный газ с резким запахом, несколько тяжелее воздуха. Химическая связь в молекуле HCl ковалентная полярная:



Молекула HCl *полярна*.

Хлороводород хорошо растворяется в воде: при 0 °C в 1 объеме воды можно растворить до 500 объемов хлороводорода. Это легко проверить, если цилиндр, заполненный этим газом, опустить в сосуд с водой (куда заранее внесено несколько капель лакмуса). Вода быстро поднимется вверх, при этом раствор окрасится в красный цвет, что является свидетельством образования *кислого* раствора в цилиндре (рис. 13).



Рис. 13. Растворение хлороводорода в воде

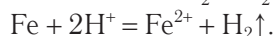
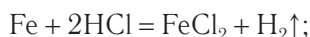
Соляная кислота

Раствор хлороводорода в воде — **хлороводородная кислота**, которую часто называют **соляной кислотой**. Это бесцветная жидкость с резким запахом. В концентрированной кислоте массовая доля HCl составляет около 37 %.

Соляная кислота является сильной одноосновной кислотой, в разбавленном растворе полностью диссоциирует на ионы:

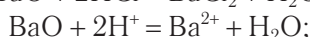
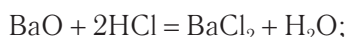


Соляная кислота проявляет характерные для кислот свойства. Она изменяет окраску индикаторов: лакмус и метилоранж в растворе HCl становятся красными. Соляная кислота взаимодействует с теми металлами, которые в ряду активности металлов расположены до водорода:

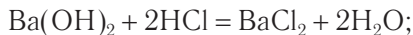


В этих реакциях ионы водорода выступают в качестве окислителя.

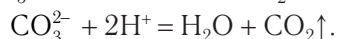
Соляная кислота взаимодействует с основными оксидами:



с основаниями:



с солями:



Реакции с солями идут только тогда, когда образуются осадок, газ или слабый электролит.

Соли соляной кислоты

Соли соляной кислоты называются **хлоридами**. Большинство хлоридов растворимы в воде. К практически нерастворимым относится хлорид серебра(I) AgCl. Это свойство хлорида серебра(I) используется для обнаружения хлорид-ионов в растворе. При добавлении раствора нитрата серебра(I) AgNO₃ к раствору хлорида (или самой соляной кислоты) выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра(I) (рис. 14):

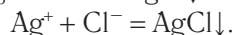
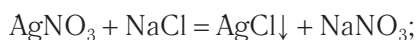


Рис. 14. Качественная реакция на ионы хлора

Такая реакция является *качественной реакцией* на ионы хлора, а нитрат серебра служит *реактивом* на соляную кислоту и ее соли.

Если содержание хлорид-ионов в растворе невелико, то осадок не выпадает, а наблюдается помутнение раствора. Этой реакцией можно пользоваться для проверки наличия ионов Cl^- в питьевой воде.

Применение соляной кислоты и хлоридов

Соляная кислота и ее соли относятся к тем веществам, которые постоянно сопровождают человека, являясь неотъемлемой частью его жизни.

В больших объемах соляная кислота расходуется в самых разнообразных областях практической деятельности человека: в химической, пищевой и фармацевтической промышленности, для обработки поверхности металлов и др. Как реагент соляная кислота используется во всех химических лабораториях.

Важнейшими солями соляной кислоты являются хлориды натрия и калия. Поваренная соль NaCl — необходимая часть пищи, основной консервант при подготовке пищевых продуктов к длительному хранению.



Поваренная (каменная) соль издавна ценилась очень высоко. Ею вместо денег платили жалованье римским войнам и крестоносцам. В Китае изготавливали соляные монеты, на которых ставилось клеймо правителя (рис. 15). А в Эфиопии еще в XIX в. были в ходу соляные деньги — стандартные бруски каменной соли.



Рис. 15. Соляная монета

Хлорид калия KCl — ценное минеральное удобрение. Это основной экспортный продукт химической промышленности Беларуси (рис. 16). Хлорид цинка ZnCl_2 широко используется для пропитки древесины с целью предохранения ее



Рис. 16. ОАО «Беларуськалий» и продукция предприятия

от гниения, а также при пайке металлов. Хлориды других металлов применяются в сельском хозяйстве, химической промышленности, медицине.

Продуктом взаимодействия хлора с водородом является хлороводород — бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха.

Раствор хлороводорода в воде — сильная кислота, которая называется хлороводородной или соляной.

Соляная кислота проявляет все типичные свойства кислот: взаимодействует с основаниями, основными оксидами, солями и металлами, стоящими в ряду активности до водорода.

Соли соляной кислоты называются хлоридами.

Реактивом на соляную кислоту и ее соли служит раствор нитрата серебра(I).

Вопросы и задания

1. Опишите физические свойства хлороводорода.
2. Пользуясь данными текста параграфа, рассчитайте растворимость хлороводорода в воде в молях на 1 дм³ воды.
3. Охарактеризуйте химические свойства соляной кислоты. Приведите примеры соответствующих реакций.
4. Составьте молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций между соляной кислотой и: а) магнием; б) оксидом кальция; в) гидроксидом алюминия; г) нитратом свинца(II).
5. Какими опытами можно доказать, что в состав соляной кислоты входят ионы водорода и хлора? Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Рассчитайте объемы (н. у.) водорода и хлора, необходимые для получения хлороводорода объемом 72,4 дм³.
7. Массовая доля хлороводорода в желудочном соке составляет 3 %. Рассчитайте объем (н. у.) хлороводорода, который потребуется для приготовления такого раствора массой 500 г.
8. В трех пробирках находятся водные растворы: а) хлора; б) хлорида натрия; в) нитрата серебра(I). Как их различить?
9. Рассчитайте массу соляной кислоты с массовой долей HCl 15 %, необходимой для нейтрализации раствора, содержащего NaOH массой 100 г. Вычислите химическое количество хлороводорода, который содержится в указанном растворе.
10. Составьте уравнения реакций, которые необходимо провести, чтобы осуществить превращения:
 - а) $\text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3$;
 - б) $\text{NaCl} \rightarrow ? \rightarrow \text{KCl} \rightarrow ? \rightarrow \text{HCl}$;
 - в) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{AgCl}$.

§ 5. Галогены в природе. Биологическое значение и применение галогенов и их соединений

Соединения галогенов, особенно хлора и фтора, достаточно широко распространены в природе. Они играют важную роль в развитии живых организмов, широко используются в самых разнообразных сферах деятельности человека.

Распространенность в природе

Вследствие того, что галогены — сильные окислители, в природе они встречаются в виде соединений. Широко распространены минералы и горные породы, содержащие галогениды, например *хлориды* — соли соляной кислоты. Наиболее распространенными являются *галит* (каменная, или *поваренная*, соль) NaCl , *сильвин* KCl , *карналлит* $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и др. В Беларуси вблизи Солигорска находится крупнейшее в Европе Старобинское месторождение *сильвинита*, представляющего собой смесь хлоридов калия и натрия с примесями. Сильвинит имеет пеструю окраску — красные, розовые, синие и оранжевые кристаллы (рис. 17). Это главное минеральное богатство нашей страны.

Фтор в природе встречается в виде *флюорита*, или *плавикового шпата*, CaF_2 (рис. 18), *криолита* Na_3AlF_6 , *фторапатита* $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ и некоторых других минералов и горных пород.

Бром и *иод* своих минералов не образуют, но их соединения концентрируются в морских и подземных водах, накапливаются морскими водорослями.

В морской воде и подземных водах все галогены содержатся в виде солей. Так, например, в морской воде объемом 1 дм^3 содержится хлорид натрия массой около 25—30 г. В Беларуси в глубинах Припятского прогиба находятся огромные запасы рассолов, представляющих собой водные растворы



Рис. 17. Сильвинит



Рис. 18. Природные соединения фтора: 1, 2, 3 — флюориты; 4 — фтор-апатит

бромидов и иодидов самых разнообразных металлов. Подземные рассолы — очень перспективный источник получения брома, иода, лития и других редких элементов.

Биологическое значение галогенов

Все галогены в виде простых веществ (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) являются сильными окислителями, они очень **токсичны**. Однако в составе различных соединений галогены играют существенную роль в росте и развитии растений, животных и человека.

Без *фтора* невозможно нормальное развитие костного скелета, особенно зубов человека и животных. Фторосодержащие вещества участвуют в построении зубной эмали, придавая ей, наряду с кальцием, твердость и белизну. При недостатке фтора в организме человека происходит поражение зубной ткани, развивается кариес. В районах с недостаточным содержанием фтора в питьевой воде и продуктах питания, в частности в Беларуси, поваренную соль часто «фторируют» (рис. 19), т. е. добавляют в нее *фторид натрия* NaF .

Хлор — один из химических элементов, который обеспечивает полноценное существование живых организмов. Основная форма поступления хлора в организм — *хлорид натрия*. В теле взрослого человека содержится $NaCl$ массой более 200 г, из которых около 45 г растворено в крови. Соль поддерживает нормальную деятельность клеток, из которых состоят все ткани и органы. Хлорид натрия — источник соляной кислоты в желудке, которая входит в состав желудочного сока. Взрослому человеку необходимо получать в день хлорид натрия массой примерно 5—6 г, включая и ту соль, которая входит в состав продуктов питания.

Еще один галоген — *бром* — также важен для организма человека. Соединения этого элемента регулируют процессы возбуждения и торможения центральной нервной системы, поэтому для лечения нервных болезней (переутомления, неврастении) врачи прописывают «бром» — бромосодержащие препараты, например $NaBr$.

Последний из рассматриваемых нами галогенов — *иод* — тоже элемент, без которого человек не может жить: недостаток его в воде и пище снижает выработку гормона щитовидной железы. Недостаток этого гормона приводит к заболеванию щитовидной железы, называемому «зобной болезнью».



Рис. 19. Иодированная и фторированная соль



Рис. 20. Продукты, содержащие йод

Йод попадает в организм вместе с пищей: хлебом, яйцами, фасолью, луком, морковью, тыквой и особенно морской капустой (рис. 20). Для профилактики заболеваний щитовидной железы рекомендуется применять *йодированную соль* (см. рис. 19). Это обычная поваренная соль, в 100 г которой содержится йодид калия KI массой 1 мг.

Из-за высокого содержания соединений брома и йода в воздухе приморских районов очень полезно дышать морским воздухом.



Одно из самых опасных для жизни и здоровья человека веществ — *диоксин* — содержит хлор. Соединения хлора и фтора с углеродом — *фреоны* (например, CCl_2F_2) — безвредны для человека, но являются одной из причин разрушения озонового слоя Земли.

Применение галогенов

По масштабам промышленного применения хлор намного превосходит все остальные галогены (рис. 21). В больших количествах молекулярный хлор ис-

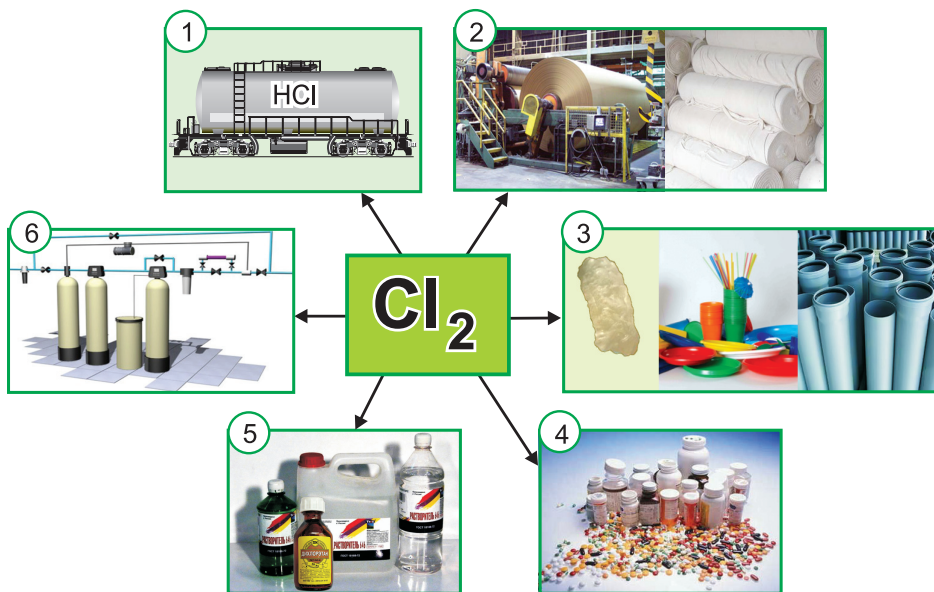


Рис. 21. Применение хлора и его соединений: 1 — получение соляной кислоты; 2 — отбеливание бумаги и тканей; 3 — получение синтетического каучука и пластмасс; 4 — производство лекарств; 5 — производство растворителей; 6 — обеззараживание воды

пользуется для обеззараживания питьевой воды. Хлор и его соединения применяются для отбеливания льняных и хлопчатобумажных тканей, бумаги, древесины и т. д. Особенно много его расходуется при производстве пластмасс, каучуков, красителей, различных растворителей. Огромны масштабы использования хлора в производстве соляной кислоты.

Жидкий *фторид кислорода* используют как окислитель в ракетном топливе. Широко применяется фторсодержащий органический полимер *тефлон*, обладающий очень высокой химической стойкостью и малым коэффициентом трения. Некоторые фторуглероды обладают уникальной способностью растворять газы, в частности кислород, на этом основано их использование в качестве кровезаменителей («голубая кровь»). Соединения фтора вводят в состав зубных паст для укрепления зубной эмали.

Главными потребителями брома и иода являются фармацевтическая и химическая промышленность. Достаточно вспомнить *иодную настойку* — спиртовой раствор иода, применяемый для обработки ран и царапин на коже.

Галогены в природе существуют только в виде соединений с другими элементами.

Все простые вещества галогены токсичны.

Галогены в форме галогенид-ионов имеют важное значение для жизнедеятельности живых организмов.

Основными потребителями галогенов являются химическая и фармацевтическая промышленность.

Вопросы и задания

1. Почему в природе не встречаются галогены в форме простых веществ? Назовите основные природные источники для получения галогенов.
2. В виде каких соединений хлор встречается в природе?
3. Расскажите о биологической значимости каждого из галогенов.
4. Для чего иодируют и фторируют поваренную соль?
5. Рассчитайте массу простого вещества фтора, который можно получить из минерала флюорита массой 160 г.
6. В водном растворе массой 120 г содержится CaCl_2 химическим количеством 0,1 моль. Определите массовую долю ионов хлора в этом растворе.
7. Составьте уравнения реакций, иллюстрирующих следующие превращения:
 - а) $\text{KI} \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{AgI}$;
 - б) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{HCl}$.
8. Рассчитайте массу иода, необходимого для приготовления иодной настойки массой 560 г, если массовая доля вещества в растворе составляет 0,08.

9. В пивоварении пользуются плавиковой кислотой HF для уничтожения бактерий молочнокислого, уксуснокислого и других нежелательных для основного процесса видов брожения. При добавлении раствора плавиковой кислоты массой 10 г с массовой долей HF, равной 30 %, к сбраживаемой жидкости объемом 100 дм³ эти бактерии погибают, а бактерии спиртового брожения сохраняются. Рассчитайте массовую долю HF в сбраживаемой жидкости, приняв плотность последней равной 1 г/см³.

§ 6. Кислород и сера — элементы VIA-группы

В VIA-группу периодической системы химических элементов входят *кислород* O, *сера* S, еще два неметалла — *селен* Se и *теллур* Te и один металл — *полоний* Po. Первые четыре элемента издавна объединяют одним общим названием — **халькогены**, что означает «рождающие руды». Полоний — радиоактивный элемент.

Строение атомов

На внешнем электронном слое у атомов элементов VIA-группы содержится по 6 электронов (рис. 22). Следовательно, им не хватает двух электронов до завершения этого слоя. Поэтому в своих соединениях с металлами и водородом халькогены обычно проявляют степень окисления, равную -2 , например: FeO⁻², Al₂S₃⁻², H₂Te⁻² и т. д.

Кислород — второй по электроотрицательности элемент после фтора, только атомы фтора способны отнимать у него электроны. Кислород проявляет

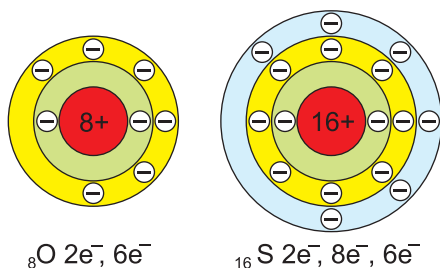


Рис. 22. Схема электронного строения атомов кислорода и серы

положительную степень окисления $+2$ в соединении OF₂. В группе сверху вниз способность присоединять электроны уменьшается и, следовательно, окислительные свойства элементов ослабевают. В соединениях с более электроотрицательными элементами (F, O, N, Cl, Br) атомы серы, селена и теллура проявляют положительные степени окисления, чаще $+4$ и $+6$, например: TeO₂⁺⁴, SeO₃⁺⁶, H₂SO₄⁺⁶.

Кислород и сера в природе

Кислород составляет почти половину массы земной коры (49 %), входя в самые разнообразные соединения: воду, оксиды, соли и т. д. Однако основным

источником кислорода для жизни на Земле и промышленных целей является атмосферный воздух, где на долю кислорода приходится около 21 % по объему.

Несмотря на колоссальные масштабы потребления кислорода (процессы горения, дыхания, промышленные потребности и т. д.), его содержание в атмосфере сохраняется постоянным благодаря жизнедеятельности зеленых растений.

Сера также относится к распространенным элементам (около 0,05 % от массы земной коры). Она встречается как в виде самородной серы, так и в составе минералов и горных пород: *сульфидов* (ZnS — *цинковая обманка*, FeS_2 — *пирит* (рис. 23), HgS — *киноварь*, PbS — *свинцовый блеск* и др.) и *сульфатов* ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — *гипс*, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — *глауберова соль* и др.).

Кислород и сера — неотъемлемая часть живой материи. Так, кислород составляет от 50 % до 85 % массы тканей растений и животных. Сера также входит в живые организмы в составе *белков*. Подробнее об этом вы узнаете во второй части учебника.

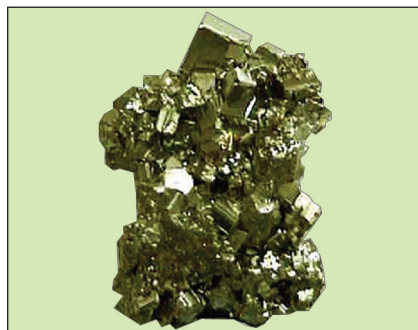


Рис. 23. Природное соединение серы — пирит



Специфические запахи чеснока, лука, горчицы и капусты вызываются органическими соединениями серы. Например, источником запаха чеснока является соединение *алицин*. Производные от этого слова встречаются во многих названиях препаратов из чеснока. Слезоточивое соединение, выделяющееся при нарезании лука, также является соединением серы.

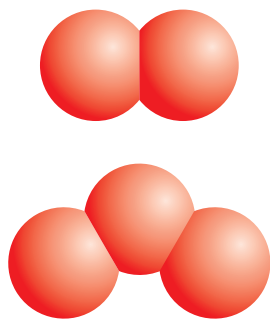


Рис. 24. Модели молекул кислорода и озона

Строение и физические свойства простых веществ

В природе в свободном виде встречаются только два первых халькогена — **кислород** и **сера**. Кислород в свободном виде существует в форме двух аллотропных модификаций — *кислорода* O_2 и *озона* O_3 , различающихся по составу (рис. 24) и физическим свойствам (см. § 2). При обычных условиях это газы.

Сера существует в виде нескольких аллотропных модификаций, отличающихся составом и строением. Обычная *кристаллическая сера* — вещество желтого цвета, имеет молекулярное строение. Она состоит из

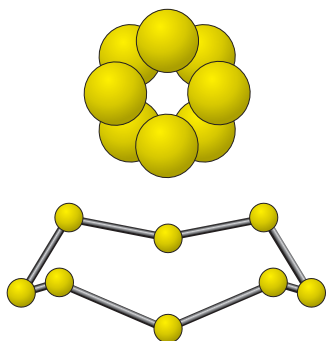


Рис. 25. Строение молекулы серы S_8



Рис. 26. Получение пластической серы

циклических молекул S_8 (рис. 25). Если расплавленную серу вылить в холодную воду, то она застынет в виде массы, похожей на резину (рис. 26). Это *пластическая* сера, построенная в виде бесконечных цепей атомов серы S_∞ (рис. 27). В уравнениях химических реакций для упрощения простые вещества серы записывают символом S .

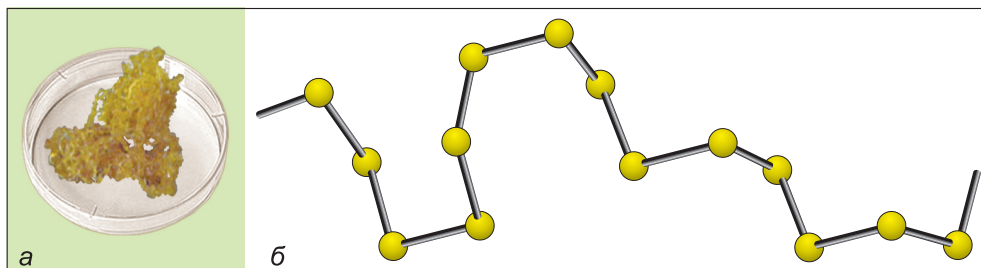
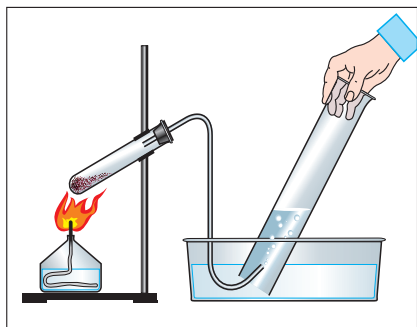


Рис. 27. Пластическая сера (а) и ее строение (б)



Кислород и озон в воде мало растворимы. При 20°C в 100 объемах H_2O растворяется около 3 объемов O_2 , благодаря этому в лаборатории его можно собирать методом вытеснения воды (рис. 28). Сера в воде не растворяется вообще. Более того, она даже не смачивается водой, поэтому

Рис. 28. Схема прибора для получения кислорода в лаборатории

порошок серы плавает на поверхности воды, хотя плотность серы ($2,07 \text{ г/см}^3$) в два раза больше плотности воды.

В соединениях с другими элементами кислород чаще проявляет степень окисления -2 , остальные халькогены в соединениях с металлами и водородом — -2 , а в соединениях с более электроотрицательными элементами — $+4$ и $+6$.

Кислород является самым распространенным элементом на Земле. Сера также относится к числу наиболее распространенных элементов.

Простые вещества кислорода и серы существуют в виде нескольких аллотропных модификаций.

Вопросы и задания

1. Почему первые четыре элемента VIA-группы называют халькогенами? Приведите примеры природных соединений кислорода и серы.

2. Определите степени окисления кислорода в соединениях: FeO , Fe_2O_3 , SeO_2 , H_2SO_3 , H_2O_2 .

3. Укажите наиболее характерные степени окисления серы в ее соединениях. Приведите примеры.

4. Какие аллотропные модификации образуют кислород и сера? Чем аллотропные модификации серы отличаются друг от друга?

5. В каком из оксидов больше массовая доля кислорода — FeO , Fe_2O_3 или Fe_3O_4 ? Ответ подтвердите расчетом.

6. Рассчитайте массовую долю серы в соединениях: а) ZnS ; б) HgS ; в) PbS .

7. Рассчитайте химическое количество и массу серы, которая вступит в реакцию с водородом объемом (н. у.) $11,2 \text{ дм}^3$, если в результате реакции образуется сероводород H_2S .

8. Какова масса газовой смеси озона и кислорода объемом (н. у.) 10 дм^3 , если объемная доля озона в ней равна 5% ?

9. Какие доказательства того, что животные и растения дышат кислородом, вы можете привести? (Для ответа на вопрос используйте материал из курса биологии.)

§ 7. Химические свойства кислорода и серы.

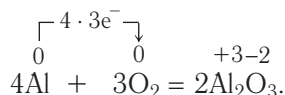
Применение простых веществ

Простые вещества кислород и сера взаимодействуют с большинством простых веществ и многими сложными веществами. При этом реакционная способность кислорода обычно более высокая, чем серы.

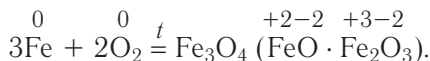
Химические свойства кислорода

Практически во всех своих реакциях кислород выступает в качестве **окислителя**. Он непосредственно взаимодействует почти со всеми простыми веществами, кроме галогенов, благородных газов, серебра, золота и платины. Основными продуктами таких реакций обычно являются **оксиды**.

С некоторыми *металлами* реакции происходят даже без нагревания. Например, на поверхности алюминия образуется тонкая пленка оксида, которая препятствует дальнейшему окислению металла:



Но для протекания большинства реакций кислорода с металлами требуется нагревание, иногда значительное:

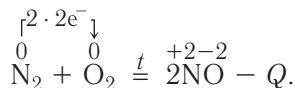


В этой реакции фактически образуются два оксида железа — FeO и Fe₂O₃, поэтому формулу *железной окалины* (продукта окисления металла) часто представляют в виде Fe₃O₄ (FeO · Fe₂O₃).

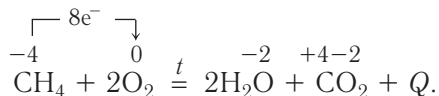
При окислении *неметаллов* кислородом обычно выделяется большое количество теплоты (Q), например:



Одной из немногих реакций, которая протекает с поглощением теплоты, является взаимодействие кислорода с азотом с образованием оксида азота(II):



Кислород легко окисляет и многие *сложные вещества*, прежде всего органические, например метан:



При этом, как правило, также образуются оксиды.

Реакции окисления с участием кислорода воздуха лежат в основе многих природных процессов: горения, дыхания, гниения органических остатков.

Химические свойства серы

Сера реагирует со многими *металлами*, кроме золота и платины, проявляя при этом **окислительные** свойства, например (рис. 29):

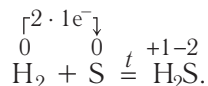


Продуктами такого взаимодействия являются **сульфиды**.



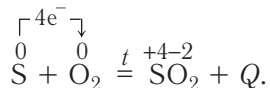
Реакция взаимодействия с серой является основой способа удаления и обезвреживания разлитой ртути, например из разбитого термометра. Ртуть, которая попала в щели и другие труднодоступные места, засыпают порошком серы. Такой процесс называют *демеркуризацией*.

Окислительные свойства серы проявляются и в реакциях с некоторыми *неметаллами*. Сера взаимодействует с водородом при нагревании, образуя летучее соединение — **сероводород** H_2S :



Сероводород — бесцветный газ с резким запахом тухлых яиц. Правильнее сказать, что тухлые яйца пахнут сероводородом, так как он образуется при гниении растительных и животных организмов. Сероводород **ядовит**. Поэтому его вдыхание может привести к тяжелому отравлению. Однако в небольших количествах сероводород используется в целебных целях, он содержится в водах некоторых минеральных источников.

Восстановительные свойства серы проявляются при взаимодействии с кислородом (рис. 30):

Применение простых веществ кислорода и серы

Применение кислорода основано на его окислительных свойствах и свойстве поддерживать дыхание. Как окислитель он широко используется в металлургии, химической промышленности, других технологических



Рис. 29. Взаимодействие серы с медью



Рис. 30. Горение серы в кислороде



Рис. 31. Запуск ракеты

процессах. Кислород применяют в качестве окислителя топлива в ракетных двигателях (рис. 31).

С участием кислорода совершается один из важнейших процессов жизнедеятельности — *дыхание*. В медицине при легочных и сердечных заболеваниях, когда затруднено дыхание, больным дают кислород из кислородных подушек или помещают их в специальные палаты, в которых поддерживается необходимая концентрация кислорода. Окисление кислородом жиров, белков и углеводов служит источником энергии для живых организмов.

Озон используется для озонирования воздуха и питьевой воды, обезвреживания промышленных сточных вод, как дезинфицирующее средство в медицине, как окислитель ракетного топлива, в качестве отбеливающего средства.

Больше половины добычи серы расходуется на производство серной кислоты, самого многотоннажного химического продукта. Посредством нагревания серы с каучуком получают резину. Как горючее вещество сера входит в состав черного пороха, спичечных головок. Широко применяется сера в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями растений. В медицине серу используют для лечения кожных заболеваний.

Кислород и сера взаимодействуют со многими простыми и сложными веществами.

Практически во всех реакциях кислород выступает в качестве окислителя.

Сера в химических реакциях проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства.

Вопросы и задания

1. С какими простыми веществами кислород и сера непосредственно не взаимодействуют?
2. Составьте уравнения реакций кислорода с: а) кальцием; б) магнием; в) медью. Определите массовую долю неметалла в образовавшихся оксидах.
3. Приведите 1—2 примера химических реакций, в которых сера выступает в качестве: а) окислителя; б) восстановителя.
4. Составьте уравнения реакций серы с: а) цинком; б) алюминием; в) натрием.
5. Рассчитайте объем (н. у.) воздуха, который потребуется для полного сжигания серы массой 9,6 кг.

6. Рассчитайте массу кислорода, необходимого для полного сгорания метана CH_4 химическим количеством 5 моль, а также объем (н. у.) углекислого газа, который при этом образуется.

7. Рассчитайте массу серы и объем газообразного фтора, необходимых для получения фторида серы(VI) массой 292 г. Какой объем (н. у.) займет полученный газ?

8. Известно, что сероводород очень ядовит. Он вызывает отравление при содержании в воздухе уже около 0,01 % по объему. Будет ли достигнуто опасное содержание этого газа в воздухе помещения, размеры которого совпадают с размерами вашей классной комнаты, если в реакцию с водородом вступит сера массой 64 г?

9. Подготовьте сообщение о роли кислорода в природных и промышленных процессах.

§ 8. Оксиды серы. Серная кислота

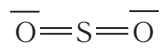
Среди соединений серы наибольшее значение имеют ее оксиды и кислоты.

Оксиды серы

Сера образует с кислородом два оксида: *оксид серы(IV)*, или *сернистый газ*, SO_2 и *оксид серы(VI)* SO_3 .

Оксид серы(IV) — это бесцветный газ с характерным запахом.

Графическая формула молекулы оксида серы(IV):



Оксид серы(IV) является кислотным оксидом, проявляя все соответствующие химические свойства.

При растворении оксида серы(IV) в воде образуется слабая двухосновная **сернистая кислота**:



В этом легко убедиться по изменению фиолетового цвета лакмуса на красный в водном растворе оксида серы(IV). Сернистая кислота неустойчива и существует только в растворе. Соли этой кислоты называются **сульфитами**.



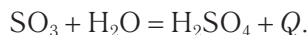
Сернистый газ обладает бактерицидным действием. Поэтому его широко используют для обработки овощехранилищ, плодов и фруктов, чтобы предохранить их от загнивания. Сернистый газ, как и соли сернистой кислоты, применяют для отбеливания соломы, шерсти, бумаги, тканей.

Оксид серы(VI) SO_3 представляет собой бесцветную жидкость, которая при температуре ниже 17 °С превращается в белое кристаллическое вещество.

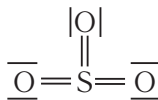


Рис. 32. Деревья, пострадавшие от кислотных дождей

Это типичный кислотный оксид — очень гигроскопичное вещество, активно поглощает воду с выделением теплоты, образуя **серную кислоту**:



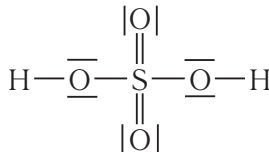
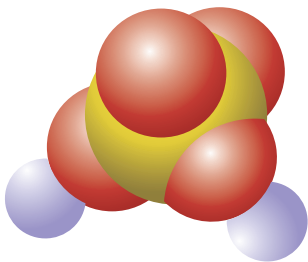
Соли серной кислоты называются **сульфатами**.
Графическая формула оксида серы(VI):



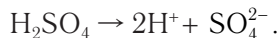
Сернистый газ, попадающий в атмосферу при сжигании топлива, окисляется до SO_3 , который в облаках образует H_2SO_4 . Эти процессы приводят к выпадению **кислотных дождей**, губительно действующих на все живое (рис. 32).

Строение молекулы серной кислоты

Модель молекулы серной кислоты представлена на рисунке 33. В молекуле H_2SO_4 атом серы соединен с четырьмя атомами кислорода за счет образования двух двойных связей $\text{S}=\text{O}$ и двух одинарных связей $\text{S}-\text{OH}$:



Связь $\text{O}-\text{H}$ в серной кислоте сильно полярная, поэтому у H_2SO_4 ярко выражены кислотные свойства. Серная кислота — сильный электролит, диссоциирует в разбавленных водных растворах в одну

Рис. 33. Модель молекулы стадии:
серной кислоты

Физические свойства серной кислоты

Чистая серная кислота — бесцветная маслянистая нелетучая жидкость без запаха, примерно в 2 раза тяжелее воды. Она смешивается с водой в любых соотношениях. При приготовлении водных растворов серной кислоты выделяется большое количество теплоты, происходит разогревание смеси, которое может сопровождаться ее разбрызгиванием. Напомним правило разбав-

ления концентрированной серной кислоты: **кислоту осторожно тонкой струйкой вливают в воду при непрерывном перемешивании раствора** (рис. 34).

Обычно водный раствор серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 более 70 % называют **концентрированной серной кислотой**, а менее 70 % — **разбавленной серной кислотой**.

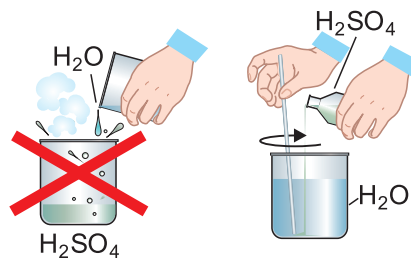


Рис. 34. Приготовление раствора серной кислоты



Концентрированная серная кислота используется как водоотнимающий агент, например для осушки газов (рис. 35). Она способна отнимать воду и у других веществ, в состав которых входят водород и кислород. Так, под действием концентрированной серной кислоты сахар обугливается и реакционная масса вспучивается (рис. 36):

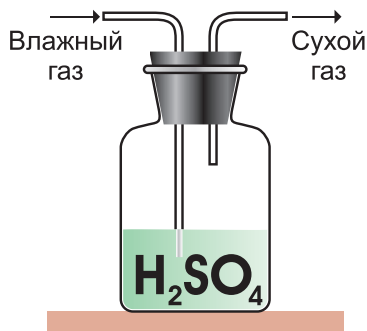
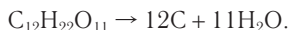


Рис. 35. Применение концентрированной серной кислоты для осушки газов



Рис. 36. Действие концентрированной серной кислоты на сахар

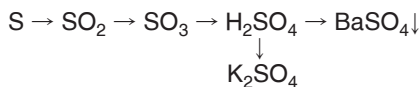
При попадании на кожу концентрированная серная кислота вызывает сильные ожоги.

Оксид серы(IV) и оксид серы(VI) представляют собой типичные кислотные оксиды. При взаимодействии с водой они образуют соответственно сернистую и серную кислоты.

Серная кислота — бесцветная, маслянистая жидкость. В водных растворах является сильным электролитом. Соли серной кислоты называются сульфатами.

Вопросы и задания

1. Определите объем (н. у.) и химическое количество сернистого газа, полученного при сжигании серы массой 9,6 кг.
2. Охарактеризуйте физические и химические свойства сернистого газа.
3. Запишите уравнения реакций оксида серы(IV) и оксида серы(VI) со следующими веществами: а) водой; б) оксидом бария; в) гидроксидом натрия. Назовите образующиеся соединения.
4. Смешали оксид кальция массой 150 г с избытком оксида серы(VI). Какая соль образовалась в результате реакции и какова ее масса?
5. Опишите физические свойства серной кислоты.
6. Иногда в давние времена между стеклами в двойных оконных рамах на зиму ставили стаканчик с концентрированной серной кислотой, чтобы стекла не запотевали. Какую роль в данном случае играла серная кислота?
7. Воду объемом 1 дм³ насытили оксидом серы(VI). В результате масса раствора составила 1180 г. Определите массу исходного оксида и массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
8. Рассчитайте массу и химическое количество оксида серы(VI), который необходимо растворить в воде объемом 100 см³ для получения раствора серной кислоты с массовой долей, равной 50 %.
9. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите среди этих реакций окислительно-восстановительные, определите окислители и восстановители.

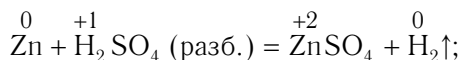
§ 9. Химические свойства и применение серной кислоты

Серная кислота была получена алхимиками еще в XIII в. и называлась тогда *купоросное масло*. С ее помощью удалось получить и другие минеральные (неорганические) кислоты — соляную, азотную.

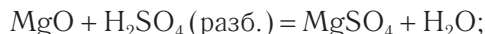
Рассмотрим основные химические свойства серной кислоты.

Химические свойства

Разбавленная серная кислота проявляет все характерные для кислот свойства. Она изменяет окраску индикаторов: лакмус и метилоранж в растворе H₂SO₄ становятся красными. Разбавленная H₂SO₄ взаимодействует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с выделением водорода:



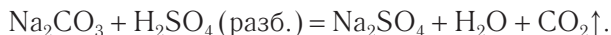
с оксидами металлов:



с основаниями:

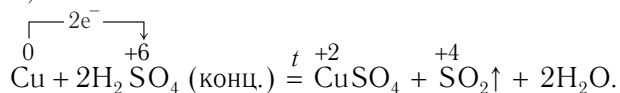


с солями, вытесняя более слабые кислоты:



Составьте самостоятельно сокращенные ионные уравнения приведенных реакций.

Концентрированная серная кислота по своим химическим свойствам отличается от разбавленной. Она является более сильным окислителем за счет атомов серы, имеющих степень окисления +6. Концентрированная H_2SO_4 способна взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду активности не только до, но и после водорода (кроме золота и платины). Продemonстрируем действие концентрированной серной кислоты на медь. При приливании концентрированной серной кислоты в пробирку с медью и нагревании смеси раствор окрашивается в серовато-синий цвет и наблюдается выделение газа (кислотного оксида SO_2) (рис. 37):



Железо, алюминий и некоторые другие активные металлы при обычных условиях не реагируют с концентрированной серной кислотой (пассивируются ею). Поэтому концентрированную серную кислоту можно хранить и перевозить в стальных цистернах (рис. 38). Концентрированная серная кислота способна взаимодействовать с простыми веществами неметаллами, а также со многими

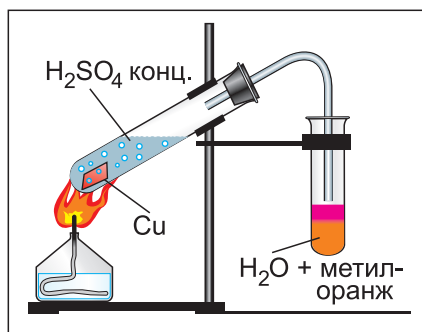


Рис. 37. Действие концентрированной серной кислоты на медь

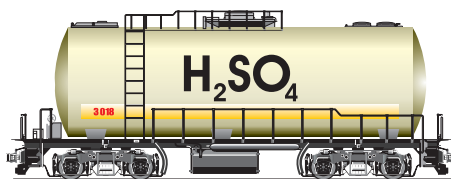
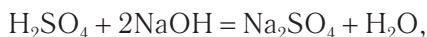


Рис. 38. Цистерна для перевозки концентрированной серной кислоты

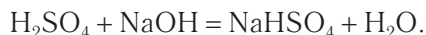
сложными, в том числе органическими соединениями. Серная кислота обугливает бумагу и древесину, разрушает одежду и кожу — это очень опасно.

Соли серной кислоты

Поскольку серная кислота *двухосновна*, то она образует два типа солей — *средние соли*, например сульфат натрия Na_2SO_4 :



и *кислые соли*, например гидросульфат натрия NaHSO_4 :



Часть слова *гидро-* в названии кислотного остатка указывает на наличие в его составе атома водорода.

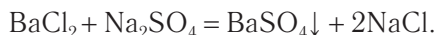
Большинство сульфатов и гидросульфатов хорошо растворимы в воде.



Кристаллический сульфат натрия легко присоединяет воду, связывая до 10 молекул H_2O на одну формульную единицу Na_2SO_4 . Поэтому безводный сульфат натрия добавляется во многие стиральные порошки для сохранения их сыпучести.



Плохо растворимы сульфаты щелочноземельных металлов IIА-группы, практически не растворим сульфат бария. При добавлении раствора соли бария, например хлорида бария BaCl_2 , к водным растворам серной кислоты или сульфатов образуется осадок сульфата бария белого цвета (рис. 39):



Поэтому *растворимые соли бария являются реактивом на серную кислоту и ее соли*.

Рис. 39. Сульфат бария

Лабораторный опыт 1

Обнаружение сульфат-ионов в растворе

1. В выданный вам раствор серной кислоты прилейте несколько капель раствора хлорида бария. Что при этом наблюдается? Запишите уравнение реакции в молекулярной и сокращенной ионной форме.

2. Докажите, что раствор сульфата натрия также содержит сульфат-ионы.

Применение серной кислоты и сульфатов

Серная кислота — главный продукт основного химического производства. Об этом говорят и масштабы ее мирового производства, достигающие сотен

миллионов тонн. В Беларуси серная кислота производится на «ОАО Гомельский химический завод», ОАО «Гродно Азот» и ряде других химических заводов.

Серная кислота — один из важнейших продуктов, используемых в различных областях промышленности. Основными ее потребителями являются производства минеральных удобрений, соляной, уксусной и других кислот, моющих средств, взрывчатых веществ, красителей, лекарств. Серная кислота применяется также в металлургии, для очистки нефтепродуктов, как электролит в кислотных аккумуляторах и т. д.

Соли серной кислоты используются в качестве минеральных удобрений, в строительстве, в медицине, для борьбы с вредителями растений, в производстве соды и стекла. Например, кристаллогидраты сульфата меди(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (*медный купорос*) и сульфата железа(II) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (*железный купорос*) используются в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями растений, как антисептическое средство для пропитывания древесины, в производстве красителей, а $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (*горькая*, или *английская*, соль) широко применяется в медицине, в том числе как сильное слабительное средство.

С использованием в строительстве, медицине и других отраслях *полуводного гипса* $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ и *гипса* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ вы познакомитесь в § 19.

Разбавленная серная кислота проявляет все характерные для кислот свойства: взаимодействует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с выделением водорода; с оксидами металлов; с основаниями; с солями.

При взаимодействии концентрированной серной кислоты с медью выделяется оксид серы(IV).

Реактивом на серную кислоту и ее соли являются растворимые соли бария.

Вопросы и задания

1. К разбавленному раствору серной кислоты добавили: а) лакмус; б) фенолфталеин; в) метилоранж. Как изменится окраска индикатора?

2. Какие свойства проявляет разбавленная серная кислота? Проиллюстрируйте ответ уравнениями реакций.

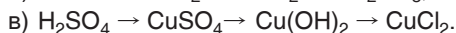
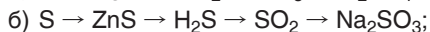
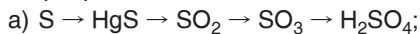
3. Рассчитайте массу оксида магния, который полностью прореагирует с раствором серной кислоты массой 500 г и массовой долей кислоты, равной 20 %.

4. Почему концентрированную серную кислоту можно хранить в стальных емкостях, а для хранения разбавленной серной кислоты эти емкости покрывают изнутри кислотостойким материалом?

5. Рассчитайте объем (н. у.) сернистого газа, который выделится при взаимодействии меди массой 12,8 г с избытком концентрированной серной кислоты.

6. Определите массу раствора хлорида бария с массовой долей BaCl_2 , равной 10 %, необходимого для осаждения сульфат-ионов, содержащихся в растворе сульфата натрия массой 10 г с массовой долей Na_2SO_4 , равной 5 %. Чему равна масса образовавшегося осадка?

7. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите среди этих реакций окислительно-восстановительные, определите окислители и восстановители.

8. Рассчитайте массы воды и раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 , равной 80 %, необходимые для приготовления раствора массой 400 г с массовой долей H_2SO_4 , равной 20 %.

9. При действии серной кислоты на смесь хлорида натрия и сульфата натрия массой 3,24 г был получен сульфат натрия массой 3,53 г. Какова массовая доля сульфата натрия в исходной смеси?

§ 10. Азот и фосфор — элементы VA-группы

В VA-группе периодической системы расположены неметаллы азот N, фосфор P и мышьяк As, а также сурьма Sb и висмут Bi, которые относят к металлам.

Свойства атомов элементов VA-группы, а также свойства их простых веществ закономерно изменяются с ростом атомного номера: неметаллические свойства убывают, а металлические — усиливаются.

Строение атомов

На внешнем электронном слое у атомов элементов VA-группы имеется по пять электронов (см. рис. 3). Следовательно, им не хватает трех электронов до завершения этого слоя. Поэтому в своих соединениях с металлами и водородом эти элементы (кроме висмута) обычно проявляют степень окисления, равную -3 , например: $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$, $\overset{-3}{\text{Ca}}_3\overset{-3}{\text{P}}_2$.

Максимальная положительная степень окисления, проявляемая элементами VA-группы в соединениях (прежде всего с кислородом и галогенами), равна $+5$, например: $\overset{+5}{\text{H}}\text{NO}_3$, $\overset{+5}{\text{P}}_2\text{O}_5$.

Азот и фосфор в природе

Молекулярный азот окружает нас повседневно: его объемная доля в воздухе составляет 78 %. Земная атмосфера служит основным источником этого важнейшего элемента. Азот входит в состав белков и других сложных молекул.

Химический элемент VA-группы фосфор в природе встречается в основном в виде фосфатов. Так, фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ является основным компонентом минерала *апатита*. Фосфор исключительно важен для роста и развития растений и животных. В организме взрослого человека содержится этот элемент массой около 0,75 кг. Особенно много фосфора содержат кости скелета и зубы.

Строение и физические свойства простых веществ

Простое вещество **азот** состоит из двухатомных молекул N_2 . Атомы азота в молекуле связаны между собой тремя общими электронными парами:



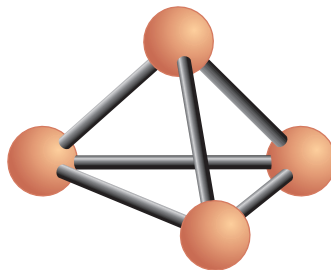
При обычных условиях азот — бесцветный газ, без вкуса и запаха, не ядовит. Молекулы азота не полярны, поэтому азот мало растворим в воде. Животные в атмосфере чистого азота погибают из-за того, что лишаются необходимого им для дыхания кислорода. С этим связано название азота, происходящее от греческого слова «азоос» — «непригодный для жизни».



При повышении давления растворимость азота в жировых и белковых тканях организма увеличивается. Это приводит к состоянию «азотного наркоза» у водолазов: человек перестает уверенно управлять своими движениями. Поэтому при погружении на большие глубины вместо сжатого воздуха пользуются искусственной дыхательной смесью, в которой азот заменен гелием.

В свободном состоянии **фосфор** образует несколько аллотропных модификаций, которые называются белым, красным и черным фосфором.

В простейшей молекуле P_4 каждый из четырех атомов фосфора связан ковалентной связью с тремя остальными (рис. 40). Из таких молекул, имеющих форму тетраэдра, состоит *белый фосфор*. Как молекулярное соединение белый фосфор легкоплавок и летуч. Белый фосфор — сильно **ядовитое** вещество, даже в малых дозах действует смертельно.



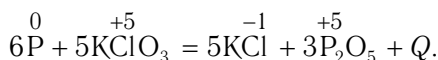
В 1669 г. фосфор впервые был получен алхимиком Брандом в свободном состоянии в виде массы, светящейся в темноте. Отсюда произошло и название этого элемента (слово «фосфор» в переводе с греческого языка означает «светоносный»).

Рис. 40. Строение молекулы белого фосфора

На свету и при нагревании до 300 °С без доступа воздуха белый фосфор превращается в порошок, цвет которого может быть от красно-бурого до красного и фиолетового — *красный фосфор*. Красный фосфор не летуч, не растворим в воде, не ядовит. Он используется в производстве спичек.



Современные спички, зажигающиеся при трении о специальную поверхность, изобретены в 1855 г. в Швеции. На боковые поверхности спичечной коробки наносят массу, состоящую из красного фосфора, оксида железа(III) Fe_2O_3 , соединений сурьмы и марганца, примеси измельченного стекла и клея. В состав спичечной головки входят хлорат калия KClO_3 , сера, наполнители и клей. При трении спичечной головки о фосфорные намазки происходит воспламенение:

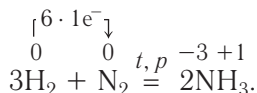


Красный и черный фосфор, с которым вы подробнее познакомитесь в курсе химии 10-го класса, имеет сложную структуру. При записи уравнений химических реакций эти модификации фосфора обозначают обычно буквой Р.

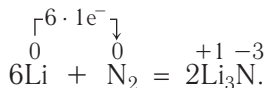
Химические свойства азота и фосфора

Простое вещество азот N_2 химически малоактивно и, как правило, вступает в химические реакции только при высоких температурах. Фосфор химически более активен, чем азот.

Окислительные свойства азота проявляются в реакциях с водородом и активными металлами. Так, с водородом азот соединяется в присутствии катализатора (кат.) при высокой температуре (t) и большом давлении (p), образуя аммиак:

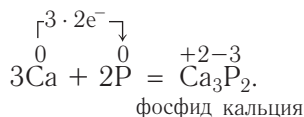


Из металлов при обычных условиях азот реагирует только с литием, образуя нитрид лития:

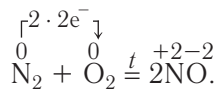


Взаимодействие азота с другими металлами происходит только при высоких температурах.

Окислительные свойства фосфора проявляются при его взаимодействии с наиболее активными металлами:

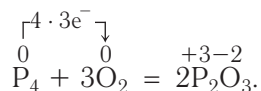


Восстановительные свойства азота и фосфора проявляются при их взаимодействии с кислородом. Так, азот реагирует с кислородом при температуре около 3000 °С, образуя *оксид азота(II)*:



Эта реакция может также протекать при пропускании через смесь газов электрического разряда, например при разряде молнии во время грозы (рис. 41).

Фосфор также окисляется кислородом, проявляя при этом восстановительные свойства. Но у разных модификаций фосфора химическая активность различна. Например, белый фосфор легко окисляется на воздухе при комнатной температуре с образованием *оксида фосфора(III)*:



Окисление белого фосфора сопровождается свечением. Белый и красный фосфор загораются при поджигании и горят ослепительно ярким пламенем с образованием белого дыма *оксида фосфора(V)*:

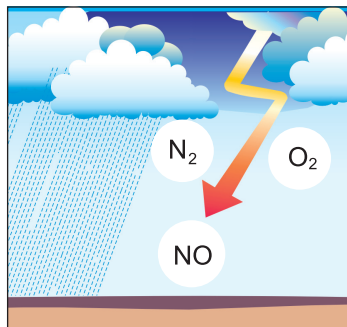
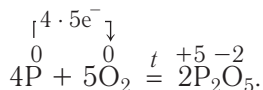


Рис. 41. Образование оксида азота(II) в природе

Простое вещество азот состоит из двухатомных молекул N_2 .

Азот — химически мало активное вещество при комнатной температуре.

Фосфор образует несколько аллотропных модификаций — белый фосфор, красный фосфор, черный фосфор. Белый фосфор — сильно ядовитое вещество.

Азот и фосфор проявляют восстановительные свойства в реакции с кислородом и окислительные — в реакциях с активными металлами.

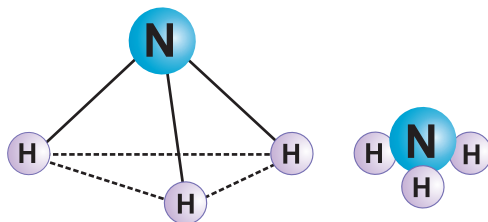
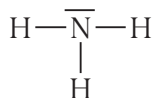
Вопросы и задания

1. Размер атома какого элемента — азота или фосфора — больше? Объясните почему.
2. Азот по-немецки называется Stickstoff (удушающее вещество), по-английски — Nitrogen (рождающий селитру). Какое из этих названий лучше отражает свойства простого вещества, а какое — химического элемента?
3. Запишите формулу основного природного соединения фосфора. Рассчитайте массовую долю в нем атомов фосфора.
4. Как доказать, что белый и красный фосфор являются аллотропными модификациями одного и того же элемента?
5. Почему белый фосфор нельзя хранить на воздухе? Проиллюстрируйте это с помощью уравнения реакции.
6. Запишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства: а) азота; б) фосфора.
7. От какого элемента — от фосфора к хлору или наоборот — будут смещаться электроны при образовании бинарного соединения между этими элементами? Выведите формулу такого соединения, в котором фосфор проявляет степень окисления, равную +5.
8. Где содержится больше молекул: в водороде массой 4 г или в оксиде азота(II) массой 3 г?

§ 11. Аммиак

Одним из важнейших соединений азота является **аммиак** NH_3 , в котором степень окисления азота равна -3 . В формулах бинарных соединений на первом месте обычно указывается элемент с положительной степенью окисления его атомов, но формулу аммиака традиционно записывают NH_3 .

Графическая формула молекулы аммиака:



Молекула аммиака имеет форму пирамиды (рис. 42).

Химические связи между атомом азота и атомами водорода в молекуле NH_3 являются ковалентными полярными, общие электронные пары сильно смещены к атому азота, элемента с большей электроотрицательностью.

Рис. 42. Схема строения молекулы аммиака

Это приводит к высокой полярности всей молекулы аммиака, поэтому она является диполем.

Физические свойства

Аммиак — бесцветный газ, с резким характерным запахом, ядовит. Он хорошо растворим в воде. В одном объеме воды при комнатной температуре растворяется около 700 объемов аммиака. Водный раствор с массовой долей аммиака, равной 3 %, в быту называется *нашатырным спиртом*. Под таким же названием он продается в аптеке. В технике водный раствор с массовой долей аммиака, равной 25 %, называют *аммиачной водой*.

При увеличении давления или охлаждении аммиак легко сжижается. Жидкий аммиак при испарении поглощает много теплоты, поэтому его применяют в холодильных установках, для получения искусственного льда на спортивных сооружениях.

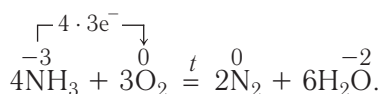


Аммиак (в европейских языках его название звучит как «аммоникон») своим названием обязан оазису Аммона в Северной Африке, расположенному на перекрестке караванных путей. В жарком климате *мочевина* $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, содержащаяся в испражнениях животных, разлагается особенно быстро. Одним из продуктов разложения и является аммиак.

Химические свойства

Для аммиака характерны реакции окисления и присоединения.

Степень окисления атома азота в молекуле аммиака равна -3 , поэтому аммиак проявляет **восстановительные свойства**, окисляясь кислородом и другими окислителями. Реакция горения аммиака в чистом кислороде описывается уравнением:



При участии катализатора аммиак реагирует с кислородом с образованием оксида азота(II) NO . Подробнее эту реакцию вы изучите в 10-м классе.

Смеси аммиака с кислородом или воздухом могут взрываться при нагревании, поэтому они опасны.

С водой и кислотами аммиак вступает в **реакции присоединения**. Опустим в воду, к которой добавлено несколько капель фенолфталеина, сухую колбу, заполненную аммиаком и закрытую пробкой со вставленной в нее трубочкой (рис. 43). Из бесцветной воды



Рис. 43. Растворение аммиака в воде

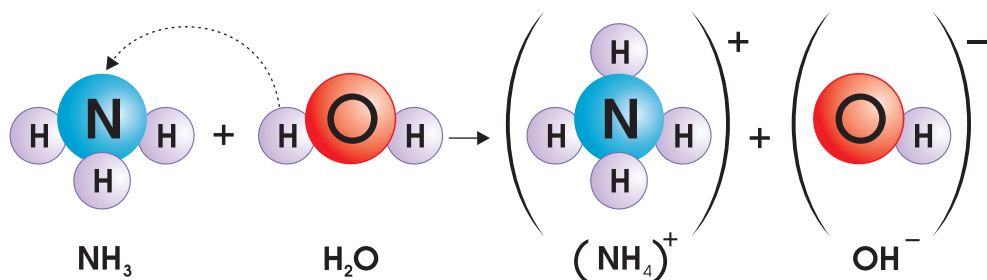


Рис. 44. Схема реакции аммиака с водой

начнет бить малиновый «фонтан». При растворении аммиака в воде происходит химическая реакция с образованием *гидрата аммиака* $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, который частично диссоциирует на *катионы аммония* NH_4^+ и гидроксид-анионы OH^- (рис. 44):



Раствор аммиака в воде (аммиачная вода) за счет присутствия в нем гидроксид-ионов обладает свойствами слабого основания, поэтому в опыте, иллюстрирующем растворимость аммиака в воде, «фонтан» окрашивается в малиновый цвет. Если вместо фенолфталеина в воду добавить лакмус, то раствор окрасится в синий цвет.

Поскольку реакция взаимодействия аммиака с водой обратима, в растворе, помимо катионов аммония NH_4^+ и гидроксид-анионов OH^- , содержатся нейтральные молекулы аммиака и воды. Аммиачная вода пахнет аммиаком, который улетучивается из нее при стоянии на открытом воздухе или при нагревании.



Рис. 45. Взаимодействие аммиака с хлороводородом

Рассмотрим взаимодействие аммиака с кислотами. Смочим одну стеклянную палочку концентрированным раствором аммиака, а другую — концентрированной соляной кислотой и поднесем их друг к другу (рис. 45). Появится белый дым — образуется соль *хлорид аммония* (рис. 46):



Как основание аммиак способен реагировать и с другими кислотами, образуя соответствующие соли аммония. Эти реакции протекают без изменения степени окисления атомов азота.

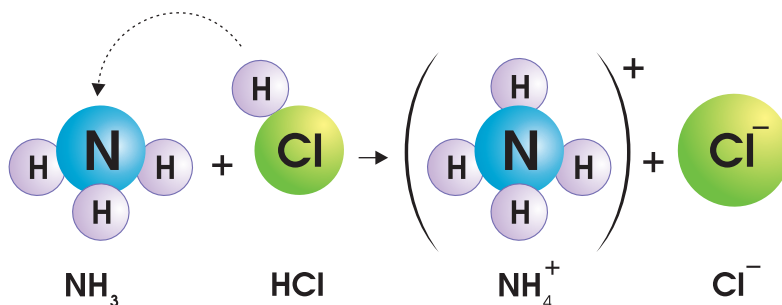


Рис. 46. Схема реакции аммиака с хлороводородом

Применение

Аммиак применяется для производства азотной кислоты и минеральных удобрений, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ, красителей. Кроме того, его используют в медицине в виде нашатырного спирта и в качестве хладагента в холодильных установках.

Аммиак — бесцветный газ, с резким характерным запахом, хорошо растворим в воде.

Для аммиака характерны реакции окисления и присоединения.

Аммиак окисляется кислородом, проявляя при этом восстановительные свойства.

В реакции присоединения аммиак вступает с водой и кислотами.

Вопросы и задания

1. Рассчитайте массы азота и водорода, которые необходимо взять для получения аммиака химическим количеством 6 моль.
2. Определите объем (н. у.) аммиака, который можно получить из азота массой 280 кг.
3. Как объяснить хорошую растворимость в воде аммиака и плохую растворимость азота?
4. В одном сосуде находится азот, в другом — аммиак. Как различить эти газы?
5. Приведите примеры реакций с участием аммиака, в которых он проявляет свойства основания.
6. Из приведенных уравнений реакций выберите те, в которых азот проявляет восстановительные свойства:
 - а) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$;
 - б) $\text{N}_2 + 3\text{Mg} = \text{Mg}_3\text{N}_2$;
 - в) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$;
 - г) $\text{N}_2 + 6\text{Li} = 2\text{Li}_3\text{N}$.

7. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



8. Почему водородное соединение азота NH_3 проявляет в растворе основные свойства, а HCl и H_2S — кислотные? Приведите уравнения соответствующих реакций.

9. В воде объемом 24,9 см³ растворен аммиак объемом (н. у.) 6,72 дм³. Какова массовая доля NH_3 в полученном растворе?

10. Рассчитайте объем (н. у.) и химическое количество аммиака, необходимого для полной нейтрализации серной кислоты в ее водном растворе массой 120 г, если $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20\%$.

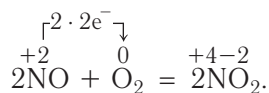
§ 12. Оксиды азота и азотная кислота

В своих кислородсодержащих соединениях (оксидах, кислотах, солях) азот проявляет положительные степени окисления от +1 до +5.

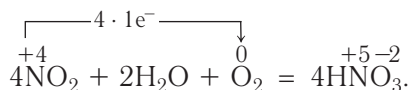
Оксиды азота

Азот образует оксиды, соответствующие всем его положительным степеням окисления. Как уже отмечалось в § 10, азот при взаимодействии с кислородом образует только **оксид азота(II)** NO . Эта реакция протекает при очень высокой температуре ($\approx 3000^\circ\text{C}$), благодаря чему существует жизнь на Земле. В противном случае наша атмосфера вместо смеси кислорода и азота состояла бы из оксидов азота, которые очень токсичны.

Оксид азота(II) легко окисляется кислородом воздуха, образуя бурый, ядовитый газ — **оксид азота(IV)**:



При растворении оксида азота(IV) в воде при избытке кислорода образуется азотная кислота:

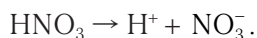


Азотная кислота

Азотная кислота HNO_3 известна по крайней мере с XIII в., ею пользовались еще алхимики. Эта кислота широко используется для получения самых разнообразных химических соединений, в производстве минеральных удобрений.

Азотная кислота — бесцветная жидкость с резким удушливым запахом. HNO_3 хорошо растворяется в воде, смешивается с ней в любых соотношениях. Пары азотной кислоты токсичны, поэтому обращаться с ней надо крайне осторожно.

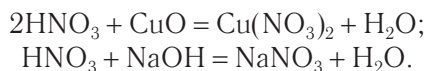
Азотная кислота — сильный электролит, в водном растворе практически полностью диссоциирует на ионы:



Присутствие в разбавленном водном растворе азотной кислоты ионов водорода можно обнаружить по изменению окраски индикатора: *лакмус окрасится в красный цвет* (рис. 47).

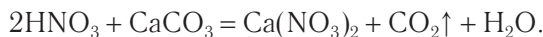
Химические свойства азотной кислоты

Подобно другим кислотам, азотная кислота вступает в реакции с основными оксидами и основаниями; при этом образуются соли азотной кислоты — **нитраты**:



Нитраты щелочных, щелочноземельных металлов и аммония называют **селитрами**. Например, KNO_3 — калийная селитра, NH_4NO_3 — аммиачная селитра, NaNO_3 — натриевая селитра. Они являются твердыми кристаллическими веществами, хорошо растворимыми в воде. Все нитраты ядовиты.

Азотная кислота как сильная кислота взаимодействует с солями более слабых и более летучих кислот, например:



Азотная кислота проявляет **окислительные свойства** по отношению к металлам, но в отличие от других кислот она реагирует с большинством металлов, кроме благородных.

Продуктами взаимодействия азотной кислоты с металлами являются нитраты металлов и соединения азота с меньшей степенью окисления, чем в азотной кислоте. Например, если поместить на дно колбы обрезки медной проволоки (рис. 48) и осторожно (в вытяжном



Рис. 47. Изменение окраски индикатора в растворе азотной кислоты



Рис. 48. Взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой

5. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:

а) азотная кислота \rightarrow нитрат меди(II) \rightarrow медь \rightarrow оксид меди(II);

б) $\text{N}_2 \rightarrow \text{Li}_3\text{N} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2$.

6. Запишите уравнение реакции между гидроксидом кальция и азотной кислотой в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

7. Рассчитайте химическое количество азотной кислоты, которая содержится в ее растворе массой 500 г с массовой долей растворенного вещества, равной 0,25.

8. К раствору, содержащему гидроксид калия массой 5,6 г, прилили избыток раствора азотной кислоты. Определите химическое количество получившейся соли.

9. Определите массу раствора азотной кислоты с массовой долей 62 %, необходимого для полного растворения меди массой 64 г.

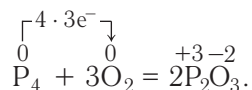
10. В раствор нитрата серебра была опущена пластинка цинка. Через некоторое время масса пластинки изменилась. Объясните почему.

§ 13. Оксиды фосфора и фосфорная кислота

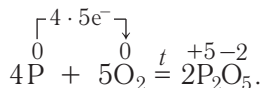
Среди неорганических соединений фосфора наибольшее значение имеют его оксиды, фосфорная кислота H_3PO_4 и ее соли.

Оксиды фосфора

В зависимости от аллотропной модификации фосфора и условий проведения его окисления можно получить оксид фосфора(III) или оксид фосфора(V). Из § 10 вы знаете, что белый фосфор легко окисляется на воздухе при комнатной температуре с образованием **оксида фосфора(III)**:



Красный фосфор при комнатной температуре устойчив к окислению, но загорается при поджигании и горит ослепительно ярким пламенем с образованием белого дыма **оксида фосфора(V)** (рис. 49):



Белый фосфор при сгорании также образует оксид фосфора(V).

Оксиды фосфора обладают кислотными свойствами: взаимодействуют с металлами, основными



Рис. 49. Горение красного фосфора

оксидами и основаниями. С продуктами этих реакций вы познакомитесь более подробно в 10-м классе.

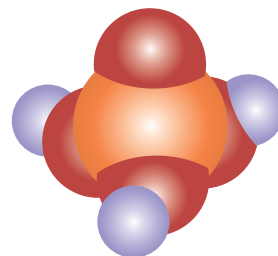
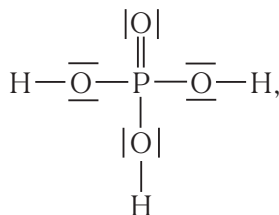
При растворении оксида фосфора(V) в воде образуется **фосфорная кислота** H_3PO_4 :



Фосфорная кислота и ее соли

В молекуле H_3PO_4 атом фосфора соединен с четырьмя атомами кислорода за счет образования одной двойной связи $\text{P}=\text{O}$ и трех одинарных связей $\text{P}-\text{OH}$. Фосфорная кислота H_3PO_4 является трехосновной кислотой.

Графическая формула фосфорной кислоты:



а модель ее молекулы представлена на рисунке 50.

Слабая фосфорная кислота диссоциирует ступенчато:

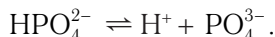
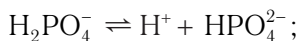
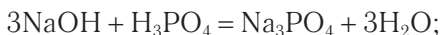


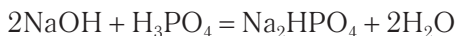
Рис. 50. Модель молекулы фосфорной кислоты

Фосфорная кислота проявляет свойства, характерные для кислот: изменяет окраску индикаторов, реагирует с основными оксидами, основаниями и солями. Например, при взаимодействии гидроксида натрия с фосфорной кислотой в зависимости от мольных соотношений кислоты и щелочи могут образовываться три типа солей:

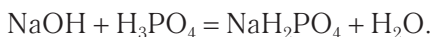
средние — **фосфаты** (Na_3PO_4):



кислые — **гидрофосфаты** (Na_2HPO_4):



и **дигидрофосфаты** (NaH_2PO_4):



Приставка *ди*- в названии дигидрофосфатов указывает на то, что число атомов водорода в составе аниона равно двум.

Большинство средних фосфатов, кроме фосфатов щелочных металлов, нерастворимы, кислые фосфаты, как правило, хорошо растворимы в воде.

Применение фосфорной кислоты и фосфатов

Основная область использования фосфорной кислоты — производство фосфорных удобрений, а также получение кормовых фосфатов, синтетических моющих и водоумягчающих средств. Фосфаты используются как фосфорные удобрения.

Со свойствами фосфорной кислоты H_3PO_4 и ее солей более подробно вы познакомитесь в курсе химии 10-го класса.

К наиболее распространенным соединениям фосфора относятся оксиды, фосфорная кислота и ее соли.

Вопросы и задания

1. Определите степени окисления атомов азота и фосфора в следующих соединениях: а) NF_3 , N_2O_5 , HNO_2 ; б) PCl_3 , H_3PO_4 .

2. Какие оксиды фосфора вы знаете? Запишите их формулы, укажите степени окисления атомов фосфора.

3. Оксид фосфора(V) применяется как обезвоживающее средство. Запишите уравнение реакции, протекающей при связывании воды данным оксидом.

4. Рассчитайте массу фосфорной кислоты, которую можно получить при реакции с водой оксида фосфора(V) химическим количеством 5 моль.

5. Рассчитайте объем воды, необходимой для получения фосфорной кислоты массой 100 г из оксида фосфора(V).

6. Запишите уравнения реакций, происходящих при постепенном приливании к раствору гидроксида бария избытка раствора фосфорной кислоты. Какие соли при этом будут образовываться? Назовите их.

7. Назовите соль, образующуюся в результате реакции, и определите ее массу, если известно, что в раствор, содержащий фосфорную кислоту химическим количеством 1 моль, добавили гидроксид натрия химическим количеством 2 моль.

8. Известно, что в состав костной ткани входит до 58 % фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Рассчитайте массу фосфора, который содержится в костной ткани массой 10 кг.

9. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$.

§ 14. Минеральные удобрения

К важнейшим химическим элементам, необходимым для развития растений, относятся *азот, фосфор и калий*. Кроме названных, для жизнедеятельности растений необходимы и другие химические элементы: сера, магний, железо и кальций. Перечисленные семь элементов называют **макроэлементами**. Кроме них, растениям в очень небольших количествах нужны марганец, кремний, бор, медь, цинк, молибден и другие элементы — **микроэлементы** (рис. 51).

Так, например, железо и марганец играют важную роль в процессе фотосинтеза растений. Если вырастить растение на почве, не содержащей даже следов железа, то его листья и стебли будут белыми.

Медь и молибден способствуют лучшему усвоению азота. Микроэлементы играют важную роль не только в растительных, но и животных организмах.

Необходимые элементы растения получают из почвы в виде растворимых соединений.

Например, азот растения усваивают либо в виде нитрат-иона NO_3^- , либо в виде иона аммония NH_4^+ , а фосфор — в виде фосфат-иона PO_4^{3-} .

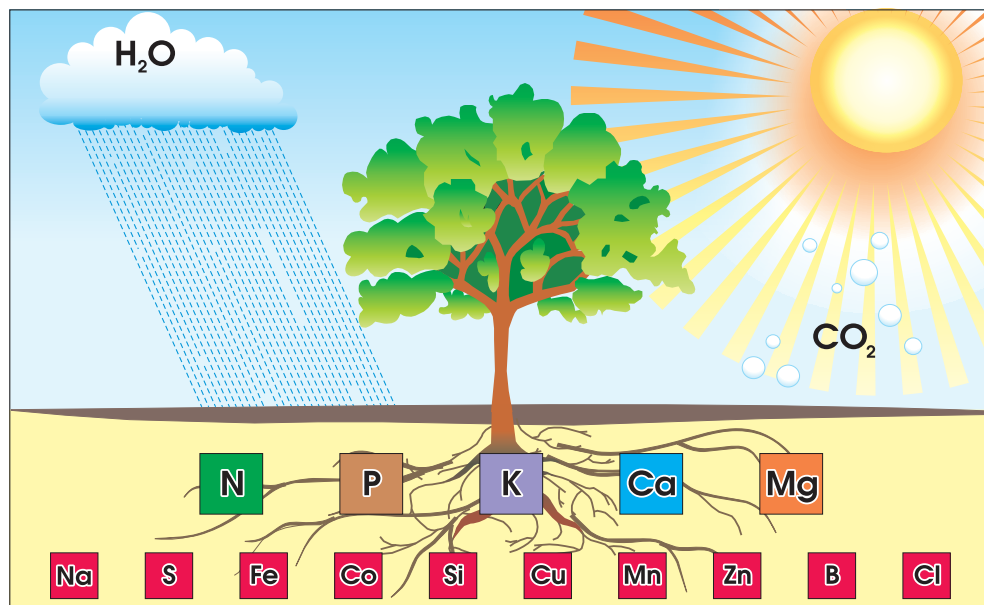


Рис. 51. Макро- и микроэлементы, необходимые для развития растений

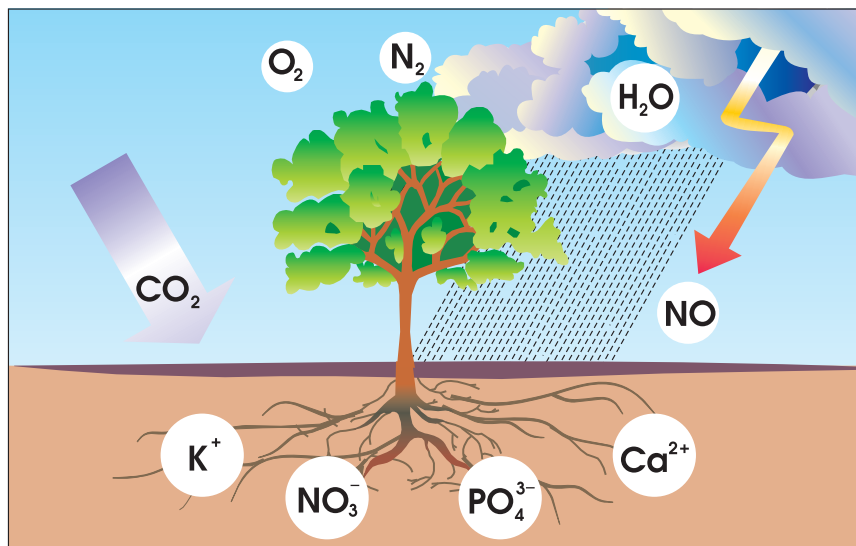


Рис. 52. Пути усвоения растениями необходимых элементов

(рис. 52). Если таких соединений в почве мало, надо их добавлять до нормы. Поэтому почву с давних пор удобряют навозом или вносят на поля минеральные удобрения.



Удобрения — это вещества, которые содержат химические элементы, необходимые для питания растений; их вносят в почву для повышения урожайности.



Существуют бактерии, способные усваивать азот непосредственно из воздуха. Эти бактерии живут в клубеньках корней бобовых растений: люпина, чечевицы, клевера, гороха, фасоли.

Азотные удобрения

К минеральным азотным удобрениям относятся *сульфат аммония* $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, *хлорид аммония* NH_4Cl , *селитры*: NaNO_3 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_3 , *мочевина* $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ и др. Органические азотные удобрения — это *навоз*, *компост* (удобрение, получаемое из органических остатков в результате их биологического разложения), *помет* и *зеленые удобрения* на основе бобовых растений. Помимо азота, они содержат еще другие элементы, необходимые для питания растений.

В большом количестве высококонцентрированные азотные удобрения в Беларуси производятся на ОАО «Гродно Азот» (рис. 53).

Правообладатель Народная асвета



Рис. 53. ОАО «Гродно Азот»

Фосфорные удобрения

В качестве фосфорных удобрений чаще всего используют разнообразные фосфаты кальция, например измельченный природный минерал *фосфорит* (*фосфоритная мука*), основной компонент которого фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Фосфорит плохо растворим в воде. К хорошо растворимым в воде фосфорным удобрениям относятся *двойной суперфосфат* $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, *аммофос* — смесь двух солей: $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$. Фосфорные удобрения в Беларуси производятся на ОАО «Гомельский химический завод».

Калийные удобрения

В качестве калийных удобрений чаще всего используют хлорид калия KCl и нитрат калия KNO_3 .

Крупнейшее в Европе Старобинское месторождение калийных солей расположено на территории Беларуси, вблизи Солигорска. Здесь на глубине от 300 м до 1000 м залегают миллиарды тонн *сильвинита* — главного минерального богатства нашей страны.

Сильвинит представляет собой сросшиеся кристаллы хлорида калия и хлорида натрия (см. рис. 17).

Важным калийным удобрением является также *зола* дров, соломы, стеблей растений, в которой калий находится в виде карбоната калия (*поташа*) K_2CO_3 . Это вещество хорошо растворимо в воде и легко усваивается растениями. Кроме того, в золе содержатся фосфор, кальций и другие элементы, необходимые для развития растений.

При внесении минеральных удобрений в почву необходимо учитывать состав почвы и ее кислотность, а также строго придерживаться норм. Например, избыточное внесение в почву азотных удобрений приводит к тому, что нитраты попадают в пищевые продукты, загрязняя их и делая непригодными к употреблению. Содержание нитратов в овощах, фруктах и других продуктах не должно превышать предельно допустимой концентрации (5 мг/кг в сутки). При использовании экологически чистых продуктов человек в сутки потребляет нитраты массой примерно 100—200 мг, из них 60—70 % с овощами, а 10—20 % с водой.

Удобрения — это вещества, которые содержат химические элементы, необходимые для питания растений; их вносят в почву для повышения урожайности.

К важнейшим химическим элементам, необходимым для развития растений, относятся азот, фосфор и калий.

Вопросы и задания

1. Назовите важнейшие химические элементы, необходимые для развития растений.
2. Вычислите массовые доли азота в следующих удобрениях: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaNO_3 , NH_4NO_3 . Какое из этих удобрений может быть названо наиболее концентрированным? Почему?
3. Улучшения свойств кислых почв добиваются путем известкования — внесения в почву гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или известняка CaCO_3 . Можно ли для улучшения состава и урожайности кислых почв смешивать аммиачную селитру с гашеной известью?
4. Определите массу раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 , равной 50 %, необходимого для получения нитрата аммония массой 1 т, без учета потерь.
5. На складе удобрений в одинаковых мешках хранились калиевая селитра и хлорид аммония. Лаборант для проведения анализа отсыпал немного каждого из удобрений, но перепутал пробирки с веществами. Помогите ему распознать эти два вещества.
6. Кормовая добавка преципитат представляет собой кристаллогидрат соли кальция, в котором на каждую формульную единицу соли приходится две молекулы воды. Выведите формулу преципитата, если известен состав безводной соли: Ca — 29,7 %, H — 0,735 %, P — 22,77 %, O — 47,05 %.
7. В золе древесины ели массовая доля карбоната калия составляет 26,4 %. Определите массу соляной кислоты с массовой долей HCl, равной 20 %, который полностью нейтрализует карбонат калия, содержащийся в золе древесины ели массой 100 г.

8. Какие виды удобрений используют в вашей местности? Какие сельскохозяйственные культуры ими удобряют? Подготовьте сообщение на тему «Минеральные удобрения и их роль в сельскохозяйственном производстве».

Домашний эксперимент. В два небольших стакана положите по головке лука и налейте немного воды. В один стакан подливайте водопроводную воду, а в другой — воду с растворенными в ней удобрениями. Опишите свои наблюдения.

§ 15. Углерод и кремний — элементы IVA-группы

В IVA-группу периодической системы входят *углерод* C, *кремний* Si, *германий* Ge, *олово* Sn и *свинец* Pb. В группе с ростом атомного номера увеличивается атомный радиус, неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются, последние три элемента относятся к *металлам*.

Строение атомов

У атомов углерода и кремния на внешнем электронном слое находится по четыре электрона (см. рис. 2) и до его завершения не хватает четырех электронов. Поэтому в своих соединениях с металлами углерод и кремний могут проявлять отрицательную степень окисления, равную -4 , например: $\overset{-4}{\text{Al}}_4\overset{-4}{\text{C}}_3$, $\overset{-4}{\text{Mg}}_2\overset{-4}{\text{Si}}$ др.

В соединениях с более электроотрицательными элементами атомы углерода и кремния проявляют положительные степени окисления, обычно $+4$, но иногда и $+2$, например: $\overset{+4}{\text{SiO}}_2$, $\overset{+4}{\text{CO}}_2$, $\overset{+2}{\text{CO}}$ и т. д.

Вы уже знаете, что основой всего живого на Земле — от микроорганизмов до человека — являются соединения углерода.

Распространенность в природе

Углерод составляет основу органической жизни на Земле, а кремний — один из главных элементов неживой природы. В природе углерод встречается в виде простых веществ, оксидов CO и CO₂, карбонатов (например, CaCO₃ в составе мела, мрамора, известняка), ископаемого топлива (уголь, нефть, газ). Подавляющее большинство соединений углерода относят к так называемым **органическим** (от слова «организм») веществам, которые более подробно будут рассмотрены в следующих главах учебника.

Кремний — самый распространенный элемент в земной коре (массовая доля — 27,6 %) после кислорода. Земная кора почти на 75 % состоит из соеди-

нений кремния. В природе кремний встречается преимущественно в виде оксида кремния(IV) SiO_2 и солей кремниевой кислоты — силикатов.

Строение и физические свойства простых веществ

Углерод может существовать в виде нескольких простых веществ. В быту мы сталкиваемся с такими простыми веществами, образованными атомами углерода, как *сажа*, *уголь* и *графит*. Проведенные в середине XX в. исследования показали, что строение этих веществ во многом сходно. Сажа, древесный уголь, получаемый при нагревании древесины без доступа воздуха, и кокс, получаемый из каменного угля, состоят из мельчайших частиц *графита*, строение которого представлено на рисунке 54.

Древесный уголь обладает способностью концентрировать на своей поверхности (*адсорбировать*) пары, газы и вещества из жидких растворов. Это объясняется тем, что он имеет очень большую поверхность. Поместим в стакан с раствором лакмуса истолченный древесный уголь (рис. 55) и выдержим некоторое время. Жидкость обесцветится, так как уголь поглотит растворенное вещество (рис. 56). Сорбционные свойства угля широко применяются в противогазах, на химическом производстве для улавливания растворителей, для обесцвечивания и очистки сахарного сиропа, масла, жиров, питьевой воды, а также в медицине.

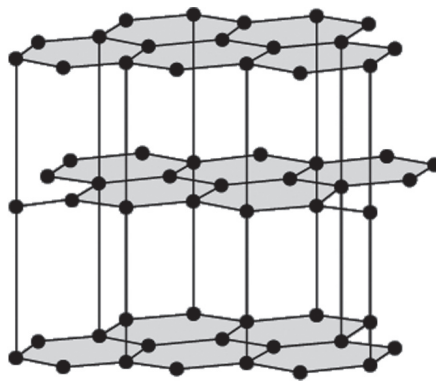


Рис. 54. Схема строения кристалла графита



Рис. 55. Древесный уголь и стакан с раствором лакмуса



Рис. 56. Древесный уголь в стакане с раствором лакмуса после выдерживания

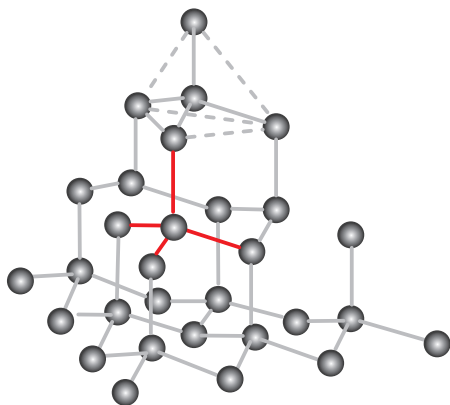


Рис. 57. Схема строения кристалла алмаза

В отличие от графита в *алмазе* (рис. 57) каждый атом углерода связан с другими четырьмя химическими связями, направленными к вершинам тетраэдра. Все четыре связи между атомами углерода одинаковые, небольшие по длине и поэтому очень прочные. Характер связей между атомами приводит к тому, что алмаз — самое твердое природное вещество из всех известных. Искусственно ограненные алмазы называются бриллиантами.

Известны и другие аллотропные модификации углерода: *карбин* и *фуллерены*. С ними вы познакомитесь в курсе химии 10-го класса.

В том, что разные модификации углерода представляют собой видоизменения одного и того же элемента, можно убедиться, сжигая их в кислороде. Все они дадут при горении *один и тот же продукт* — оксид углерода(IV) и ничего больше. Кроме того, равные массы графита, алмаза, карбина и фуллерена дадут одно и то же количество углекислого газа.



В конце XVIII в. известный французский химик Лавуазье вместе со своими коллегами купили небольшой алмаз и сожгли его в громадной «зажигательной машине» (рис. 58) с помощью солнечного луча. При этом выделился только один продукт — углекислый

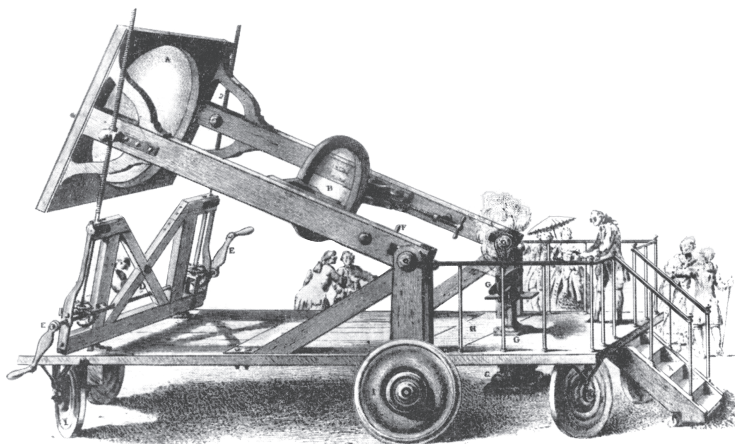


Рис. 58. «Зажигательная машина» Лавуазье

газ CO_2 . Углекислый газ Лавуазье получил и при сжигании древесного угля. Эти опыты позволили ученому считать, что алмаз и уголь имеют одно начало. В 1787 г. появилось первое название углерода — *карбонеум*. В 1824 г. было предложено название *углерод*.

В определенных условиях возможно превращение одной модификации углерода в другую. Так, при сильном нагревании без доступа воздуха алмаз чернеет и превращается в графит. Искусственные алмазы можно получить из графита при температуре выше 2000°C и давлении порядка 100 000 атм.

При записи уравнений химических реакций различные модификации углерода обозначаются буквой С.

Кристаллическая решетка **кремния** аналогична кристаллической решетке алмаза, показанной на рисунке 57. Но, в отличие от алмаза, кремний обладает способностью проводить электрический ток при определенных условиях. При нагревании или освещении электропроводность кремния возрастает. Именно поэтому он применяется в солнечных батареях для преобразования энергии солнечного излучения в электрическую энергию.

Кремний применяют также в производстве специальных сталей, отличающихся высокой жаропрочностью, в качестве восстановителя при промышленном получении металлов из руд.



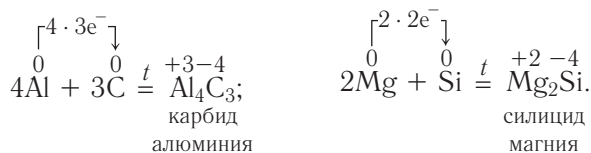
В настоящее время получают кремний 99,9999999 %-й чистоты. Это означает, что среди миллиарда атомов кремния может быть лишь один атом другого элемента.

Химические свойства углерода и кремния

Атомы углерода и кремния в простых веществах связаны между собой прочными ковалентными связями. Поэтому углерод и кремний реагируют с другими веществами, как правило, при нагревании.

Взаимодействуя с атомами менее электроотрицательных элементов (металлов), атомы углерода и кремния принимают электроны (*восстанавливаются*), приобретая при этом отрицательные степени окисления. При этом простые вещества углерод и кремний будут проявлять **окислительные свойства**.

Окислительные свойства углерода и кремния проявляются при их взаимодействии с металлами при высокой температуре:



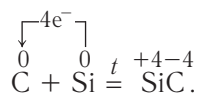
Получаемые соединения называются *карбидами* и *силицидами* соответственно.

Взаимодействуя с атомами более электроотрицательных элементов, атомы углерода и кремния могут отдавать электроны (*окисляться*), приобретая положительные степени окисления. При этом простые вещества углерод и кремний будут проявлять **восстановительные свойства**.

Углерод и кремний проявляют восстановительные свойства при взаимодействии с кислородом, образуя при этом оксиды:

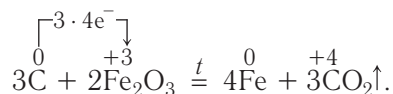


При очень высоких температурах кремний взаимодействует с углеродом, образуя карбид кремния (*карборунд*):



В этой реакции кремний выступает в качестве восстановителя, а углерод — в качестве окислителя.

Восстановительные свойства углерода и кремния проявляются и в реакциях со сложными веществами. Из курса химии 8-го класса вы уже знаете о применении углерода для получения металлов из их оксидов:



Это один из самых первых химических процессов, освоенных человеком.

Известно несколько простых веществ, которые построены из атомов углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерены.

Структура простого вещества кремния аналогична структуре алмаза.

При взаимодействии с другими веществами углерод и кремний могут проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства.

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте углерод и кремний, указав их положение в периодической системе (порядковый номер, группа, подгруппа, период) и строение атома (заряд ядра, число электронных слоев, число внешних электронов). Характеристики запишите в виде таблицы.

2. Приведите уравнение химической реакции, с помощью которой можно доказать, что графит и алмаз — простые вещества одного и того же химического элемента.

3. Иногда при отравлениях врачи рекомендуют применять активированный уголь — спрессованный в таблетки порошок угля с большой поверхностью. Какую роль играет уголь в данном случае?

4. Рассчитайте химическое количество кислорода, который потребуется для превращения углерода массой 500 г в углекислый газ.

5. Рассчитайте химическое количество карбида алюминия Al_4C_3 , который образуется при взаимодействии металлического алюминия с углеродом массой 48 г.

6. Кремний впервые был получен пропусканием паров фторида кремния(IV) над нагретым калием. Напишите уравнение этой реакции. Вычислите химическое количество фторида кремния(IV), который прореагирует с калием массой 78 г.

7. Сверхчистый кремний можно получить путем превращения чистого кремния в бромид кремния(IV), который затем восстанавливают водородом. Напишите уравнения соответствующих реакций. Вычислите химическое количество бромида кремния(IV), который необходимо восстановить для получения кремния массой 10 кг.

8. Запишите уравнение реакции получения хрома из оксида хрома(III) при восстановлении его кремнием. Рассчитайте массу кремния, необходимого для восстановления хрома из Cr_2O_3 массой 18 кг.

9. Составьте 2—3 уравнения реакций, характеризующих восстановительные свойства углерода. В каждой из реакций назовите окислитель.

Домашний эксперимент. В несколько стаканов налейте окрашенные жидкости: чай, компот, раствор синьки для белья, раствор, приготовленный из нескольких капель зеленки в воде. В каждый раствор поместите несколько истолченных таблеток активированного угля и оставьте на некоторое время. Как изменится окраска взятых растворов? На какое свойство угля указывает изменение окраски?

§ 16. Оксиды углерода и кремния

Среди неорганических соединений углерода и кремния наибольшее значение имеют их кислородные соединения: оксиды, угольная и кремниевая кислоты и их соли.

Оксид углерода(II)

Модель молекулы **оксида углерода(II)** представлена на рисунке 59. Он относится к *несолеобразующим* оксидам, так как не взаимодействует в обычных условиях ни с кислотами, ни со щелочами. Для этого соединения характерны **восстановительные свойства**. Мы уже рас-

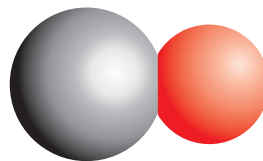
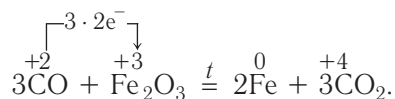
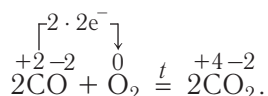


Рис. 59. Модель молекулы оксида углерода(II)

сма тривали применение оксида углерода(II) для восстановления металлов из руд:



Оксид углерода(II) горит на воздухе голубоватым пламенем с выделением большого количества теплоты, превращаясь в углекислый газ:

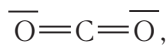


Оксид углерода(II) CO образуется при неполном сгорании топлива (дрова, торф, уголь) в печи и может попадать в воздух помещений. При вдыхании человеком такого воздуха наступает отравление (*угар*), поэтому CO называют *угарным газом*. Угарный газ содержится также в табачном дыму и выхлопных газах автомобилей. Оксид углерода(II) — **сильный яд**! При вдыхании он связывается с гемоглобином крови прочнее, чем кислород, и тем самым блокирует перенос кислорода в организме. Возникает кислородное голодание, сопровождающееся головной болью, потерей сознания. При сильном отравлении возможен смертельный исход. Человека, пострадавшего от угарного газа, надо как можно быстрее вынести на свежий воздух, а затем вызвать врача.

Оксид углерода(II) служит исходным сырьем для получения большого количества органических веществ. В то же время он является одним из наиболее опасных загрязнителей атмосферного воздуха.

Оксид углерода(IV)

С **оксидом углерода(IV)**, или *углекислым газом*, CO₂, вы уже знакомы. Графическая формула молекулы этого оксида:



а модель молекулы углекислого газа показана на рисунке 60.

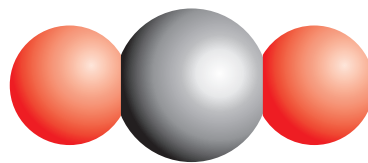


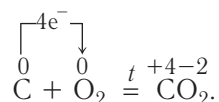
Рис. 60. Модель молекулы углекислого газа

Молярная масса CO₂ в 1,5 раза больше средней молярной массы воздуха (29 г/моль), поэтому углекислый газ тяжелее воздуха. Сам углекислый газ не ядовит, но он не поддерживает дыхание, поэтому в его атмосфере животные и человек погибают от отсутствия кислорода.

Углекислый газ под давлением превращается в жидкость, которая при охлаждении затвердевает, образуя белое вещество, напоминающее снег (*сухой*

лед). Сухой лед при обычном давлении не плавится, а сразу же испаряется, так как имеет *молекулярную кристаллическую решетку*. Он широко используется как охлаждающее средство для хранения скоропортящихся продуктов, например мороженого.

Углекислый газ может быть получен при взаимодействии углерода с кислородом при нагревании:



Он также образуется при сжигании различных органических веществ (метана, сахара, спирта и др.). Реакция сопровождается выделением большого количества теплоты, поэтому сжигание угля, различных органических веществ используют для получения тепловой энергии. Углекислый газ образуется также при дыхании живых организмов и гниении их остатков.

В промышленности оксид углерода(IV) получают обжигом известняка CaCO_3 :



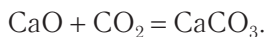
В лаборатории его можно получить действием кислот на карбонаты, например на карбонат кальция CaCO_3 в виде мела или мрамора (рис. 61):



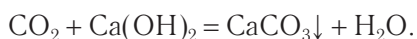
Углекислый газ является кислотным оксидом, он незначительно растворяется в воде, образуя при этом слабую *угольную кислоту*:



С основными оксидами CO_2 образует соли угольной кислоты — *карбонаты*:



Углекислый газ взаимодействует и с основаниями. Так, при пропускании его через насыщенный раствор гидроксида кальция, который называется *известковой водой*, раствор мутнеет и выпадает осадок карбоната кальция:



Эта реакция является *качественной* на CO_2 .



Рис. 61. Получение углекислого газа в лаборатории

Оксид кремния(IV)

Оксид кремния(IV) представляет собой твердое тугоплавкое вещество (температура плавления 1713 °С), нерастворимое в воде. Высокая температура плавления этого вещества свидетельствует о том, что оно имеет *немолекулярное строение*.

В оксиде кремния(IV) атомы кремния и кислорода связаны между собой ковалентными связями в гигантском кристалле (рис. 62). Для описания состава таких веществ, как вы помните, пользуются формульными единицами. Формульная единица SiO_2 показывает, что в составе оксида кремния(IV) на каждый атом кремния приходится два атома кислорода.

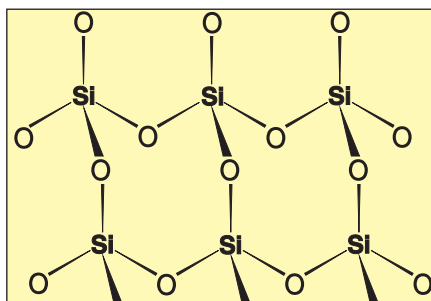


Рис. 62. Схема строения кристалла оксида кремния(IV)



В природе оксид кремния(IV) существует в виде большого числа модификаций (*кремнезем, кварц, кристобалит* и др.), образующих и речной песок, и горный хрусталь (рис. 63), и широко распространенный на территории Беларуси *кремнь*. Часто в природе минералы на основе SiO_2 содержат примеси оксидов железа, алюминия, хрома и других элементов, придающих им определенную окраску. Они используются в качестве драгоценных и поделочных камней (например, яшма, агат, цитрин, аметист и др.).

Оксид кремния(IV) — химически неактивное вещество. Например, с водой SiO_2 не реагирует. Но как кислотный оксид SiO_2 реагирует с основными оксидами, щелочами и некоторыми солями, например карбонатами, при нагревании или сплавлении с образованием солей слабой кремниевой кислоты — *силикатов*:

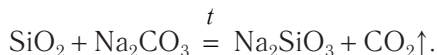
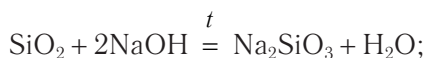
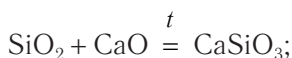


Рис. 63. Минералы на основе оксида кремния(IV): а — горный хрусталь; б — цитрин; в — аметист

Для оксида углерода(II) характерны восстановительные свойства.

Оксид углерода(IV) — углекислый газ — является кислотным оксидом. При растворении в воде он образует слабую угольную кислоту.

Углекислый газ взаимодействует с основными оксидами и с основаниями, образуя карбонаты и гидрокарбонаты.

Оксид кремния(IV) SiO_2 является кислотным оксидом. При нагревании или сплавлении SiO_2 реагирует с основными оксидами, щелочами и некоторыми солями.

Вопросы и задания

1. Как можно установить наличие углекислого газа в его смеси с азотом?
2. Для того чтобы очистить CO от примесей CO_2 , смесь газов пропустили через раствор гидроксида калия. Запишите соответствующие уравнения реакций.
3. Рассчитайте массу карбоната кальция, который необходимо взять для получения углекислого газа химическим количеством 100 моль.
4. При хранении на воздухе твердый гидроксид натрия NaOH превращается в белую порошкообразную массу. Объясните, что при этом происходит, и составьте уравнение соответствующей реакции.
5. Рассчитайте химическое количество кислорода, который необходимо взять для того, чтобы превратить CO массой 104 г в углекислый газ.
6. Как разделить смесь двух оксидов углерода: а) физическим способом; б) химическим способом?
7. Определите массу оксида углерода(II), необходимого для полного восстановления железа из оксида железа(III) массой 112 г.
8. Процесс промышленного получения чугуна описывается следующей схемой:
а) уголь (углерод) + кислород → газ А;
б) газ А + уголь → газ Б;
в) газ Б + оксид железа(III) → железо + газ А.
Запишите соответствующие уравнения химических реакций и назовите газы А и Б.
9. Запишите 2—3 уравнения реакций, с помощью которых можно превратить оксид кремния(IV) в растворимые в воде химические соединения.
10. В каких целях применяют сухой лед? В чем его преимущество по сравнению с обычным льдом?

Практическая работа 1

Получение и изучение свойств оксида углерода(IV)

1. Получение оксида углерода(IV)

Опыт 1. В пробирку поместите несколько кусочков мрамора или мела, прилейте к ним разбавленную соляную кислоту объемом 2—3 см³. Закрой-

те пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Соберите выделяющийся газ в пробирку методом вытеснения воздуха. Как надо расположить пробирку — вверх или вниз дном? Почему?

II. Исследование свойств оксида углерода (IV)

Опыт 1. Внесите в пробирку с углекислым газом горящую лучинку. Что вы наблюдаете?

Опыт 2. Пропустите выделяющийся газ в пробирку с раствором гидроксида кальция (известковой водой). Опишите и объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнение реакции в молекулярной и сокращенной ионной формах. Выпадет ли осадок при замене $\text{Ca}(\text{OH})_2$ на CaCl_2 ?

Оформите отчет о проделанной работе и сделайте выводы.

§ 17. Угольная кислота и ее соли

Углекислый газ при растворении в воде образует **угольную кислоту**, которая представляет собой очень непрочное вещество. При попытке выделить эту кислоту из раствора она практически полностью разлагается на углекислый газ и воду:

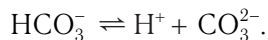


В то же время раствор CO_2 в воде слегка кисловат на вкус и показывает слабо выраженную кислую реакцию на лакмус (раствор индикатора окрашивается в розовый цвет). Поэтому раствор оксида углерода (IV) в воде можно считать раствором угольной кислоты. В этом растворе угольная кислота, являясь слабой двухосновной кислотой, диссоциирует ступенчато, отщепляя ионы водорода. При этом на первой ступени диссоциации, помимо иона водорода H^+ , образуется *гидрокарбонат-ион* HCO_3^- :



Часть *гидро-* в названии кислотного остатка, как вы уже знаете, указывает на наличие в его составе атома водорода. Соли, содержащие такой кислотный остаток, называются **гидрокарбонатами**.

На второй ступени гидрокарбонат-ион диссоциирует с образованием иона водорода и *карбонат-иона* CO_3^{2-} :



Соли, содержащие карбонат-ион, являются средними и называются **карбонатами**.

Химические свойства солей угольной кислоты

Соли угольной кислоты, кроме карбонатов большинства щелочных металлов, при нагревании *разлагаются* с выделением углекислого газа:



Карбонаты и гидрокарбонаты как соли очень слабой кислоты *взаимодействуют со всеми более сильными кислотами* с выделением углекислого газа. Если капнуть на кусочек мела, который представляет собой карбонат кальция, соляной кислотой, то наблюдается характерное «вскипание» из-за бурного выделения углекислого газа (рис. 64):

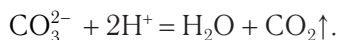


Рис. 64. «Вскипание» мела под действием соляной кислоты



Такое испытание можно проводить и с твердыми карбонатами, и с их растворами. Приведенную реакцию рассматривают как *качественную реакцию* для определения карбонат-ионов.

Для растворимых карбонатов качественную реакцию можно записать в сокращенной ионной форме:



Карбонатами можно пользоваться для нейтрализации кислот, так как при их взаимодействии с кислотами происходит связывание ионов водорода. Например, *известняк*, состоящий в основном из CaCO_3 , в размолотом виде и *доломитовую муку* ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$) вносят в почвы при их излишней кислотности. Аналогичную роль выполняет и древесная зола из-за содержащегося в ней карбоната калия.

Лабораторный опыт 2

Обнаружение карбонат-ионов

В одну пробирку положите кусочек мела величиной с горошину, а в другую налейте раствор соды. В обе пробирки прилейте соляную кислоту объемом по 1—2 см³. Что при этом наблюдается? Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.



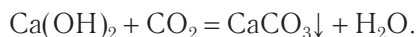
Рис. 65. Взаимодействие углекислого газа с раствором гидроксида кальция



Рис. 66. Сталактиты и сталагмиты

Превращения карбонатов и гидрокарбонатов

Если пропустить углекислый газ через раствор гидроксида кальция (рис. 65), то будет наблюдаться помутнение раствора за счет выпадения осадка:



При дальнейшем пропускании углекислого газа через образовавшуюся суспензию (взвесь твердых частиц карбоната кальция в воде) твердые частицы будут растворяться, жидкость снова станет прозрачной. Это обусловлено образованием растворимого в воде гидрокарбоната кальция:



При нагревании гидрокарбонат кальция превращается в карбонат:



В природе протекание процессов с участием углекислого газа, воды и известняка, мела, мрамора (все эти вещества по химическому составу представляют собой карбонат кальция) приводит к их постепенному растворению за счет превращения в гидрокарбонаты. В результате в земной коре появляются огромные полости, пещеры. Гидрокарбонат кальция существует только в растворе. При удалении воды он переходит в карбонат. Так в пещерах образуются *сталактиты* и *сталагмиты* (рис. 66), состоящие из карбоната кальция.

Применение солей угольной кислоты

Одна из наиболее широко применяемых солей угольной кислоты — карбонат натрия. Он известен под названиями *кальцинированная сода* Na_2CO_3 и *кристаллическая сода* $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. В природе эти вещества практически не встречаются, поэтому их синтезируют, получая вначале гидрокарбонат натрия NaHCO_3 .



Рис. 67. Питьевая сода



Рис. 68. Станция Минского метрополитена, отделанная мрамором



Название «кальцинированная сода» указывает на способ получения безводного карбоната натрия при прокаливании NaHCO_3 (лат. *кальцинация*). Кристаллическая сода образуется при кристаллизации соли из водных растворов и содержит воду в своем составе.

Соду применяют при производстве мыла, стекла, для получения неорганических красителей, соединений натрия, в производстве алюминия и многих других продуктов.

Кислую соль — гидрокарбонат натрия NaHCO_3 — называют *питьевой содой*. Питьевая сода применяется в быту и пищевой промышленности. Если добавить питьевую соду в тесто, то при выпечке изделий она разлагается с выделением углекислого газа. Это приводит к разрыхлению теста, и изделия из него становятся более пористыми.



Раньше карбонаты — соли угольной кислоты — называли углекислыми. При этом в названиях кислых солей появлялось два слова «кислый». Так, питьевую соду часто называют «кислый углекислый натрий» или «двууглекислый натрий» (рис. 67).

Карбонат кальция, существующий в природе в виде мрамора и известняка, используют в строительстве в качестве облицовочных и архитектурно-строительных материалов. На рисунке 68 вы видите одну из станций Минского метрополитена, при строительстве которой широко использовали отделку мрамором.

Слабая угольная кислота H_2CO_3 образуется при растворении углекислого газа в воде.

Угольная кислота образует два ряда солей: средние — карбонаты — и кислые — гидрокарбонаты. Карбонаты и гидрокарбонаты способны к взаимопревращениям.

Карбонаты как соли слабой кислоты взаимодействуют со всеми более сильными кислотами с выделением углекислого газа.

Соли угольной кислоты, кроме карбонатов большинства щелочных металлов, при нагревании разлагаются с выделением углекислого газа.

Вопросы и задания

1. Чем обусловлен кислый вкус газированных и некоторых минеральных вод?
2. Составьте уравнения, отвечающие реакциям карбоната калия и карбоната магния с соляной кислотой. Запишите эти уравнения в сокращенном ионном виде.
3. Составьте полные молекулярные уравнения реакций, выраженных следующими молекулярно-ионными уравнениями:
а) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$; б) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. С какими из перечисленных веществ будет реагировать карбонат калия: соляная кислота, сульфат бария, нитрат кальция, бромид натрия? Запишите уравнения возможных реакций.
5. При взаимодействии с кислотой щелочи, длительное время хранившейся в склянке с неплотно закрытой крышкой, выделяются пузырьки газа. Что это за газ? Как вы можете объяснить наблюдаемый процесс?
6. Как можно получить карбонат натрия, имея металлический натрий и другие необходимые для реакций вещества? Запишите уравнения реакций.
7. Определите массу карбоната натрия, необходимого для полной нейтрализации раствора серной кислоты массой 200 г с массовой долей H_2SO_4 49 %.
8. Запишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:
$$\text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$$
9. Какова массовая доля Na_2CO_3 в кристаллической соде?
10. Определите массу воды, необходимой для приготовления 10 %-го раствора карбоната натрия из кристаллической соды массой 54 г.

§ 18. Кремниевая кислота и ее соли

Оксид кремния(IV) в воде не растворяется и с ней не взаимодействует. Поэтому **кремниевую кислоту** получают, действуя более сильными кислотами на растворы ее солей. Она получается в виде студенистого осадка, содержащего воду (рис. 69). Кремниевая кислота имеет сложный состав с общей формулой $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$. Однако условно состав этой кислоты описывается простейшей формулой H_2SiO_3 :

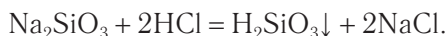




Рис. 69. Образование кремниевой кислоты



Рис. 70. Силикагель

Кремниевая кислота слабо растворяется в воде. Она является непрочным соединением: при нагревании или длительном хранении постепенно разлагается на воду и оксид кремния(IV):



Кремниевая кислота очень слабая.



При полном обезвоживании осадка кремниевой кислоты образуется пористый аморфный оксид кремния(IV) — *силикагель* (рис. 70). Силикагель имеет развитую поверхность, поэтому отлично поглощает влагу. В химических лабораториях силикагель используют для осушки газов.

Соли кремниевой кислоты

Соли кремниевой кислоты называются **силикатами**. Растворимы только силикаты щелочных металлов. Силикаты калия и натрия называют *растворимыми стеклами*, а их концентрированные водные растворы — *жидким стеклом*. Вы сталкивались с жидким стеклом, используя силикатный клей. Концентрированный водный раствор силиката натрия используется не только в качестве клея, но и для пропитки деревянных изделий, тканей с целью придания им огнеупорных свойств. Приготовим две одинаковые полоски бумаги. Одну из них покроем тонким слоем силикатного клея (жидкого стекла) и высушим на воздухе. Затем одновременно внесем полоски в пламя спиртовки (рис. 71, 72). Что при этом наблюдается?

Если в разбавленный раствор силиката натрия поместить несколько кристаллов окрашенных солей, то через некоторое время в растворе появятся длинные цветные нити в виде веточек. Получается «силикатный сад» (рис. 73). С особенностями протекания этого процесса вы можете познакомиться, если прочитаете дополнительную литературу.



Рис. 71. Горение бумаги, покрытой силикатным клеем



Рис. 72. Горение чистой бумаги



Рис. 73. «Силикатный сад»



В составе силикатов часто встречается третий по распространенности в земной коре после кислорода и кремния элемент — алюминий. В этом случае они называются *алюмосиликатами*. Строение алюмосиликатов очень сложное. Поэтому их состав часто записывают не в виде формулы индивидуального химического вещества, а в виде соединения оксидов. Например, состав *калиевого полевого шпата* выражается формулой $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ вместо формулы $K_2[Al_2Si_6O_{16}]$. Состав *каолинита* — главной составной части глин — отвечает формуле $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$. Природные кремнеземы, силикаты и глина являются сырьем для силикатной промышленности.

Кремниевую кислоту H_2SiO_3 можно получить, действуя более сильными кислотами на растворы ее солей.

Соли кремниевой кислоты называются силикатами.

Водные растворы силикатов калия и натрия называют жидким стеклом.

Вопросы и задания

1. Какое из природных соединений представляет собой чистый оксид кремния(IV)? Как исходя из этого соединения можно получить кремниевую кислоту? Запишите уравнения соответствующих реакций.
2. Рассчитайте массовую долю кремния в кремниевой кислоте.
3. Даны три растертых в порошок вещества: сахар, мел и речной песок. Предложите 1—2 способа для того, чтобы различить эти вещества.
4. Рассчитайте массу воды, которая выделится при полном обезвоживании кремниевой кислоты, если при этом образуется оксид кремния(IV) химическим количеством 1,25 моль.

5. Силикат натрия получают при сплавлении оксида кремния(IV) с карбонатом натрия. Запишите уравнение этой реакции. Рассчитайте химическое количество оксида кремния(IV), который необходимо взять для получения силиката натрия массой 50 г.

6. Рассчитайте химическое количество силиката калия, который можно получить из песка массой 100 г, массовая доля SiO_2 в котором равна 92 %.

7. Определите массу раствора соляной кислоты с массовой долей HCl , равной 20 %, необходимой для взаимодействия с силикатом натрия химическим количеством 0,05 моль.

8. Силикаты каких металлов называют растворимыми стеклами?

9. Запишите уравнения реакций, иллюстрирующие следующие превращения:



Домашний эксперимент. Пакетики с силикагелем часто бывают вложены в коробки с обувью или бытовыми приборами. Если вы нашли такой пакетик, то можете проделать с его содержимым несколько опытов. Такие же опыты можно проделать с наполнителем для кошачьих туалетов, содержащим силикагель. 1. Налейте в пластиковый стаканчик воды и добавьте туда немного окрашенной жидкости. Насыпьте в раствор силикагель, перемешайте и выдержите некоторое время. Жидкость обесцветится. Как вы думаете, почему? 2. Возьмите две одинаковые банки с плотными крышками. В каждую поместите немного пахучей жидкости (например, одеколона). В одну из банок добавьте несколько гранул силикагеля. Закройте банки крышками. Через 4—5 ч сравните запах в обеих банках.

Практическая работа 2

Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы»

Задача 1. Докажите опытным путем, что скорлупа куриного яйца содержит карбонат кальция. Составьте уравнение химической реакции.

Задача 2. В двух пронумерованных пробирках находятся растворы хлорида натрия и силиката натрия. Определите, в какой из пробирок находится каждая соль. Составьте уравнения химических реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Задача 3. Из водного раствора силиката натрия (силикатный клей) получите кремниевую кислоту. Составьте уравнение химической реакции.

Задача 4. В двух пронумерованных пробирках находятся растворы сульфата натрия и карбоната натрия. Определите, в какой из пробирок находится каждая соль. Составьте уравнения химических реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Задача 5. Осуществите практически следующие химические превращения:



Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Задача 6. Осуществите практически следующие химические превращения:



Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

§ 19. Строительные материалы на основе природных оксидов и солей

С древних времен человек старался использовать окружающую его природу: воду, огонь, растительный и животный мир, почву, камни. Именно из камня он сделал первые орудия для труда и охоты. На заре возникновения цивилизации (15 000 лет до н. э.) появились первые нехитрые каменные сооружения. Камни надо было скреплять между собой, чтобы сооружение не разваливалось, в связи с этим в обиходе появились вяжущие вещества. Человек научился пользоваться глиной, делать из нее различные изделия. Еще позже возникло производство кирпича и стекла. Так зарождалось строительное ремесло.

Современная строительная индустрия использует неорганические соединения в самом разнообразном виде: материалы из силикатных расплавов (стекла), керамические изделия, вяжущие вещества. Основным источником сырья для производства строительных материалов являются природные соединения: песок, известняк, силикаты, алюмосиликаты, глина.

Познакомимся с продукцией силикатной промышленности более подробно.

Керамические материалы

Слово «керамика» происходит от греческого слова «керамос» — глина, глиняная посуда. Основным сырьем для ее производства служат различные сорта осадочных горных пород — глин. Глины способны образовывать с водой пластичную массу. Влажной глине можно придать любую форму. Если глину обжечь при высокой температуре, то она необратимо твердеет, что и используется в производстве керамических изделий.

Керамика представляет собой один из древнейших искусственных материалов. Раскопки показывают, что керамические изделия были известны человеку с эпохи неолита, т. е. более 10 тыс. лет тому назад.



Рис. 74. Керамические изделия

Первыми керамическими материалами были кирпичи, плитки, хозяйственная посуда и самые разнообразные емкости (рис. 74).

К керамическим изделиям относятся *строительный кирпич, черепица, огнеупорные и облицовочные материалы, сантехническое оборудование* (ванны, раковины и др.), *лабораторная посуда* (рис. 75).

После обжига керамические изделия получают пористыми и водонепроницаемыми. Поэтому керамику, используемую, например, в качестве посуды, покрывают *глазурью* — легкоплавкими смесями, которые после специальной термической обработки образуют на поверхности изделий стекловидную массу (рис. 76).



Рис. 75. Керамическая лабораторная посуда



Рис. 76. Керамические изделия, покрытые глазурью

Вязущие строительные материалы

Вязущие строительные материалы представляют собой вещества или смеси веществ, способные при смешивании с водой образовывать вязкую массу, которая постепенно затвердевает.

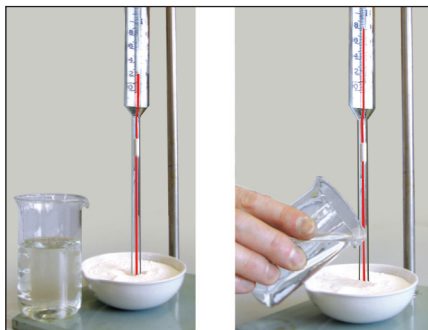


Рис. 77. Изменение температуры в ходе реакции «гашения» извести

большого количества теплоты, что приводит к сильному разогреванию смеси (рис. 77). Гашеную известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в смеси с песком используют в качестве вяжущего строительного материала.

Другим примером вяжущих строительных материалов является *цемент*. В Беларуси его производят на одном из крупнейших в Европе предприятий — ОАО «Красносельскстройматериалы».



Для получения цемента в специальных вращающихся печах спекают смесь известняка CaCO_3 и глины. При высокой температуре между глиной и известняком происходят сложные химические реакции, приводящие к образованию различных соединений кремния и алюминия. Спеченную массу размалывают и получают порошок серого цвета. Если цемент смешать с водой, то образуется тестообразная масса, которая через некоторое время затвердевает. Это свойство цемента и используется в строительном деле для скрепления, например, кирпичей при сооружении стен. Кроме того, на основе цемента готовят строительные растворы для штукатурки стен и потолков с целью получения ровных поверхностей и защиты от внешних воздействий.

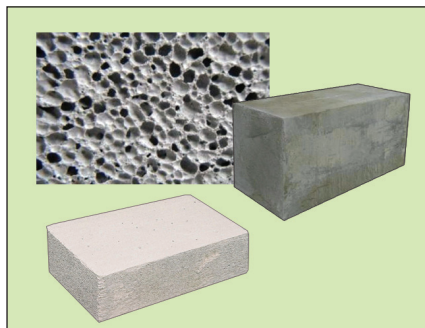
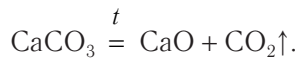
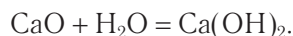


Рис. 78. Пенобетон

Одним из древнейших строительных материалов является *известь*. Различают *негашеную известь* CaO и *гашеную известь* $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Негашеную известь получают при разложении карбоната кальция:



Оксид кальция CaO (негашеную известь) переводят в гидроксид («гасят» водой):



Эта реакция протекает с выделением

Из смеси цемента, песка и воды с добавлением мелкого щебня или гравия получают *бетон*. При смешивании цемента со шлаком получают *шлакобетон*. Если в бетон ввести каркас из железных стержней, то получается *железобетон*. Бетон и железобетон широко применяются при строительстве крупных сооружений (плотин, мостов, заводов и др.). Введение в бетон химических веществ определенного состава позволяет получать *пенобетон* (рис. 78),

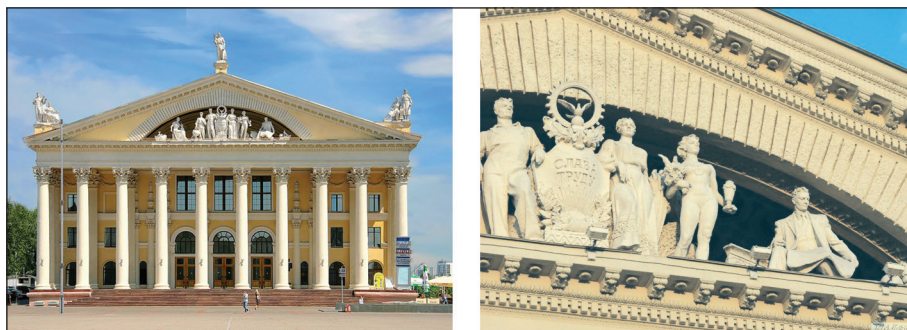


Рис. 79. Архитектурные детали из гипса на фронте здания Дворца профсоюзов в Минске

отличающийся легкостью, высокими тепло- и звукоизоляционными свойствами. Важнейшим отличием бетона от известкового раствора является то, что при его затвердевании происходит поглощение воды.

В качестве вяжущего материала используют также *алебастр* $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, который часто называют *полуводным гипсом*. Формулу соединения записывают следующим образом: $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$. При замешивании с водой полуводный гипс поглощает ее и переходит в *гипс* в соответствии с уравнением:



Это свойство гипса широко используют в строительстве для изготовления сухой штукатурки, плит и панелей для перегородок, архитектурных деталей (рис. 79). Находит гипс применение и в медицинской практике — в хирургии и травматологии для изготовления гипсовых повязок, обеспечивающих неподвижность отдельных частей тела.

Стекло

Чаще всего мы сталкиваемся со стеклами на основе различных силикатов, и в быту слово «стекло» употребляется для обозначения именно силикатных стекол.

Кроме красивого внешнего вида, стекло обладает низкой теплопроводностью и высокой прозрачностью, что позволяет использовать его в окнах зданий. Стекланные изделия, в отличие от металлических, не подвергаются коррозии. При нагревании стекло легко вытягивается в тонкие, длинные нити, из которых изготавливают *стекловату*, *стекловолокно* и *стеклоткани*. Стекловата и стекловолокно используются в качестве звуко- и теплоизоляторов. Ткани, изготовленные из стекловолокна, обладают высокой химической стойкостью, огнестойкостью и электроизоляционными свойствами. Они применяются в хи-



Рис. 80. Стекло́нная лабораторная посуда

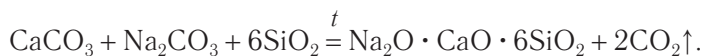


Рис. 81. Изделия из хруста́льного стекла

мической промышленности, для изготовления одежды пожарных и электросварщиков. Крупнейшим производителем стеклонитей и стеклотканей различного назначения на территории Беларуси является ОАО «Полоцк-Стекловолокно».

Стекло устойчиво к действию воды и кислот (кроме плавиковой кислоты HF), поэтому его широко используют для изготовления химической посуды и различных приборов. На рисунке 80 показаны образцы стеклянной посуды, используемой в лабораторной практике.

Стекло не является индивидуальным соединением, а представляет собой сплав нескольких веществ. Для получения силикатного стекла (как говорят в промышленности, «при варке стекла») в качестве исходных материалов используют SiO_2 (песок), Na_2CO_3 (соду) и CaCO_3 (мел или известняк). Исходную смесь веществ нагревают до температуры $800\text{—}1400\text{ }^\circ\text{C}$ и получают обычное оконное стекло, состав которого можно условно описать формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$:



Часто при варке стекла для придания ему специфических свойств и окраски в исходную смесь добавляют разнообразные соли и оксиды. Например, добавление оксида свинца(II) PbO позволяет получить *хрусталь* — стекло, сильно преломляющее лучи света и применяемое в оптике для изготовления линз, призм, а также для изготовления хрустальной посуды (рис. 81).



Из чистого оксида кремния(IV) получают так называемое *кварцевое стекло*. Кварцевое стекло устойчиво при нагревании до $1000\text{—}1200\text{ }^\circ\text{C}$. При нагревании кварцевое стекло, в отличие от обычного стекла, практически не расширяется, а при охлаждении не сжимается. Поэтому, например, стакан, изготовленный из кварцевого стекла, можно нагреть до температуры $1000\text{ }^\circ\text{C}$, а затем резко охладить под струей холодной воды. Кварцевый

стакан при этом не разрушится. У кварцевого стекла есть еще одно важное достоинство: оно пропускает ультрафиолетовые лучи. Кварцевое стекло используют в производстве научной и промышленной аппаратуры, из него делают оболочки медицинских ламп для облучения больных УФ-светом.

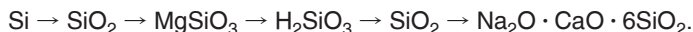
Стекло является экологически чистым материалом. Оно может подвергаться вторичной переработке, не загрязняя при этом окружающую среду. На территории Республики Беларусь имеется несколько крупных заводов по производству стеклянных изделий разного назначения: ОАО «Гомельский стекольный завод — Гомельстекло», ОАО «Стеклозавод “Неман”» и др.

Основным источником сырья для производства строительных материалов являются природные соединения: песок, глина, известняк, силикаты и алюмосиликаты.

К строительным материалам относится стекло, керамика, вяжущие материалы и изделия из них.

Вопросы и задания

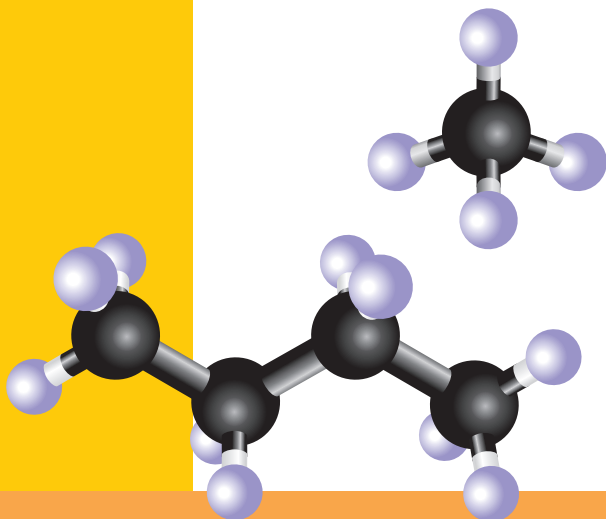
1. Какие предприятия керамической промышленности Беларуси вы знаете? Где они расположены?
2. Перечислите известные вам вяжущие строительные материалы. Выпишите в тетрадь их названия.
3. На каком свойстве гипса основана его способность к затвердеванию? Запишите уравнение реакции твердения гипса.
4. Что такое цемент и где он используется?
5. В состав цемента входит силикат кальция, в котором массовая доля CaO равна 73,7 %, а массовая доля оксида кремния(IV) — 26,3 %. Рассчитайте химическое количество CaO , который приходится в этом соединении на SiO_2 химическим количеством 1 моль.
6. Какие вещества служат сырьем при получении стекла? Попробуйте объяснить, почему процесс получения стекла называют «варкой».
7. Массовая доля оксида натрия в бутылочном стекле равна 15 %. Рассчитайте массу карбоната натрия, который необходим для получения такого стекла массой 1 т.
8. Рассчитайте химические количества карбоната кальция и оксида кремния(IV), необходимых для получения оконного стекла состава $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ массой 2 т.
9. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Глава 2

Введение в органическую химию. Углеводороды

Вы познакомитесь с органическими веществами, которые в большом разнообразии существуют в природе; изучите строение, физические и химические свойства углеводородов; узнаете способы их получения и области практического использования.



В этом учебном году вы познакомились с составом, строением и свойствами различных соединений, образованных с участием атомов неметаллов. Особую роль среди всех неметаллов играет элемент **углерод**, являющийся основой всего живого на нашей планете. Его уникальность подтверждается также тем, что соединений углерода насчитывается более 60 млн по сравнению с несколькими сотнями тысяч веществ, не содержащих этот элемент.

Вещества, в состав которых входят атомы углерода, относят к *органическим соединениям* (исключения: оксиды углерода, соли угольной кислоты и др., относящиеся к неорганическим соединениям). С некоторыми органическими соединениями, возможно, вы уже знакомы.

Неорганические соединения, содержащие углерод	Органические соединения
CO , CO_2 , Na_2CO_3	Метан, бензин, глюкоза, белки, полимеры

Все органические соединения **обязательно содержат углерод**. Кроме углерода, в состав органических соединений могут входить атомы водорода, кислорода, азота, серы и других элементов.

Начиная с этой главы, вы будете знакомиться с **органическими соединениями**, изучать их состав, строение и химические свойства.



Раздел химии, который изучает органические соединения и их превращения, называют органической химией.

§ 20. Общая характеристика органических соединений

Органические соединения классифицируют на углеводороды и их производные, которые, в свою очередь, разделяют на кислородсодержащие и азотсодержащие органические соединения. Особую группу составляют высокомолекулярные соединения, молекулы которых имеют громадную относительную молекулярную массу. Классификация органических соединений приведена в таблице 1.

Простейшими органическими соединениями являются **углеводороды**. В состав молекул углеводородов входят атомы только двух элементов — **углерода** и **водорода**.

Углеводороды широко распространены в природе: нефть и природный газ, продукты их переработки почти полностью состоят из углеводородов.

Таблица 1. Классификация органических соединений

Углеводороды	Производные углеводов		Высокомолекулярные соединения
	Кислородсодержащие соединения	Азотсодержащие соединения	
Алканы	Спирты	Амины	Синтетические полимеры
Алкены	Карбоновые кислоты	Аминокислоты	Полисахариды
Алкины	Жиры		Белки
Арены	Углеводы		

Строение органических соединений

Важной особенностью атомов углерода, отличающей их от атомов других элементов, является способность образовывать устойчивые химические связи друг с другом. В составе устойчивых молекул углеводов может содержаться большое число атомов углерода — несколько сотен тысяч связанных друг с другом атомов. Такой особенностью не обладают ни кремний, ни азот, которые являются ближайшими соседями углерода по периодической системе.

Атомы углерода могут связываться между собой в цепи различной длины или циклы разной величины. На рисунке 82 приведены формулы двух углеводов линейного и циклического строения, в молекулы которых входит три атома углерода.

Подавляющее большинство органических соединений в твердом виде имеют молекулярную кристаллическую решетку, в которой молекулы связаны между собой слабыми силами межмолекулярного взаимодействия. По этой причине

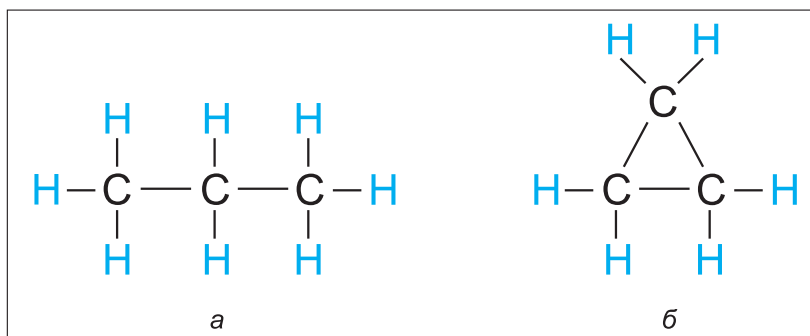


Рис. 82. Строение цепей атомов углерода: а — линейное; б — циклическое

большинство органических соединений имеют сравнительно невысокие температуры кипения и плавления.

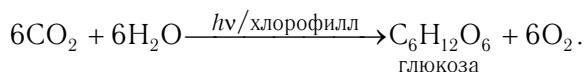
В молекулах углеводородов присутствуют преимущественно **ковалентные связи**. Величины электроотрицательности атомов углерода и водорода мало отличаются друг от друга, поэтому ковалентные связи C—H обладают **малой полярностью**. Молекулы углеводородов также обладают небольшой полярностью, что обуславливает практическую их нерастворимость в полярном растворителе, которым является вода.

Изученные ранее законы химии, посвященные строению атомов и молекул, природе химической связи, полярности связей и молекул неорганических веществ, полностью применимы к органическим соединениям.

Органические соединения в природе

Органические соединения составляют основную часть всех существующих в природе живых организмов. Белки, ферменты, нуклеиновые кислоты и другие соединения являются органическими.

Источником образования многих природных органических соединений является **глюкоза**. Органическое вещество глюкоза образуется в процессе взаимодействия неорганических веществ оксида углерода(IV) и воды в зеленых частях растений под действием солнечного света и в присутствии хлорофилла (рис. 83):



В результате биохимических процессов глюкоза превращается в крахмал, целлюлозу и другие вещества, которые также относятся к **природным** органическим соединениям.

Нас окружает множество предметов, состоящих из органических соединений: одежда из натуральных или химических волокон, обувь, тетради, книги и т. д. Пища человека и животных состоит из природных органических соединений. Например, витамин С в плодах черной смородины относится к природным органическим веществам. Нефть, природный и попутные нефтяные газы, древесина, торф и другие вещества также являются органическими.

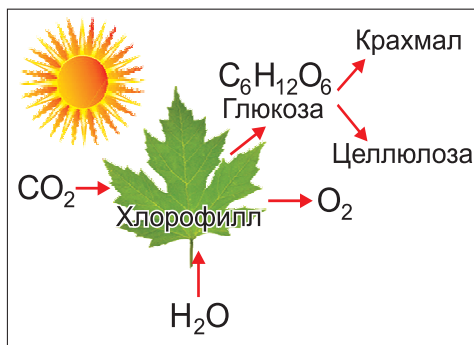


Рис. 83. Образование органических веществ в природе

Значение органических соединений

В течение всего периода существования человеку угрожали голод и болезни. Успехи, достигнутые в борьбе за существование, были в немалой степени обусловлены развитием и достижениями в области органической химии.

Например, немалую роль в повышении урожайности сельскохозяйственных культур играют химические средства защиты растений, представляющие собой органические соединения. Возросшая средняя продолжительность жизни человека в развитых странах мира является в том числе и результатом широкого применения различных лекарственных веществ и витаминов (рис. 84), получаемых с помощью органической химии. Успехи органической химии позволяют надеяться, что в ближайшем будущем появятся лекарства для лечения неизлечимых на сегодняшний день заболеваний.

При изучении органической химии вы познакомитесь с некоторыми химическими реакциями, которые осуществляются в промышленности и лаборатории. Эти реакции служат для получения органических соединений, называемых **синтетическими**: подавляющее большинство таких соединений не существует в природе.

Перечень синтетических органических соединений очень велик, начиная с лекарств и витаминов, производимых в небольших количествах, до бензинового и дизельного топлива, моющих средств, которые производятся в огромных количествах.

Создание и применение экранов и других деталей в часах, мобильных телефонах, портативных компьютерах и плоских телевизорах и т. п. стало возможным благодаря получению синтетических органических соединений (рис. 85).

Корпуса различной радиоаппаратуры, внутренние части домашних холодильников, детские игрушки, одежда для занятий спортом и загородных прогу-



Рис. 84. Витамины



Рис. 85. Изделия, произведенные с использованием органических веществ

лок — вот далеко не полный перечень изделий, полученных на основе органических веществ, называемых **высокомолекулярными соединениями**.

В последние годы человечество начинает все больше и больше обращать внимание на некоторые нежелательные последствия неправильного применения химических веществ, производимых промышленностью для нужд общества. Примером может служить ранее производимый синтетический пестицид (вещество для борьбы с вредными микроорганизмами, растениями и насекомыми) ДДТ. Он был успешно использован для борьбы с малярией, другими инфекционными заболеваниями, а также для борьбы с вредителями сельского хозяйства. Это хлорорганическое соединение химически устойчиво, не разлагается микроорганизмами, при частом применении создает остаточную токсичность у рыб и птиц и препятствует размножению птиц. В настоящее время использование соединения запрещено в большинстве стран.

Раздел химии, который изучает органические соединения и их превращения, называют органической химией.

Подавляющее большинство органических соединений имеют ковалентные связи, а в твердом виде — молекулярную кристаллическую решетку.

Вопросы и задания

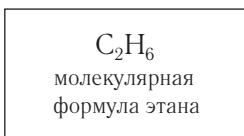
1. Перечислите углеродсодержащие вещества, которые относят к неорганическим.
2. Какой тип химических связей характерен для углеводов?
3. Укажите наиболее распространенное природное органическое соединение.
4. Какую положительную роль в жизни человека играют органические соединения? Приведите 2—3 примера.
5. Приведите по одному примеру формул органических веществ линейного и циклического строения.
6. Составьте схему получения глюкозы в природных условиях из углекислого газа и воды.
7. Какие вещества образуются при сгорании метана CH_4 ? Составьте уравнение реакции.

§ 21. Способы изображения органических соединений

Существует несколько способов представления молекул углеводов и других органических соединений.

При записи на бумаге качественный и количественный состав органического соединения, показывающий, в каком количестве атомы каких элементов

находятся в составе молекулы, отражают с помощью **молекулярной формулы**. Например, молекулярная формула углеводорода этана — C_2H_6 . Этот способ записи формулы показывает, что в состав молекул этана входят два атома углерода и шесть атомов водорода:



Однако последовательность соединения атомов в молекулах, или, другими словами, **химическое строение**, в молекулярной формуле не отражается. Под химическим строением понимают порядок соединения атомов в молекуле согласно их валентности.

Химическое строение молекул углеводородов, как и других органических соединений, выражает **структурная (графическая) формула**:

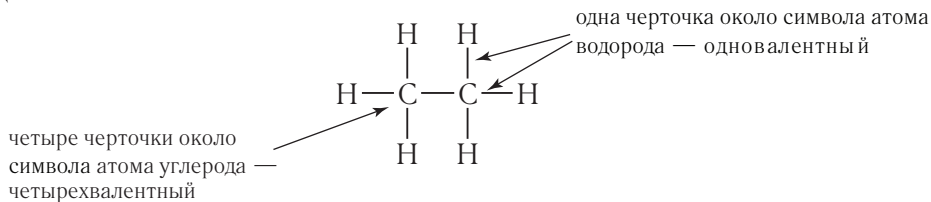


! Структурными называют химические формулы, в которых отображен порядок (последовательность) соединения атомов в молекулах.

В структурных формулах атомы элементов обозначаются символами, а химические связи — черточками.

Черточка, соединяющая два атома, условно обозначает валентность. Четыре черточки в молекулах метана или этана, записанные у символов атомов углерода, обозначают их четырехвалентность и показывают химические связи с атомами водорода.

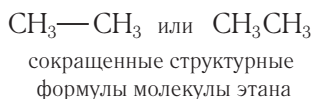
В свою очередь, одна черточка около символа атома водорода говорит о его одновалентности:



В дальнейшем вы будете пользоваться таким способом изображения молекул, потому что химические свойства органического соединения определяются структурной формулой.

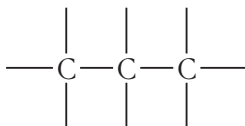
Для удобства записи формулы углеводородов, как и формулы других органических соединений, часто изображают с помощью **сокращенных** структурных формул.

Например:



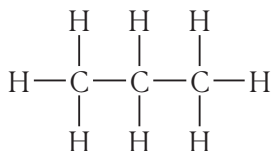
Выясним, как должна выглядеть структурная формула углеводорода с молекулярной формулой C_3H_8 .

Мы хорошо знаем, что атомы водорода являются одновалентными, поэтому в молекулах органических веществ соединение их друг с другом невозможно. Однако возможно соединение атомов углерода друг с другом, так как углерод четырехвалентен:



При таком способе построения структурной формулы соединения C_3H_8 имеется возможность образования восьми связей с одновалентными атомами, в нашем случае — с атомами водорода.

Добавив символы восьми атомов водорода, получаем правильно составленную структурную формулу вещества с молекулярной формулой C_3H_8 :



При написании структурных формул органических соединений вначале записывают символы атомов углерода, связывая их между собой; затем, учитывая четырехвалентность атома углерода, записывают символы других атомов.

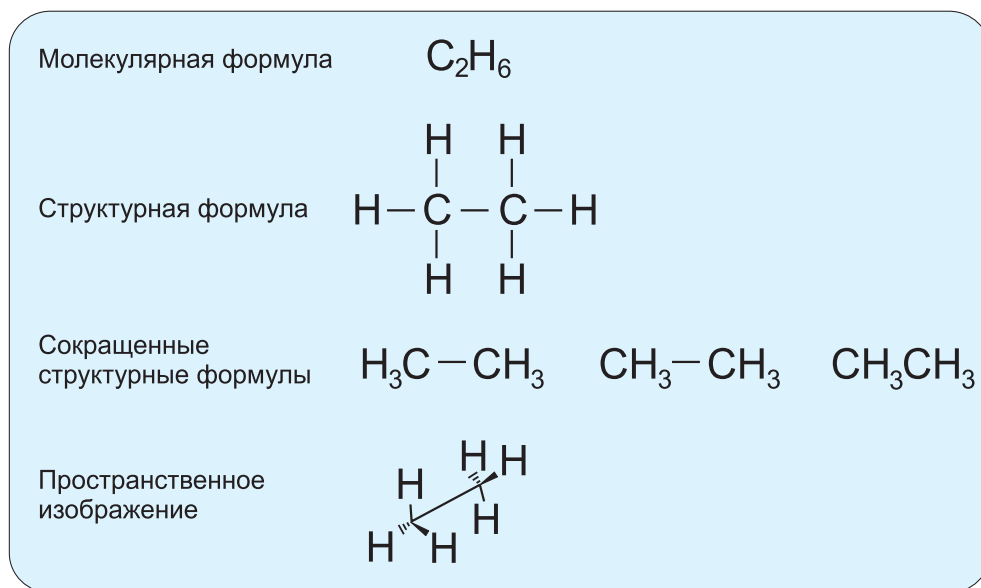


Рис. 86. Графические способы изображения формулы одного и того же вещества

Различные способы изображения молекул этана приведены на рисунке 86.

При изображении формул молекул на бумаге часто теряются их важные особенности **пространственного строения**. Особенности пространственного строения молекул углеводородов и других органических соединений наиболее удобно представлять в виде моделей, выполненных из полимерных или других материалов (рис. 87).

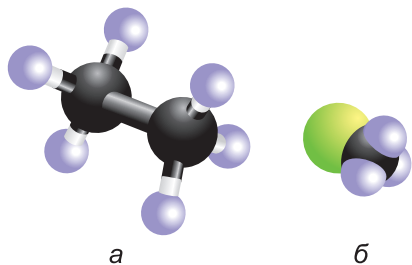


Рис. 87. Изображение органических молекул с помощью моделей: а — шаростержневых (модель молекулы этана); б — полусферических, или масштабных (модель молекулы хлорметана)

Модели молекул бывают **шаростержневые** и **масштабные** (полусферические). Самыми простыми моделями являются шаростержневые (см. рис. 87, а): атомы изображаются в виде шариков разных размеров и цвета, а химические валентные связи — в виде трубок или стержней из пластмассы или металла. Шаростержневые модели молекул наглядно отражают взаимное расположение атомов в пространстве, показывают величину

ну валентных углов и последовательность связей между атомами.

Недостатком таких моделей является то, что может создаться впечатление, что внутри молекулы имеется свободное пространство. Отсутствие свободного пространства и правильные пропорции радиусов соответствующих атомов представлены в масштабных моделях (см. рис. 87, б): атом изображается в виде сферы с размерами, пропорциональными их радиусу. Однако изображать сложные молекулы с большим числом атомов таким способом неудобно. Поэтому широкое распространение получили шаростержневые модели молекул (рис. 88).

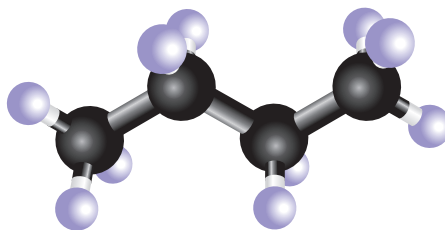


Рис. 88. Шаростержневая модель молекулы органического соединения

Молекулы органических соединений могут изображаться различными способами, однако их химическое строение выражают структурные (графические) формулы.

Вопросы и задания

1. Какую информацию можно получить из молекулярной формулы органического соединения?
2. Приведены названия и формулы различных веществ: а) оксид углерода(IV) CO_2 ; б) дихлорметан CH_2Cl_2 ; в) метан CH_4 ; г) карбонат натрия Na_2CO_3 . Какие из них относятся к органическим веществам?
3. Назовите различия между шаростержневыми и масштабными моделями органических соединений.
4. Раскройте сущность понятия «химическое строение вещества».
5. Химическую связь между какими атомами указывает черточка в сокращенной структурной формуле этана $\text{CH}_3\text{—CH}_3$?
6. Укажите общее число атомов в молекуле метана: а) 2; б) 3; в) 4; г) 5.
7. Попробуйте написать структурную формулу органического соединения с молекулярной формулой $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$, являющегося производным углеводорода этана.
8. Изобразите соединение, показанное на рисунке 88, в виде структурной формулы.
9. На основании пространственного изображения молекулы этана на рисунке 86 попробуйте изобразить пространственное строение молекулы с молекулярной формулой $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$.
10. Составьте уравнение реакции между карбидом алюминия Al_4C_3 и водой с образованием метана и гидроксида алюминия.

§ 22. Теория химического строения органических соединений

Еще в начале XIX в. под *органическими* соединениями понимали вещества, которые могут создаваться только живыми *организмами*.

Способность живых организмов синтезировать органические вещества дала основание шведскому ученому Й. Берцелиусу ввести термин «органическая химия» в «Учебник химии», изданный в 1808 г. Сам Берцелиус и другие химики того времени считали, что органические вещества не могут быть получены в лаборатории, а образуются только в живых организмах с помощью «жизненной силы» (от лат. *vis vitalis*). По этой причине теория получила название *виталистической*.

Ошибочность виталистического учения была обоснована в работах немецкого ученого Ф. Велера, который синтезировал в 1828 г. органическое вещество — мочевину — из неорганических веществ. Поэтому началом развития **органической химии** можно считать работы Ф. Велера.

Почему с тех пор возникла и интенсивно развивается часть химии, посвященная только соединениям, содержащим атомы углерода, — *органическим соединениям*?

Все жизненно важные вещества, такие как белки, витамины, ферменты, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты, содержат атомы углерода. Химические реакции, протекающие в живых организмах, проходят с участием указанных соединений, и, следовательно, их можно назвать *органическими реакциями*. Человек не может обходиться без пищи, лекарств и топлива (газ, бензин, керосин). Все это органические вещества.

Кроме того, в последнее время получено много синтетических органических веществ, например высокомолекулярных соединений, которые не существуют в природе, но чрезвычайно необходимы для существования человека.



Фридрих Велер
(1800—1882)

Немецкий химик. Работал как в неорганической, так и в органической химии. Впервые получил природное органическое соединение из неорганических веществ.

**Александр Михайлович
Бутлеров
(1828—1886)**

Русский химик. Один из создателей теории химического строения органических соединений. Осуществил первый синтез глюкозы из формальдегида в присутствии гидроксида кальция.



С давних времен люди научились использовать в повседневной жизни природные органические вещества. Из жира получали мыло, при нагревании в воде различных частей растений — первые лекарства и дезодоранты, из пурпурных улиток — красящее вещество, которое использовали для окраски тканей.

В Средние века было известно очень мало индивидуальных органических соединений. Основная деятельность алхимиков в тот период сводилась к изучению превращений одних веществ в другие. В последующий период их деятельность была направлена на выделение из частей растений или животных различных лекарственных веществ.

В конце XVIII в. А. Лавуазье разработал методы определения качественного и количественного состава органических веществ, что явилось огромным стимулом для развития органической химии.

Накопленный ко второй половине XIX в. громадный фактический материал требовал систематизации и создания единой теории, объясняющей свойства органических соединений.

А. М. Бутлеров сказал: «Только при посредстве теории знание, слагаясь в связное целое, становится научным знанием — стройное соединение фактического знания с теориями составляет науку».

Очень важными для развития органической химии **как науки** явились работы А. Бутлерова, Ф. Кекуле и А. Купера, заложивших основы *теории химического строения органических соединений*.

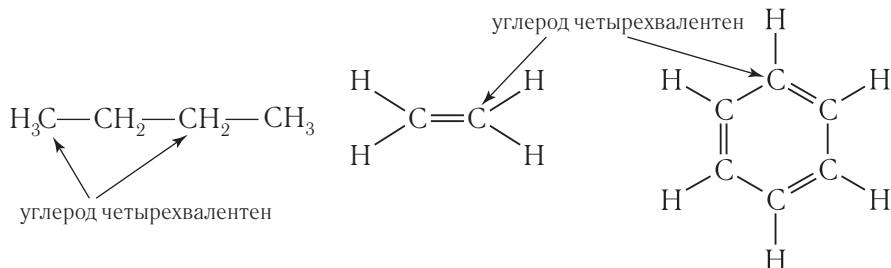
Первое положение этой теории заключается в следующем.



Атомы в молекулах органических веществ соединены химическими связями в соответствии с их валентностью. Углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен, кислород — двухвалентен, а водород и галогены — одновалентны.

Правообладатель Народная асвета

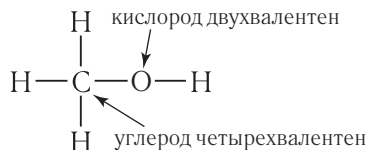
Валентность элементов в органических соединениях постоянна:



Разберем более сложный пример. Выясним, как выглядит структурная формула органического вещества с молекулярной формулой CH_4O . В состав вещества входят атомы трех элементов, валентности которых нам известны. Начинаем записывать структурную формулу с углерода. Если мы добавим все четыре атома водорода, то получим структурную формулу метана, к которой добавить атом кислорода невозможно. Следовательно, вначале к атому углерода запишем атом кислорода:



Теперь для завершения написания структурной формулы добавляем оставшиеся атомы водорода согласно валентности атомов углерода и кислорода. Получаем структурную формулу органического соединения, в которой порядок соединения атомов происходит согласно их валентности:



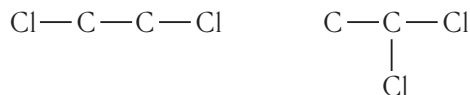
Второе положение теории химического строения органических соединений можно сформулировать таким образом.

! Свойства веществ зависят не только от того, атомы каких элементов входят в состав молекул, но и от порядка, или последовательности, соединения атомов в молекулах, т. е. от химического строения.

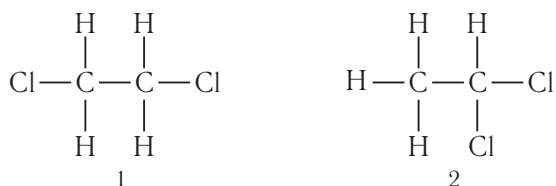
Разный порядок связывания атомов в молекулах при одинаковой молекулярной формуле приводит к различному химическому строению и, следовательно, к разным веществам.

Рассмотрим второе положение на примере написания структурных формул веществ с молекулярной формулой $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$. Как всегда, начинаем писать с ато-

мов углерода, связывая их с атомами хлора с учетом валентности, и получаем два различных варианта: в одном атомы хлора связаны с разными атомами углерода, в другом — с одним и тем же атомом углерода:



Для завершения написания структурных формул добавляем атомы водорода согласно валентности углерода и получаем две различные структурные формулы и, следовательно, различные вещества 1 и 2:

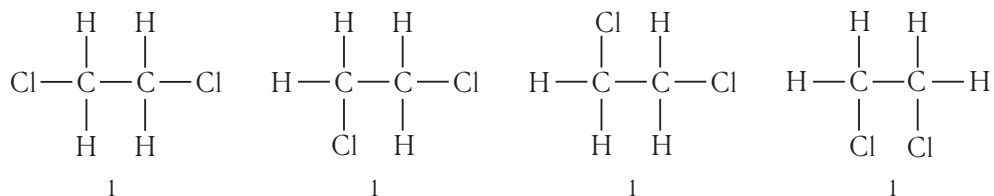


Каждая формула отвечает молекулам определенного вещества. Подтверждением этого являются разные физические свойства данных веществ.

Таблица 2. Физические свойства веществ разного химического строения

Вещество	Сокращенные структурные формулы	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C
Вещество 1	$\text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2\text{Cl}$	-96,7	+57,3
Вещество 2	$\text{CH}_3 - \text{CHCl}_2$	-42,0	+83,7

Обратите внимание, что структурные формулы веществ 1 и 2 могут выглядеть иначе. Например, разная запись структурных формул *одного и того же вещества 1*:



Они одинаковы и правильны, потому что во всех четырех способах изображения формулы данного вещества атомы хлора находятся у разных атомов углерода.

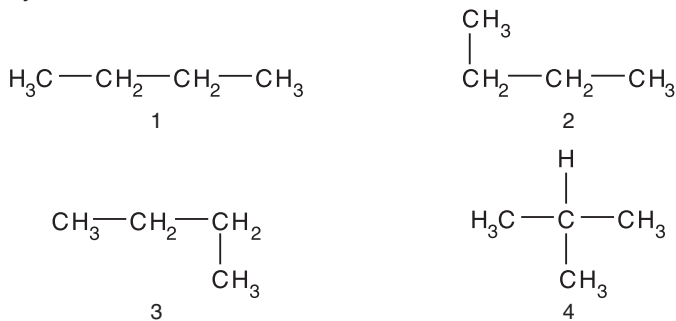
В дальнейшем мы познакомимся со схемами и уравнениями химических реакций органических соединений. При их составлении применяются только структурные формулы соответствующих соединений.

Атомы в молекулах соединяются между собой в определенном порядке химическими связями в соответствии с их валентностью.

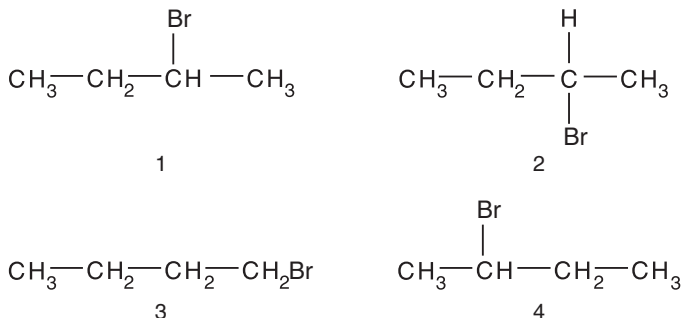
Свойства веществ зависят не только от того, атомы каких элементов входят в состав молекул, но и от порядка соединения атомов в молекулах.

Вопросы и задания

1. Укажите валентности атомов углерода и водорода в органических соединениях.
2. Назовите химиков XIX в., заложивших основы теории химического строения органических соединений.
3. Приведите основные положения теории химического строения органических соединений.
4. Определите, сколько различных соединений изображено следующими структурными формулами:



5. Приведены структурные формулы веществ:



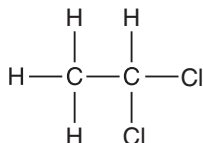
Какие из них являются одинаковыми?

Правообладатель Народная асвета

6. Вычислите массовые доли углерода и водорода в органическом веществе, молекулярная формула которого C_8H_8 (кубан).

7. Учащийся написал формулу органического соединения: CH_3CHCH_3 . Найдите и исправьте его ошибку. Помните, что валентность углерода — 4, водорода — 1.

8. Приведите в разной записи не менее трех структурных формул вещества:



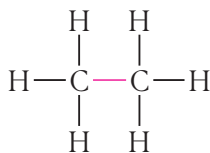
9. Приведите две структурные формулы с различным порядком соединения атомов вещества с молекулярной формулой $C_2H_4Br_2$.

10. Изобразите структурную формулу соединения C_4H_{10} . Если у вас получились две структурные формулы с различным порядком соединения атомов и правильной валентностью, радуйтесь своим успехам в изучении органической химии.

§ 23. Насыщенные углеводороды. Метан

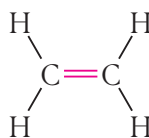
В зависимости от типа ковалентной связи между атомами углерода в молекулах углеводородов их подразделяют на **насыщенные** (содержащие одинарные связи) и **ненасыщенные** (содержащие двойные или тройные связи). Структурные формулы некоторых представителей углеводородов:

насыщенные



этан (одинарная связь)

ненасыщенные



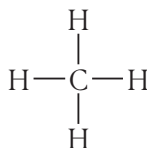
этилен (двойная связь)



ацетилен (тройная связь)

Строение и физические свойства метана

Простейшим представителем насыщенных углеводородов с одним атомом углерода в составе молекулы является **метан** CH_4 . Его структурная формула:



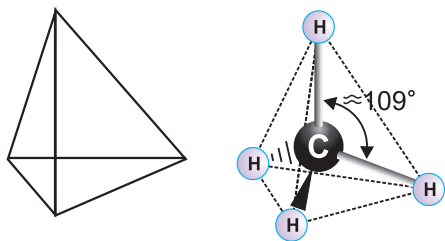


Рис. 89. Тетраэдрическое строение молекулы метана

Изображенная таким образом структурная формула метана не отражает полностью его строение. Молекула метана не является плоской, как это может показаться. Установлено, что в пространстве молекула метана имеет **тетраэдрическое строение** (рис. 89): атом углерода находится в центре тетраэдра, а атомы водорода — в вершинах тетраэдра.

По этой причине при изображении молекулы метана в плоскости бумаги можно расположить только три атома: два атома водорода и атом углерода. Оставшиеся два атома водорода и их химические связи будут располагаться вне плоскости бумаги — один перед плоскостью (его связь изображена в виде жирного клина), другой за плоскостью (его связь изображена прерывистым клином).

В молекуле метана все химические связи C—H являются **равноценными**, а углы между ними одинаковы и составляют приблизительно 109° . Различные модели молекулы метана показаны на рисунке 90.

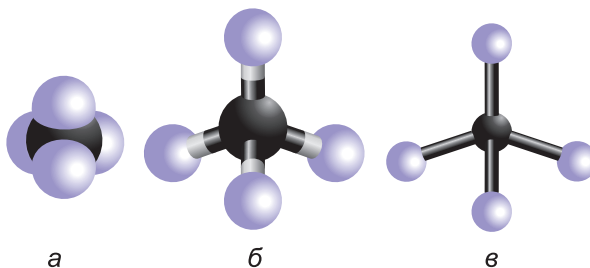


Рис. 90. Масштабная (а) и шаростержневые (б, в) модели молекулы метана



Молекула метана в пространстве имеет тетраэдрическое строение.

При обычных условиях метан — газ, не имеющий запаха и цвета. Молекула метана является неполярной. Метан практически не растворяется в воде.



При низких температурах и больших давлениях (в океане) метан образует соединения с водой — гидраты метана, являющиеся источниками метана в природе. Эти соединения устойчивы лишь при температуре 0°C и давлении, которое существует на глубине 250 м. При атмосферном давлении гидраты метана устойчивы достаточное время при температуре -80°C .

Правообладатель Народная асвета

Химические свойства метана

Электронная схема атома углерода показывает, что на внешнем электронном слое у атома углерода находится **четыре электрона** (рис. 91). Для завершения внешнего электронного слоя атому углерода необходимо четыре электрона. Поэтому атом углерода при образовании молекулы метана обобществляет необходимое число электронов с четырьмя атомами водорода. Каждый атом водорода образует химическую связь с атомом углерода с помощью общей пары, которая принадлежит обоим атомам одновременно. Образующиеся ковалентные связи называют **одинарными**.

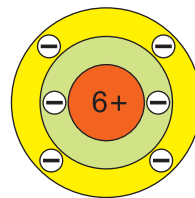


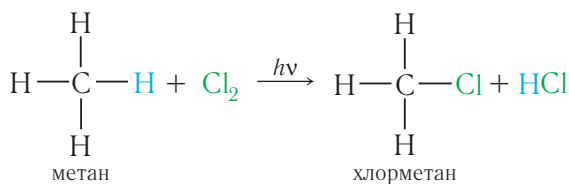
Рис. 91. Схема электронного строения атома углерода

Атом углерода в молекуле метана не может образовать больше четырех связей: все связи уже насыщены. Поэтому метан не способен присоединять к себе атомы других элементов и для него характерны реакции замещения.

Метан в химических реакциях малоактивен: не взаимодействует с концентрированными растворами кислот и щелочей. Даже при пропускании метана через раствор сильного окислителя KMnO_4 никаких изменений не наблюдается.

1) Для метана характерны главным образом **реакции замещения** атомов водорода на атомы галогенов.

В темноте метан не реагирует с хлором или бромом. Однако при освещении (или нагревании) легко проходит реакция замещения любого атома водорода, например, на атом хлора с образованием хлорметана:

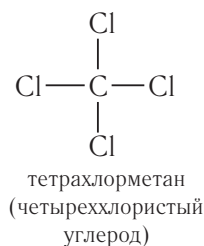
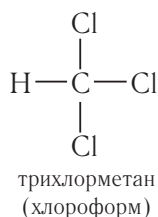
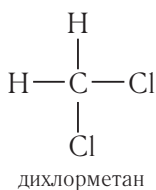
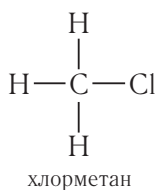


Метан называют исходным веществом, хлорметан — продуктом реакции, а хлор — реагентом. Обычно в качестве реагентов применяют неорганические вещества. В органической химии, в отличие от неорганической, при записи химических реакций между исходным веществом и конечным продуктом обычно ставится стрелка.

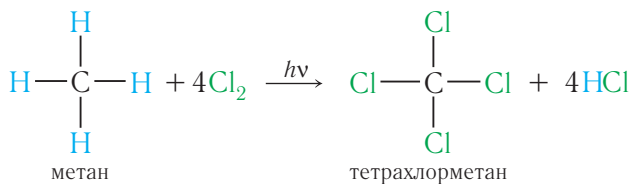
Проанализируем, что происходит во время реакции метана с хлором. В результате реакции образуется новое синтетическое органическое вещество — хлорметан. Это и есть первый пример реакции **синтеза**: из исходного вещества — метана — получается новое вещество — хлорметан. Упрощенно можно представить, что новое вещество получается в результате того, что одна связь

C—H в молекуле метана разрывается и образуется новая связь C—Cl. Под химическими свойствами органических соединений часто понимают превращения химических связей в процессе реакций.

При избытке хлора происходит последовательный разрыв остальных трех C—H-связей в молекуле метана и могут получаться различные хлорпроизводные метана:



В качестве примера приведем уравнение реакции получения тетрахлорметана из метана:



В этой реакции происходят те же процессы, что и при синтезе хлорметана. Модели молекул хлорпроизводных метана приведены на рисунке 92. Все хлорпроизводные метана (кроме хлорметана) используются как растворители.



Очень мало хлорпроизводных углеводородов (хлоралканы) найдено в живой природе. Больше всего их находится в морских организмах, живущих в воде с большим содержанием хлорид-ионов. Галогеналканы чаще всего являются токсичными. Красные водоросли, например, синтезируют галогеналканы, которые к тому же отвратительно пахнут, поэтому отпугивают хищников.

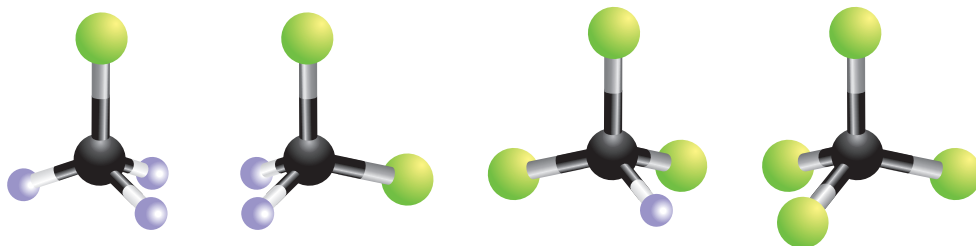


Рис. 92. Модели хлорированных углеводородов

2) Для метана характерны **реакции окисления**. Метан легко сгорает на воздухе (*полное сгорание*) с выделением большого количества теплоты:



При недостатке кислорода может образовываться чрезвычайно токсичный оксид углерода(II):



Природный газ и рудничный газ в шахтах состоят почти из чистого метана. Смеси метана с кислородом (1 : 2 по объему) или воздухом (1 : 10) чрезвычайно опасны и приводят к взрывам в шахтах или помещениях при утечке газа.

Применение метана

Так как при сгорании метана выделяется большое количество теплоты, эта реакция лежит в основе применения метана в быту для отопления жилищ и приготовления пищи, а также как топлива в автомобилях (рис. 93). В промышленности метан как топливо используют в теплоэлектроцентралях для произ-

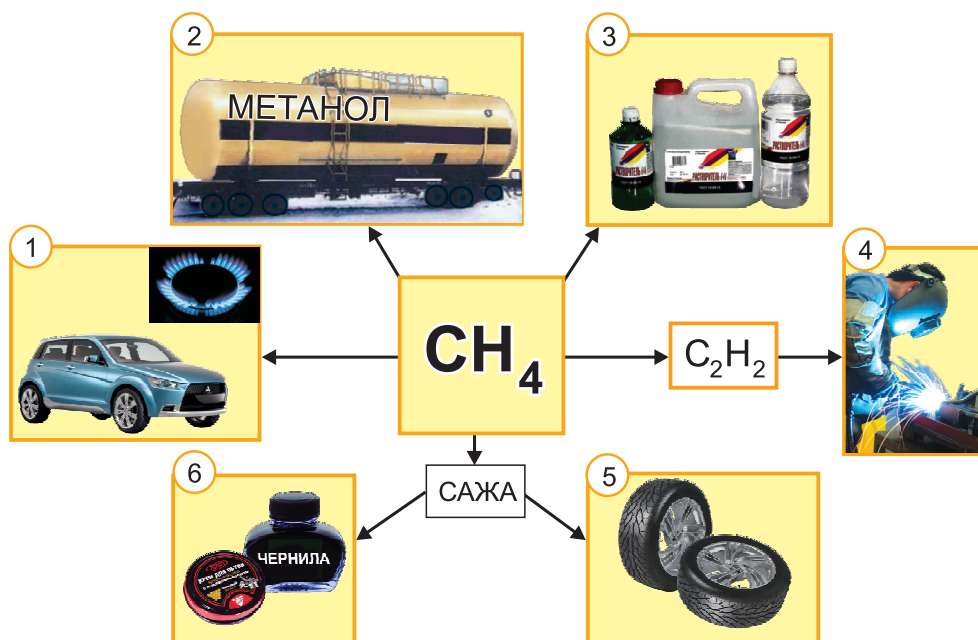
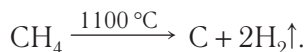


Рис. 93. Применение метана: 1 — в быту для приготовления пищи и отопления жилищ, в качестве горючего для автомобилей; 2 — получение метанола; 3 — производство растворителей; 4 — получение ацетилена, необходимого для сварочных работ; 5, 6 — получение сажи, идущей на производство резины, чернил, ваксы

водства электроэнергии. При химической переработке метана получают метанол CH_3OH , ацетилен C_2H_2 и различные растворители.

При сильном нагревании метана без доступа воздуха происходит его разложение с образованием технического углерода (сажи) и водорода:



Молекула метана в пространстве имеет тетраэдрическое строение. Для метана характерны реакции замещения и окисления.

Вопросы и задания

1. Опишите пространственное строение молекулы метана.
2. Вычислите массовую долю углерода в: а) дихлорметане CH_2Cl_2 ; б) тетрахлорметане CCl_4 .
3. Объясните, почему метан относят к насыщенным углеводородам.
4. Приведите уравнение реакции метана химическим количеством 1 моль с бромом химическим количеством 1 моль при освещении.
5. Вычислите массу образовавшегося хлорметана при реакции метана массой 32 г с хлором при освещении.
6. Напишите уравнение реакции метана химическим количеством 1 моль с хлором химическим количеством 3 моль при освещении.
7. Какие вещества образуются при сгорании этана $\text{CH}_3\text{—CH}_3$ в избытке кислорода? Составьте уравнение реакции.
8. Напишите две различные структурные формулы веществ, имеющих молекулярную формулу $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$.
9. Какие вещества образуются при сгорании этана при недостатке кислорода? Составьте уравнение реакции.
10. Напишите две различные структурные формулы соединений, имеющих молекулярную формулу $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$.

§ 24. Строение и физические свойства алканов

Состав и строение гомологов метана

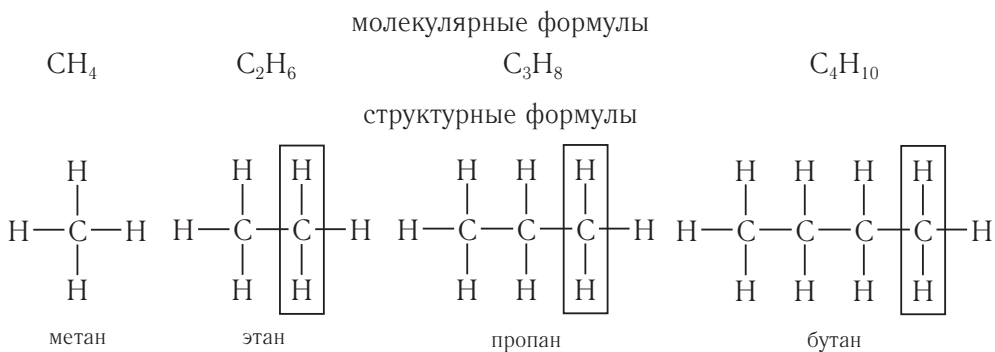
Метан является первым представителем большого класса насыщенных углеводородов (*алканов*).



Углеводороды, содержащие в составе молекул только одинарные С—С-связи, называют алканами.

В качестве других представителей этого класса вы будете изучать **этан** C_2H_6 , **пропан** C_3H_8 и **бутан** C_4H_{10} .

Рассмотрим молекулярные и структурные формулы этих углеводородов, записанные в порядке увеличения числа атомов углерода в молекуле:

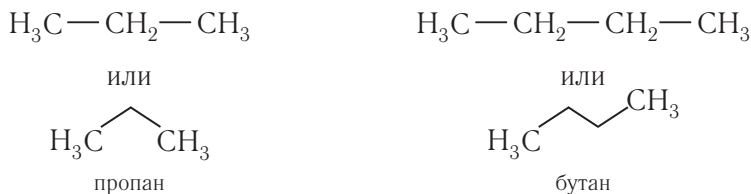


Как видно, соседние углеводороды отличаются друг от друга на группу атомов $\text{—CH}_2\text{—}$, называемую **гомологической разностью**. Например, этан отличается на одну группу $\text{—CH}_2\text{—}$ от метана, а пропан отличается от этана также на одну такую же группу атомов. Образующийся ряд углеводородов называют **гомологическим рядом** (от греч. homologos — подобный), а члены ряда называются **гомологами**.

! Ряд веществ одного класса, в котором соседние члены ряда отличаются друг от друга на группу атомов $\text{—CH}_2\text{—}$ и имеют схожие химические свойства, называют гомологическим рядом.

Состав любого члена гомологического ряда алканов можно вывести из общей формулы: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, где n — число атомов углерода в составе молекул.

Цепь атомов углерода упрощенно изображают в виде углеродного скелета следующим образом:



Во втором случае частично опускают символы атомов углерода и водорода, подразумевая, что стыки двух линий представляют атомы углерода с двумя атомами водорода.

Атомы углерода в молекулах алканов, начиная с пропана, в **пространстве** расположены не по прямой линии, а **зигзагообразно**. Причина этого становится

понятна при рассмотрении тетраэдрической модели молекулы метана. Согласно этой модели связи $C-H$ направлены строго к вершинам тетраэдра и угол между ними равен приблизительно 109° :

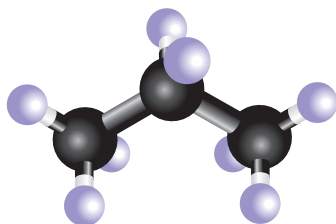
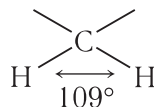
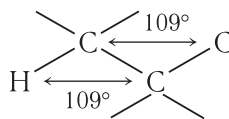


Рис. 94. Модель молекулы пропана

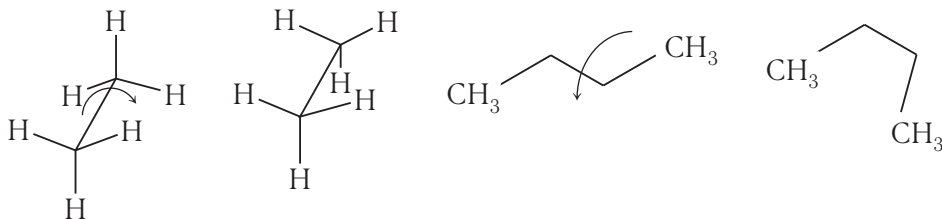


Очевидно, что связи $C-C$ в молекуле пропана должны быть также направлены к вершинам тетраэдра и угол между ними равен также 109° :



Модель молекулы пропана показана на рисунке 94.

Группы атомов (например, CH_3- или C_2H_5-) в молекулах алканов могут относительно свободно вращаться вокруг одинарных связей и занимать в пространстве различные положения. Поэтому молекулы этана или бутана можно изобразить различными способами:



Последовательность связывания атомов в молекуле при различных способах ее изображения не изменяется.

! В молекулах алканов возможно свободное вращение групп атомов вокруг одинарных $C-C$ -связей.

Химические свойства гомологов алканов похожи на свойства метана: они также обладают малой реакционной способностью и характерными для них являются реакции замещения и окисления.

Физические свойства алканов

Сведения о физических свойствах некоторых алканов представлены в таблице 3.

Таблица 3. Физические свойства некоторых алканов

Молекулярная формула	Название	Относительная молекулярная масса	Температура, °С	
			плавления	кипения
CH ₄	Метан	16	–182	–162
C ₂ H ₆	Этан	30	–183	–88,5
C ₃ H ₈	Пропан	44	–187	–42
C ₄ H ₁₀	Бутан	58	–138	–0,5
C ₅ H ₁₂	Пентан	72	–130	+36
C ₆ H ₁₄	Гексан	86	–94	+69
C ₇ H ₁₆	Гептан	100	–90	+98

Как видно из данных, приведенных в таблице, с увеличением числа атомов углерода температуры кипения алканов увеличиваются. Например, алкан с относительной молекулярной массой 100 имеет температуру кипения около +100 °С.

Так как алканы в твердом состоянии имеют молекулярную кристаллическую решетку, межмолекулярные силы относительно слабы, что и сказывается на температурах плавления и кипения алканов. Первые четыре алкана имеют температуры кипения ниже комнатной (+25 °С) и являются при обычных условиях газами. Пропан и бутан под небольшим давлением могут находиться в жидком состоянии и при обычной температуре.

Углеводороды не имеют цвета, жидкие — обладают характерным запахом, твердые — запаха не имеют, практически не растворяются в воде.

Жидкие углеводороды, например пентан и гексан, взаимно и неограниченно растворяются. Это объясняется их похожим строением и силами межмолекулярного взаимодействия почти одинакового типа и величины, что подтверждает старинное правило «подобное растворяется в подобном». По этой же причине они хорошо очищают поверхности, загрязненные минеральными маслами.

Метан составляет основную часть (до 97 % по объему) природного газа, содержится, наряду с этаном, пропаном и бутаном, в газах, выделяющихся при добыче нефти и каменного угля.

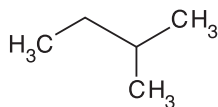
Ряд углеводородов, соседние члены которого отличаются на одну группу атомов —CH₂—, называют гомологическим рядом, а члены ряда — гомологами.

Общая формула алканов C_nH_{2n+2}.

Гомологи имеют сходные химические свойства и закономерно изменяющиеся физические свойства.

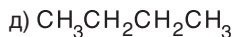
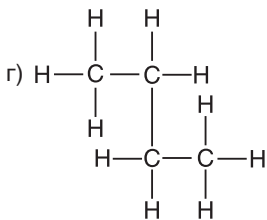
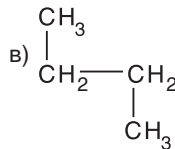
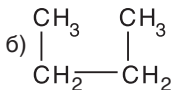
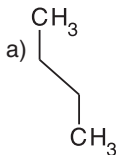
Вопросы и задания

1. Приведите общую формулу алканов.
2. Приведите определение гомологического ряда алканов и гомологической разности.
3. Напишите молекулярные формулы углеводородов с числом атомов углерода в молекулах, равным: а) 3; б) 4.
4. Какие из веществ, молекулярные формулы которых приведены, относятся к насыщенным углеводородам: а) C_3H_8 ; б) C_2H_4 ; в) C_2H_6 ?
5. Молекула органического соединения изображена следующим образом:

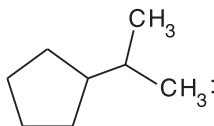


Сколько атомов углерода и водорода составляют указанную молекулу?

6. Определите молекулярную формулу алкана, массовая доля углерода в котором равна 81,82 %.
7. Напишите структурную формулу соединения $(CH_3)_3CH$.
8. Определите, сколько различных соединений изображено следующими структурными формулами:



9. Укажите число атомов углерода в молекуле органического соединения



- а) 6; б) 7; в) 8; г) 9.

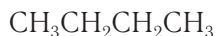
10. Напишите уравнение реакции этана химическим количеством 1 моль с бромом химическим количеством 1 моль при освещении.

§ 25. Понятие об изомерии

Запишем несколько веществ гомологического ряда алканов, используя для этого их сокращенные структурные формулы:



пропан



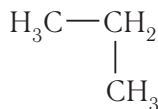
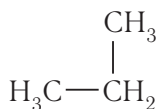
бутан



пентан

Можно видеть, что, начиная с пропана, каждый атом углерода, находящийся внутри цепи, связан *только с двумя соседними* атомами углерода. Такое расположение называют **неразветвленной цепью** атомов углерода.

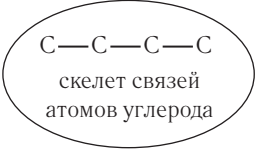

Можно ли для пропана C_3H_8 записать различные структурные формулы? Например:



Несмотря на иную, казалось бы, форму записи, последовательность связывания атомов и, следовательно, *химическое строение* не изменяется. *Обе структурные формулы одинаковы* и представляют одно и то же вещество — пропан C_3H_8 . Центральный атом углерода в обеих структурных формулах связан с *двумя соседними* атомами углерода.

Однако уже для следующего за пропаном углеводорода — бутана — можно написать структурную формулу, в которой атом углерода связан с *тремя соседними* атомами углерода. Полученные структурные формулы приведены в таблице 4.

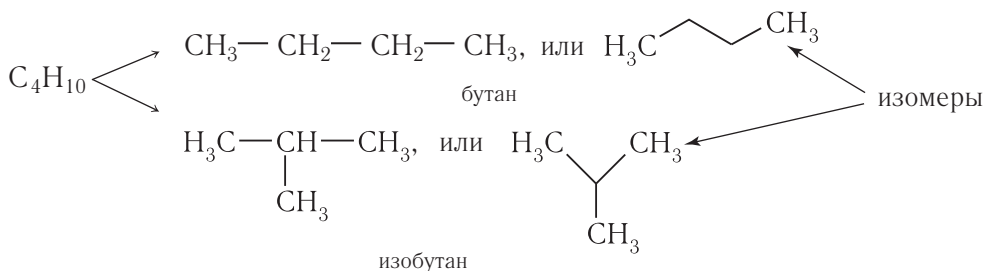
Таблица 4. Структурные формулы углеводородов C_4H_{10}

<div style="text-align: center;">  <p>скелет связей атомов углерода</p> <p>$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$</p> <p>$\text{C}_4\text{H}_{10}$</p> <p>1</p> </div>	<div style="text-align: center;">  <p>скелет связей атомов углерода</p> <p>$\text{H}_3\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3$ CH_3</p> <p>C_4H_{10}</p> <p>2</p> </div>
<p>неразветвленная цепь атомов углерода</p>	<p>разветвленная цепь атомов углерода</p>

Если сравнивать приведенные структурные формулы 1 и 2, видно, что они различаются, потому что имеют различный порядок соединения атомов, хотя и одинаковую молекулярную формулу — C_4H_{10} .

В таком случае говорят, что эти вещества имеют **различное химическое строение**. Формулой 1 представлено вещество с неразветвленной цепью атомов углерода. Центральные атомы углерода в формуле 1 связаны только с *двумя соседними* атомами углерода. Во втором случае (формула 2) центральный атом углерода связан с *тремя соседними* атомами углерода. Такое расположение называют **разветвленной цепью** атомов углерода.

Следовательно, одной и той же молекулярной формуле C_4H_{10} соответствуют два вещества, имеющие различный порядок соединения атомов углерода и, следовательно, различное химическое строение:

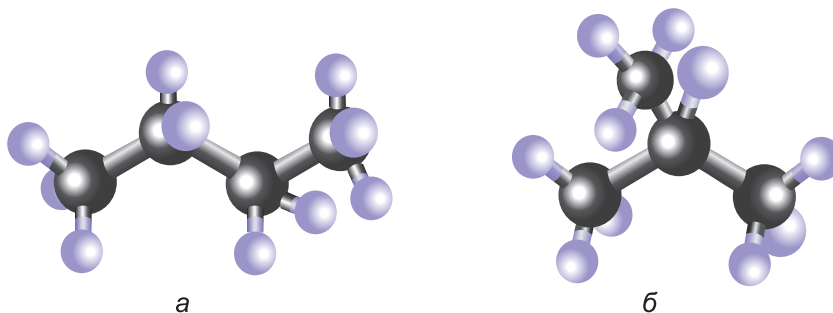


! Явление существования разных соединений, имеющих один и тот же состав, но различное химическое строение, называется **изомерией**, а сами соединения — **изомерами**.

Соединения, имеющие один и тот же состав, т. е. одну и ту же молекулярную формулу, но различное химическое строение, имеют разные химические и физические свойства, например температуры кипения и плавления (табл. 5).

Таблица 5. Физические свойства изомеров C_4H_{10}

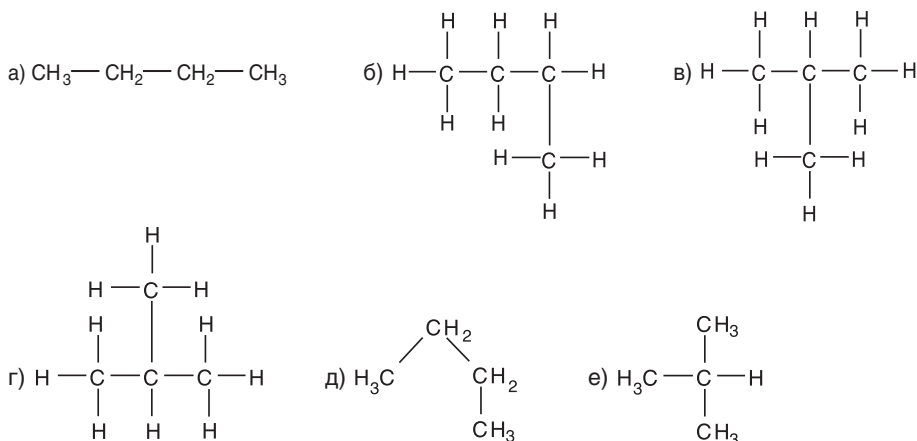
Молекулярная формула	Структурные формулы изомеров	Температура, °C	
		плавления	кипения
C_4H_{10}	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	-138,3	-0,5
C_4H_{10}	$H_3C-CH(CH_3)-CH_3$	-159,4	-11,7



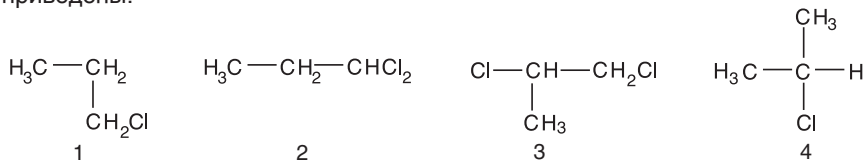
Соединения, имеющие один и тот же состав, но различное химическое строение, называют изомерами.

Вопросы и задания

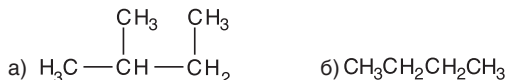
1. Укажите различия между разветвленной и неразветвленной цепью атомов углерода.
2. Объясните явление изомерии органических соединений.
3. Определите, сколько различных соединений изображено следующими структурными формулами:

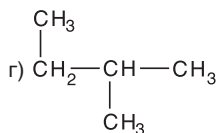
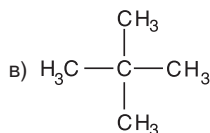


4. Приведите названия алканов, не имеющих изомеров.
5. Определите молекулярную формулу алкана, массовая доля углерода в котором равна 82,76 %.
6. Найдите изомеры среди веществ, сокращенные структурные формулы которых приведены:



7. Приведены сокращенные структурные формулы веществ: а) $(\text{CH}_3)_2\text{CHBr}$; б) $(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{CH}_3$. Напишите их структурные формулы.
8. Среди приведенных формул укажите: а) одинаковые; б) формулы изомеров:





9. Укажите число изомеров с молекулярной формулой $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$:

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

10. Напишите структурные формулы изомеров с молекулярной формулой C_5H_{12} .

§ 26. Номенклатура алканов и их производных

Исторически сложилось так, что одно и то же органическое соединение можно правильно называть несколькими, иногда совершенно различающимися названиями.

В начале развития органической химии названия соединений обычно связывались с их происхождением. Например, органическую кислоту, обнаруженную в муравьях, назвали *муравьиной*, обнаруженную в щавеле — *щавелевой* и т. д. Название «метан» произошло от названия группы **метилен** $-\text{CH}_2-$ (дословно — «дочь древесного спирта»; от греч. methu — вино, hyle — дерево, суффикс епе — дочь кого-то; Ж. Дюма изображал древесный спирт (метанол) CH_3OH в виде $\text{CH}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$). В 1866 г. А. Гофман предложил назвать простейший алкан CH_4 метаном. Так возникали **тривиальные** названия. К ним относятся названия алканов C_1-C_4 : *метан*, *этан*, *пропан* и *бутан*.

С увеличением числа открываемых учеными органических соединений возникла необходимость в строгих и понятных правилах их названия. Такие правила были созданы, и с этого времени органические вещества стали получать **систематические** названия, хотя работа по усовершенствованию этих правил продолжается и в настоящее время.

Так как названия первых четырех алканов оканчиваются суффиксом **-ан**, то названия следующих членов гомологического ряда алканов с **неразветвленной углеродной цепью** образованы от греческих названий чисел (выделены курсивом в табл. 6) с добавлением суффикса **-ан**. Общее название насыщенных углеводородов — **алканы**. Названия и молекулярные формулы алканов, содержащих от одного до десяти (включительно) атомов углерода в составе молекул, приведены в таблице 6 (не для запоминания).

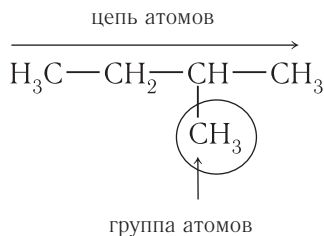


Названия алканов образуют из греческих названий чисел с добавлением суффикса -ан.

Таблица 6. Названия алканов с неразветвленной углеродной цепью по систематической номенклатуре

Молекулярная формула	Название	Число структурных изомеров	Молекулярная формула	Название	Число структурных изомеров
CH_4	Метан	1	C_6H_{14}	Гексан	5
C_2H_6	Этан	1	C_7H_{16}	Гептан	9
C_3H_8	Пропан	1	C_8H_{18}	Октан	18
C_4H_{10}	Бутан	2	C_9H_{20}	Нонан	35
C_5H_{12}	Пентан	3	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Декан	75

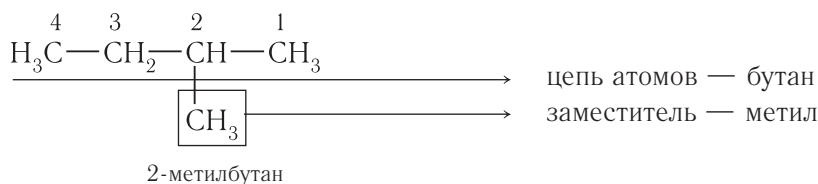
Изучая неорганическую химию, вы пользовались названиями группы атомов в молекуле, например сульфаты, нитраты и т. д. Точно так же названиями групп атомов удобно пользоваться и в органической химии:



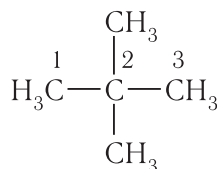
Группу атомов, имеющую в составе только атомы углерода и водорода и образованную из алканов, называют **алкильной группой**. Названия алкильных групп образуют заменой суффикса **-ан** в названии исходного углеводорода на суффикс **-ил**, например:



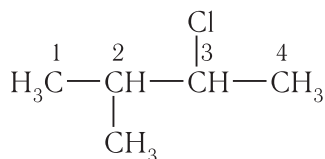
Соединения с разветвленными углеродными цепями рассматривают как производные алкана с неразветвленной цепью, где один или несколько атомов водорода замещены на алкильные группы. Основу определяет *наиболее длинная цепь* атомов углерода и соответствующее ей название алкана. *Углеродную цепь нумеруют арабскими цифрами, начиная с того конца, ближе к которому находится алкильная группа* (другое ее название — *заместитель*). Например:



Цифру, указывающую, при каком атоме углерода находится заместитель, и его название располагают перед названием алкана. Таким образом, указанное выше соединение называют 2-метилбутаном. Число одинаковых заместителей указывается греческими числами: два — ди, три — три, четыре — тетра. Например, следующее соединение **по систематической номенклатуре** называют 2,2-диметилпропаном:




Заместителями могут быть как различные алкильные группы, так и атомы других элементов. В таком случае в названии их располагают в алфавитном порядке (по первой букве их названий). Например, соединение

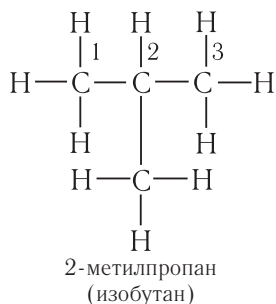
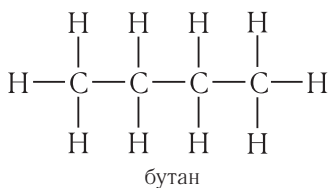


по систематической номенклатуре называется 2-метил-3-хлорбутаном.



Ученые получили очень необычные органические вещества, например *кубан* (тривиальное название) , состоящий из восьми атомов углерода и восьми атомов водорода: каждая вершина куба представляет собой атом углерода и связанный с ним атом водорода.

Использование приведенных выше правил при названии веществ позволяет легко различать изомеры по названию. Например, с молекулярной формулой C_4H_{10} существует два различных вещества. Молекулярная формула не показывает, о каком веществе идет речь. Поэтому, когда вы запишете структурные формулы веществ или назовете их, станет ясно, о каком изомере идет речь:



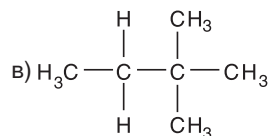
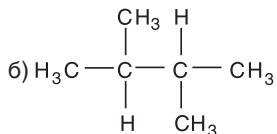
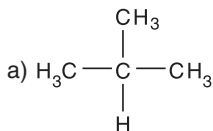
Названия алканов с неразветвленной углеродной цепью образуют, как правило, от греческих названий чисел с добавлением суффикса -ан.

Названия алкильных групп образуют заменой суффикса -ан в названии исходного углеводорода на суффикс -ил.

Основу названия алканов с разветвленной цепью составляет наиболее длинная цепь атомов углерода.

Вопросы и задания

1. Как образуются систематические названия алканов с неразветвленной цепью атомов углерода, следующих за бутаном?
2. Напишите структурные формулы алкильных групп с неразветвленной углеродной цепью, имеющих в своем составе 1 и 2 атома углерода, и назовите их.
3. Укажите названия следующих соединений по систематической номенклатуре:



4. Приведите названия простейших моногалогеналканов, не имеющих изомеров.
5. Напишите структурные формулы 2-метил-2-хлорбутана, 2,2-дибромпропана, 2,2-диметилпропана.
6. Напишите структурные формулы и назовите по систематической номенклатуре соединения, сокращенные структурные формулы которых: а) CHF_3 ; б) $(\text{CH}_3)_3\text{CCl}$; в) $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{Br}$.
7. Приведите молекулярную формулу соединения:



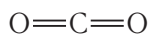
8. Галогеналкан с молекулярной формулой $C_2H_4Cl_2$ существует в виде двух изомеров. Приведите их названия.

9. Назовите по систематической номенклатуре формулы всех трех изомеров с молекулярной формулой C_5H_{12} .

10. При взаимодействии этана химическим количеством 1 моль с хлором химическим количеством 2 моль на свету два атома водорода в молекуле этана могут замещаться на атомы галогена. Приведите уравнение реакции.

§ 27. Ненасыщенные углеводороды. Этилен

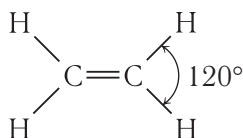
Насыщенные углеводороды, как вам уже известно, характеризуются наличием одинарных связей между атомами углерода. Атомы углерода способны также соединяться друг с другом двумя ковалентными связями (**двойными связями**). С существованием таких связей вы знакомились на примере молекулы оксида углерода(IV):



! Углеводороды, содержащие в составе молекул одну двойную $C=C$ -связь, называют ненасыщенными (непредельными) углеводородами или алкенами.

Строение и физические свойства этилена

Простейшим ненасыщенным соединением с одной двойной связью является **этилен** (тривиальное название). По систематической номенклатуре — **этен**. Молекулярная формула этилена C_2H_4 . Построим структурную формулу этилена, содержащего двойную $C=C$ -связь:



Из формулы этилена видно, что атом углерода образует четыре ковалентные связи, является четырехвалентным.

В отличие от метана, имеющего пространственное тетраэдрическое строение, молекула этилена плоская. Все шесть атомов молекулы этилена лежат в одной плоскости (рис. 96). Экспериментально установлено, что валентные углы в молекуле этилена приблизительно равны 120° .

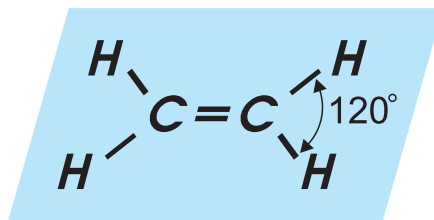
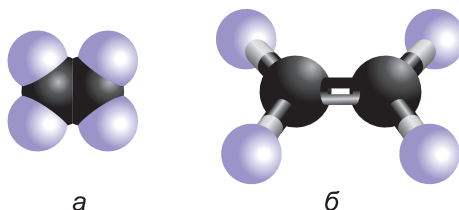


Рис. 96. Пространственное строение молекулы этилена

Рис. 97. Модели молекулы этилена:
а — масштабная; б — шаростержневая



Модели молекулы этилена показаны на рисунке 97.



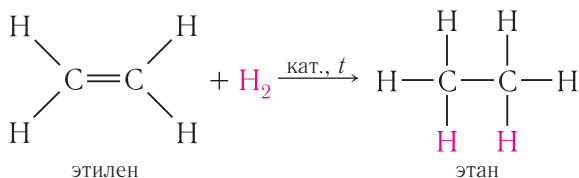
Молекула этилена имеет плоскостное строение.

По физическим свойствам этилен напоминает метан: межмолекулярные взаимодействия так же слабы. При обычных условиях этилен — газ со слабым запахом, незначительно растворяется в воде, лучше — в органических растворителях. Горит ярким коптящим пламенем.

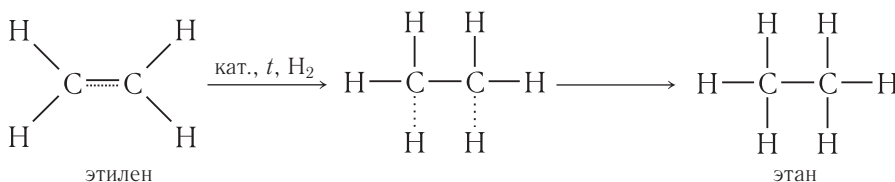
Химические свойства этилена

В отличие от относительно инертного метана, этилен является реакционноспособным веществом и легко подвергается различным химическим реакциям. Большая реакционная способность его объясняется присутствием двойной связи в молекуле. Большинство реакций этилена протекают с разрывом одной из двух $C=C$ -связей. Поэтому наиболее характерными свойствами этилена являются **реакции присоединения**.

1) Водород присоединяется к этилену в присутствии катализаторов с образованием этана:

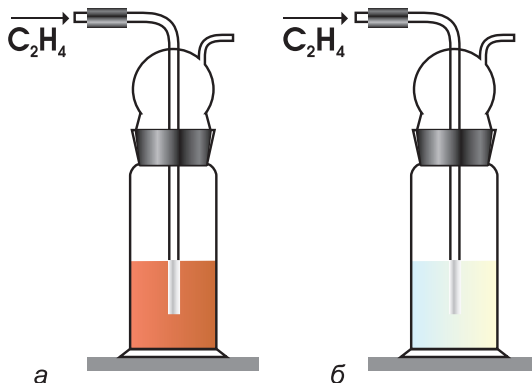


Что произошло во время реакции? Разорвалась одна химическая связь $C=C$ (из двух) в молекуле этилена и связь в молекуле водорода, а образовались две новые $C-H$ -связи в молекуле этана:

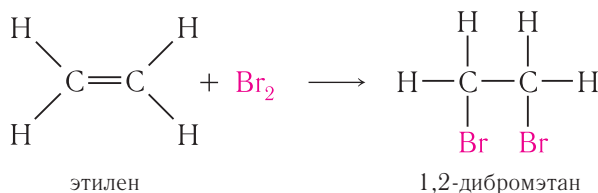


Разрывающиеся связи и образующиеся новые связи показаны пунктирными линиями.

Рис. 98. Схема прибора для реакции раствора брома с этиленом: а — до реакции; б — после реакции



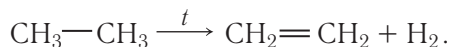
2) Этилен может присоединять также галогены (бром и хлор) при комнатной температуре. При пропускании избытка этилена в сосуд с раствором брома в четыреххлористом углеводе окраска брома исчезает (рис. 98), так как образуется 1,2-дибромэтан:



Эта реакция может применяться как *качественная реакция* на органические соединения, содержащие двойные C=C-связи.

Получение и применение этилена

Этилен в промышленности получают нагреванием при высокой температуре (**крекинг**, от англ. *скак* — расщеплять) углеводородов, содержащихся в попутных газах нефти, а также в первой фракции, полученной при перегонке нефти. Наибольший выход получается из этана:



Этилен занимает первое место среди продуктов органического синтеза. Его применяют для получения полимера полиэтилена, этилового спирта и других органических веществ, а также различных органических растворителей (рис. 99).

Все атомы молекулы этилена находятся в одной плоскости.

Характерными химическими свойствами этилена являются реакции присоединения (водорода и галогенов).

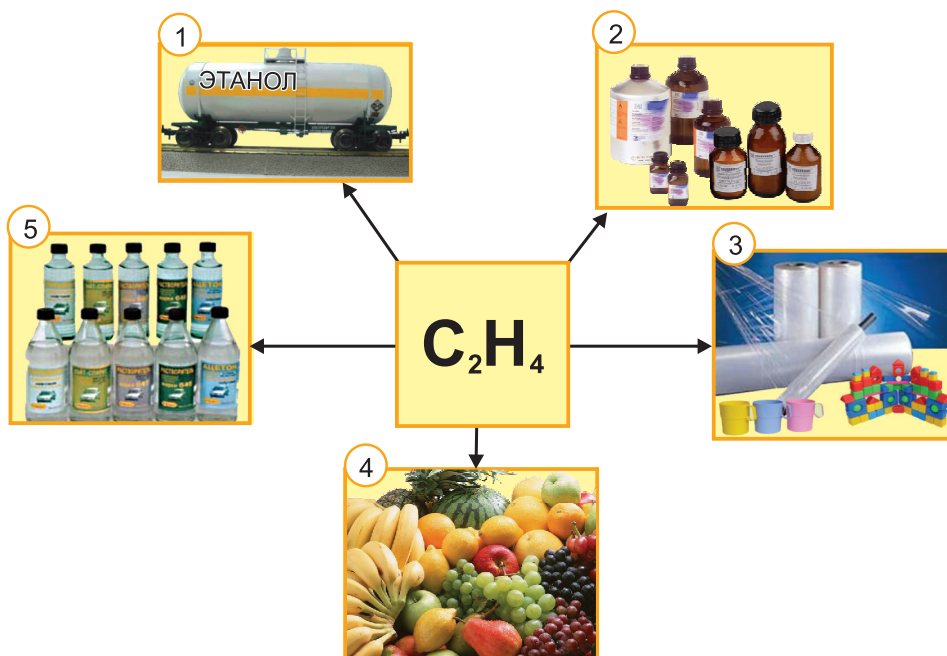


Рис. 99. Применение этилена: 1 — получение этанола; 2 — получение различных органических веществ; 3 — производство полиэтилена; 4 — для ускорения созревания фруктов; 5 — получение растворителей

Вопросы и задания

- Сравните пространственное строение молекул метана и этилена.
- Напишите уравнения реакций этилена с водородом, бромом. Укажите условия их протекания.
- Что является признаком протекания реакции брома с этиленом?
- Укажите валентные углы в молекуле этилена:
а) 90° ; б) 109° ; в) 120° ; г) 180° .
- Приведите уравнение реакции этилена с хлором. Назовите образующийся продукт.
- Составьте уравнения реакций, которые необходимо провести, чтобы осуществить следующие превращения:

$$\text{CH}_3\text{—CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br—CH}_2\text{Br}.$$
- Начертите в тетради таблицу и заполните ее, используя слова «да» и «нет».

Химические свойства	Метан	Этилен
1. Атом водорода в молекуле углеводорода замещается на атом галогена		
2. Два атома галогена присоединяются к молекуле углеводорода		
3. Нужен ли катализатор в реакции углеводорода с галогеном?		
4. Происходит ли реакция углеводорода с галогенами в темноте?		

8. Вычислите массу 1,2-дихлорэтана, который образуется при взаимодействии этена массой 14 г с избытком хлора.

9. Предположите структурную формулу продукта следующей реакции:

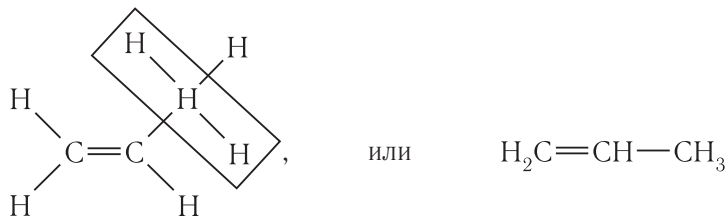


10. В молекуле $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ в одной плоскости находится следующее количество атомов: а) 4; б) 5; в) 6; г) 9. Выберите правильный ответ.

§ 28. Строение и свойства алкенов

Гомологи этилена и их номенклатура

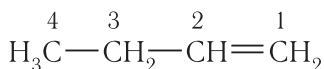
Этилен является первым представителем большого класса ненасыщенных углеводородов с одной двойной связью — алкенов. Так же, как и алканы, их можно представить в виде гомологического ряда, в котором каждый последующий углеводород отличается от предыдущего на группу $-\text{CH}_2-$. Простейший гомолог этилена — *пропен*:



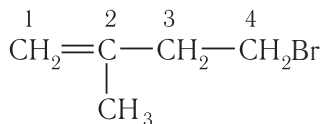
Общая формула гомологического ряда ненасыщенных углеводородов с одной двойной связью: C_nH_{2n} , где n — число атомов углерода в молекуле углеводорода.

По систематической номенклатуре названия алкенов образуют, изменяя суффикс **-ан** соответствующего насыщенного углеводорода на суффикс **-ен**.

Углеродную цепь нумеруют с того конца, к которому ближе двойная связь. Например:



бутен-1

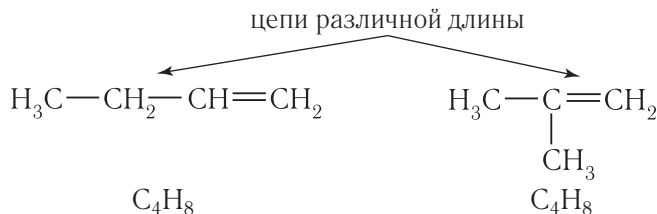


4-бром-2-метилбутен-1

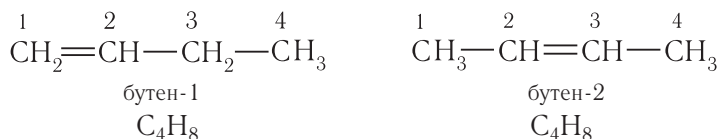
В случае нескольких заместителей в названии их располагают в алфавитном порядке (по первой букве их названий).

Структурная изомерия алкенов

Для алкенов, как и для алканов, характерна **изомерия цепи**. Рассмотрим ее на примере алкена с молекулярной формулой C_4H_8 :



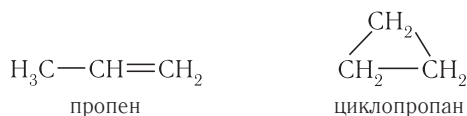
Ранее мы рассматривали изомерию различного расположения атома галогена в цепи атомов углерода алканов. Расположение двойной связи в цепи атомов углерода алкенов также может быть различным. Рассмотрим ее на примере алкена с молекулярной формулой C_4H_8 :



Обратите внимание, что бутен-1 и бутен-2 имеют одинаковые молекулярные формулы, но разное химическое строение: двойная связь занимает разное положение в цепи атомов углерода. Такие вещества также называют *структурными изомерами*. Бутен-1 и бутен-2 являются структурными изомерами. Изомерия в данном случае обусловлена различным расположением двойной связи — **изомерией положения двойной связи**.



Общую формулу C_nH_{2n} имеют не только алкены, но и другой класс углеводородов — **циклоалканы**. Например, при $n = 3$ общей формуле C_3H_6 соответствуют вещества различного химического строения:



Пропен и циклопропан являются изомерами. Это пример третьего вида структурной изомерии — **межклассовой изомерии**.

По химическим свойствам алкены напоминают этилен: большинство реакций алкенов характеризуются разрывом двойной связи.

Физические свойства алкенов

Физические свойства некоторых алкенов приведены в таблице 7.

Таблица 7. Физические свойства некоторых алкенов

Структурная формула	Название	Относительная молекулярная масса	Температура, °С	
			плавления	кипения
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Этен	28	–169	–102
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$	Пропен	42	–185,2	–48
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Бутен-1	56	–185,4	–6,5

Как видно из данных таблицы 7, с увеличением молекулярной массы алкена температура кипения увеличивается.

По физическим свойствам алкены напоминают алканы: простейшие алкены, содержащие два—четыре (C_2-C_4) атома углерода в составе молекул, при комнатной температуре являются газами. Начиная с C_5 , алкены являются жидкостями с характерным запахом. Алкены практически не растворяются в воде.

Ненасыщенные углеводороды с одной двойной связью (алкены) образуют гомологический ряд общей формулы C_nH_{2n} .

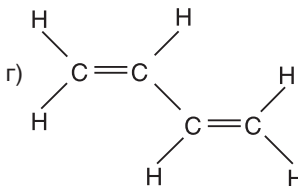
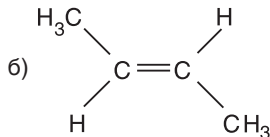
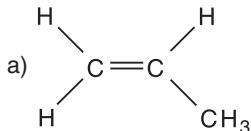
По систематической номенклатуре названия алкенов образуют, изменяя суффикс -ан соответствующего насыщенного углеводорода на суффикс -ен.

Вопросы и задания

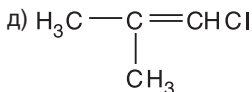
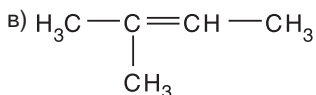
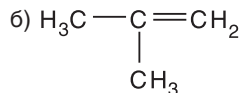
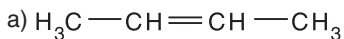
1. Из представленных молекулярных формул углеводородов выберите формулы алкенов: а) C_2H_6 ; б) C_2H_4 ; в) C_3H_8 ; г) C_3H_4 .

2. Приведите названия двух простейших алкенов, не имеющих изомеров различного положения двойной связи.

3. Укажите гомологи этилена:

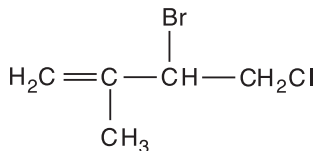


4. Назовите соединения, формулы которых приведены, по систематической номенклатуре:



5. Изобразите структурные формулы: а) 2-метилбутена-1; б) 2-хлорбутена-2.

6. Назовите по систематической номенклатуре соединение, формула которого:



7. При взаимодействии этилена с водородом в присутствии катализатора получили этан массой 15 г. Вычислите химическое количество израсходованного этилена.

8. Рассчитайте объем (н. у.) хлора (в дм^3), который необходим для взаимодействия с этиленом массой 21 г.

9. Приведите уравнение реакции пропена с водородом. Назовите образующийся алкан.

10. Приведите названия структурных изомеров с молекулярной формулой $\text{C}_3\text{H}_5\text{Br}$.

Лабораторный опыт 3

Изготовление шаростержневых моделей молекул углеводов

1. Составьте модель молекулы метана. Для этого из набора моделей для составления молекул возьмите шарик черного цвета, символизирующий атом углерода, и необходимое количество шариков белого цвета, символизирующих атомы водорода. Используя детали набора моделей, необходимые для соединения шариков, составьте шаростержневую модель молекулы метана.

2. Составьте шаростержневую модель молекулы пропана или бутана, используя тот же способ построения модели, что и в предыдущем случае.

3. Составьте шаростержневую модель молекулы этилена способом, описанным в предыдущем случае.

4. Сделайте выводы о пространственном строении соответствующих молекул углеводов.

§ 29. Понятие об алкинах

Строение ацетилена

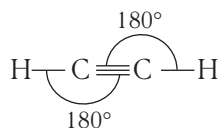
Атомы углерода могут связываться друг с другом не только с образованием ковалентных одинарных или двойных связей, но также с помощью ковалентных тройных связей.



Углеводороды, содержащие в составе молекул тройную связь, называют алкинами.

Простейшим ненасыщенным углеводородом с тройной связью является **ацетилен (этин)**. Молекулярная формула ацетилена C_2H_2 .

Структурная формула ацетилена:



В отличие от этилена, имеющего плоскостное строение, ацетилен имеет линейное строение: все четыре атома молекулы ацетилена лежат на одной прямой с углами связей, равными 180° . Каждый атом углерода образует четыре химических связи — три химических связи с атомом углерода и одну — с атомом водорода.

Модель молекулы ацетилена представлена на рисунке 100.

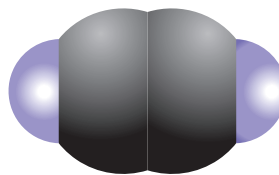


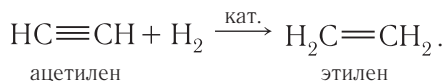
Рис. 100. Масштабная модель молекулы ацетилена

Ацетилен при обычных условиях представляет собой бесцветный газ, смесь которого с воздухом взрывается от искры. Ацетилен плохо растворяется в воде, хорошо растворяется в ацетоне: в одном объеме ацетона при обычных условиях растворяется 25 объемов ацетилена.

Химические свойства ацетилена

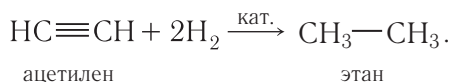
Химические свойства ацетилена определяются наличием в его молекуле ковалентной тройной связи. Характерными свойствами ацетилена, как и любых соединений с кратными связями, являются **реакции присоединения**.

Например, при присоединении водорода химическим количеством 1 моль к ацетилену химическим количеством 1 моль в присутствии катализатора образуется этилен:



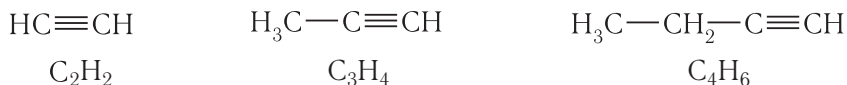
В данной реакции происходит разрыв **только одной ковалентной связи** в молекуле ацетилена.

Этилен, в свою очередь, также может взаимодействовать с водородом в присутствии катализатора с образованием этана. Поэтому можно написать суммарное уравнение присоединения водорода химическим количеством 2 моль к ацетилену химическим количеством 1 моль с разрывом **двух ковалентных связей** и образованием этана:



Гомологический ряд алкинов

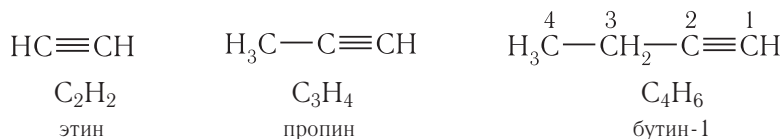
Ацетилен является простейшим представителем класса ненасыщенных углеводородов с тройной связью. Начиная с ацетилена, можно построить гомологический ряд, в котором каждый последующий углеводород отличается от предыдущего на одну группу $-\text{CH}_2-$:



Общая формула гомологического ряда ненасыщенных углеводородов с одной тройной связью $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, где n — число атомов углерода в молекуле углеводорода. Их общее название по систематической номенклатуре **алкины**.

По систематической номенклатуре названия ацетилена и его гомологов образуют изменением суффикса **-ан** соответствующего насыщенного углеводорода на суффикс **-ин**. Правила систематической номенклатуры разрешают

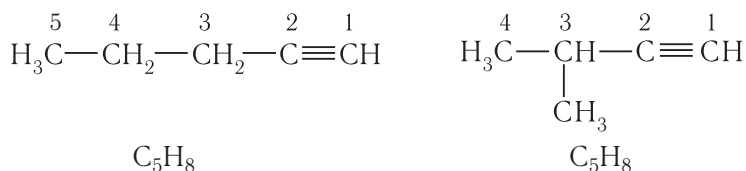
использование вместо названия «этин» тривиального названия «ацетилен». Положение тройной связи указывается цифрой так же, как в случае алкенов. Нумерацию цепи атомов углерода производят таким образом, чтобы атом углерода, за которым следует тройная связь, получил наименьший номер. Например:



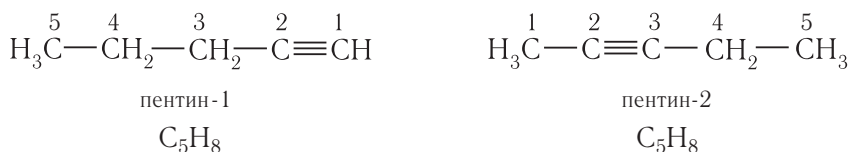
Изомерия алкинов

Для алкинов, так же как для алкенов, характерна изомерия цепи и изомерия различного положения тройной связи. Приведем изомеры на примере алкинов с молекулярной формулой C_5H_8 :

изомерия цепи

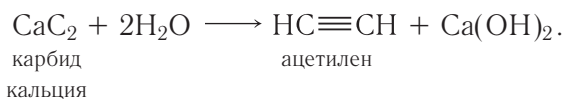


изомерия положения тройной связи



Получение и применение ацетилена

В лаборатории ацетилен получают действием воды на карбид кальция CaC_2 . При этом протекает реакция:



В смеси с кислородом ацетилен широко используют для резки и сварки металлов (рис. 101)



Рис. 101. Резка металлического изделия ацетиленовой горелкой

Характерными свойствами ацетилена являются реакции присоединения.

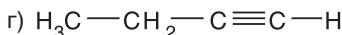
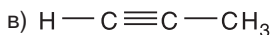
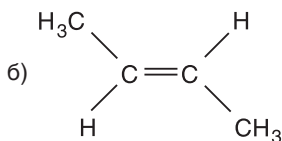
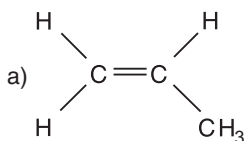
Ненасыщенные углеводороды с одной тройной связью (алкины) образуют гомологический ряд общей формулы C_nH_{2n-2} .

Для алкинов характерны различные виды структурной изомерии.

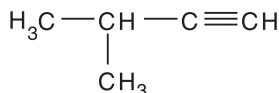
По систематической номенклатуре названия ацетилена и его гомологов образуют изменением суффикса -ан соответствующего насыщенного углеводорода на суффикс -ин.

Вопросы и задания

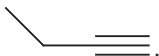
1. Напишите общую формулу алкинов.
2. Приведите по одному примеру ненасыщенных углеводородов с двойной и тройной связями, содержащих в составе молекул три атома углерода.
3. Из представленных молекулярных формул органических соединений составьте структурные формулы алкинов: а) C_2H_6 ; б) C_2H_2 ; в) C_2H_4 ; г) C_3H_8 ; д) C_3H_4 .
4. Укажите гомологи ацетилена:



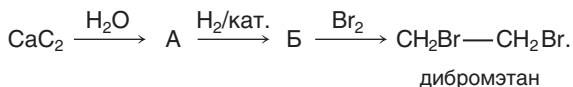
5. Укажите название соединения следующего строения:



6. Определите молекулярную формулу неизвестного углеводорода, плотность (н. у.) которого равна $1,786 \text{ г/дм}^3$, а массовая доля углерода — 90 %.
7. Укажите число атомов углерода и водорода в формуле углеводорода следующего строения:

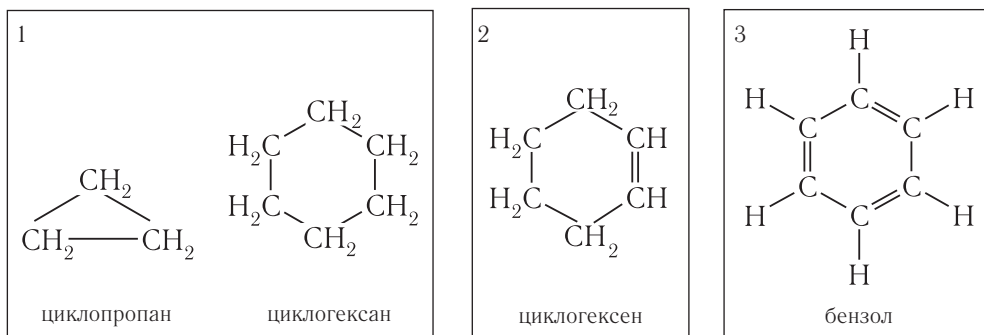


8. Приведите названия структурных изомеров с молекулярной формулой C_3H_3Br .
9. Составьте уравнение реакции пропина химическим количеством 1 моль с водородом химическим количеством 1 моль.
10. Напишите структурные формулы и названия органических соединений, зашифрованных буквами, в следующем ряду превращений:



§ 30. Понятие об ароматических углеводородах

В органической химии известны не только соединения, углеродный скелет которых представляет неразветвленные или разветвленные цепи. Существует большое число соединений, в которых атомы углерода, соединяясь друг с другом, образуют замкнутые циклы:



Два вещества, формулы которых даны в первой рамке, являются представителями **насыщенных** углеводородов **циклического** строения, их называют *циклоалканами*. Вещество, формула которого изображена во второй рамке, относится к ненасыщенным углеводородам также циклического строения, его называют *циклоалкеном*.

В третьей рамке показана формула бензола, представляющего особую группу сильно ненасыщенных веществ, принадлежащих к **ароматическим углеводородам**. Структурная формула простейшего представителя ароматических углеводородов — **бензола** — была впервые предложена немецким химиком А. Кекуле.



Название «ароматические» эти соединения получили потому, что первые выделенные из природных смесей ароматические соединения имели характерный приятный запах (от греч. *аромата* — запах).

**Фридрих Август
Кекуле**

(1829 — 1896)

Немецкий химик. Впервые предложил циклическую формулу бензола. Один из создателей теории химического строения органических соединений.



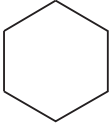
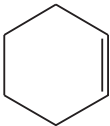
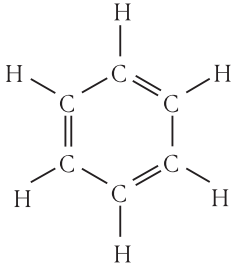
Правообладатель Народная асвета

Рассмотрим более детально некоторые характеристики бензола, чтобы составить первоначальное представление об ароматических углеводородах.

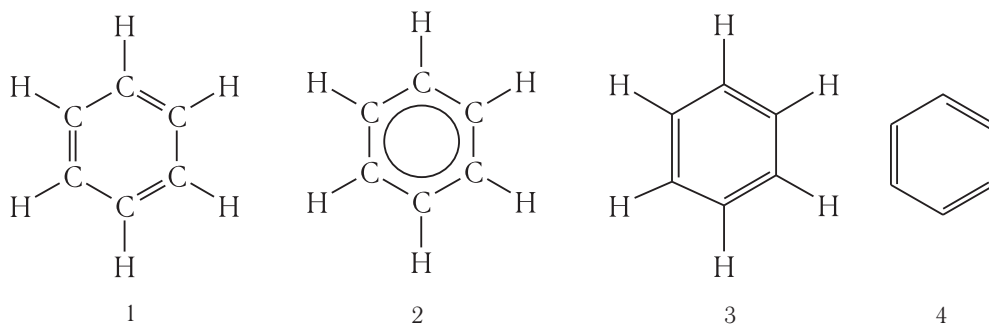
Строение бензола

Молекулярная формула бензола C_6H_6 . В отличие от рассмотренных ранее углеводородов на шесть атомов углерода в молекуле бензола приходится только шесть атомов водорода. Рассмотрите таблицу 8, в которой приведены формулы циклических веществ с шестью атомами углерода.

Таблица 8. Состав веществ циклического строения

Молекулярная формула	Название	Соотношение атомов С и Н	Структурная формула	Тип структуры
C_6H_{12}	Циклогексан	6 : 12		насыщенный
C_6H_{10}	Циклогексен	6 : 10		ненасыщенный
C_6H_6	Бензол	6 : 6		максимально ненасыщенный; ароматический

Из приведенных формул и соотношения атомов углерода и водорода в молекуле бензола можно сделать вывод, что углерод-углеродные связи в молекуле бензола ненасыщенные. Однако экспериментально доказано, что бензол в обычных условиях **не вступает в реакции присоединения**, характерные для ненасыщенных углеводородов. Получаются явные противоречия между структурной формулой бензола с двойными связями и его химическими свойствами. Это нашло отражение в том, что структурная формула бензола изображается различными способами:



При записи структурных формул бензола и других ароматических углеводородов не всегда указывают символы атомов углерода (3) или углерода и водорода (4). Внутри цикла показывают три двойные связи (1) или рисуют круг (2). Формулы 3 и 4 чаще всего используются химиками при написании уравнений химических реакций с участием ароматических соединений.

О причинах написания разных структурных формул для бензола вы узнаете при изучении органической химии в 11-м классе.

Как доказано экспериментально, молекула бензола имеет плоскостное строение — все двенадцать атомов молекулы расположены в одной плоскости.

Шаростержневая модель молекулы бензола приведена на рисунке 102.

Общая формула ароматических углеводородов C_nH_{2n-6} .

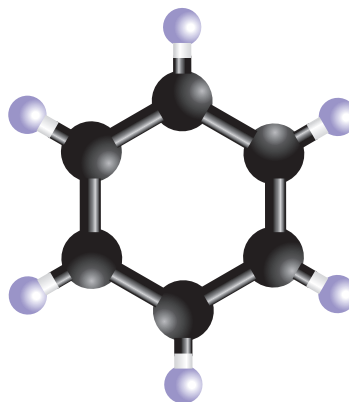


Рис. 102. Шаростержневая модель молекулы бензола

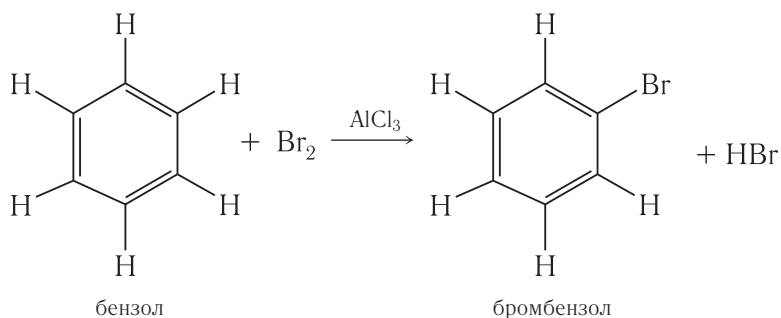
Физические свойства бензола

Бензол — прозрачная жидкость с характерным запахом. Относится к очень **ядовитым** соединениям, обладающим канцерогенными свойствами.

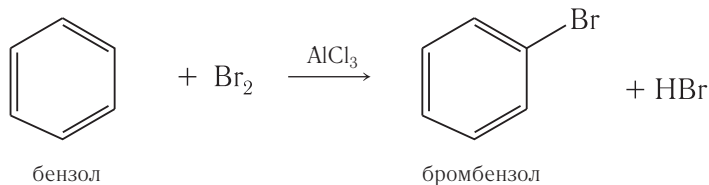
Химические свойства бензола

В отличие от ненасыщенных соединений, для которых характерны реакции присоединения, для бензола характерны **реакции замещения**.

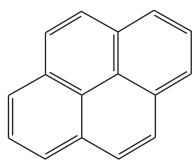
Например, бензол вступает в химическую реакцию с бромом (или хлором) в присутствии катализатора $AlCl_3$:



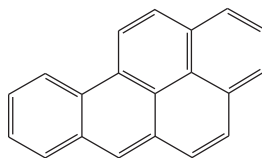
Один из атомов водорода в молекуле бензола замещается на атом брома с образованием другого ароматического соединения — *бромбензола*. Обычно реакции такого типа описывают упрощенным способом:



В пережаренном цыпленке, табачном дыму, печной саже и выхлопных газах дизельных двигателей обнаружены такие ароматические соединения, как *пирен* и *бензопирен*, которые так же, как и бензол, обладают канцерогенными свойствами:



пирен



бензопирен

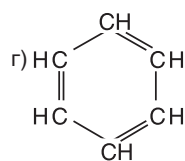
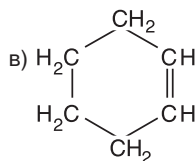
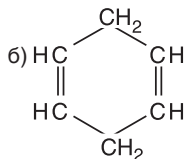
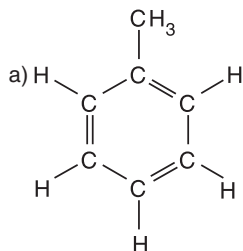
Бензол и его гомологи широко используются в промышленности для синтеза красителей, взрывчатых и душистых веществ.

Бензол — простейший представитель ароматических углеводородов, общая формула которых C_nH_{2n-6} .

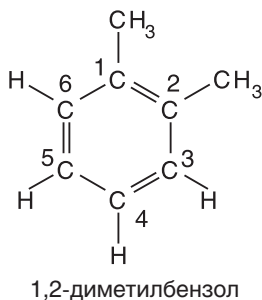
Характерными химическими свойствами бензола являются реакции замещения. В качестве реагентов используют хлор или бром в присутствии катализатора.

Вопросы и задания

1. Приведите структурную формулу простейшего циклоалкана.
2. Приведите объяснения, почему структурная формула бензола изображается несколькими способами.
3. Выберите правильный ответ. Молекула бензола имеет строение: а) плоскостное; б) тетраэдрическое; в) линейное; г) нет ответа.
4. Определите, какие из указанных соединений являются ароматическими:



5. Напишите схему реакции бензола с хлором в присутствии хлорида алюминия.
6. В каком из веществ — C_6H_6 или C_6H_{14} — массовая доля углерода больше? Ответ приведите сначала, не прибегая к математическим расчетам, а затем подтвердите свои предположения, выполнив соответствующие расчеты.
7. Докажите, что соединение структуры

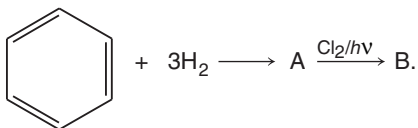


1,2-диметилбензол

является гомологом бензола.

8. При взаимодействии бензола с бромом в присутствии хлорида алюминия получили бромбензол массой 7,85 г. Вычислите массу израсходованного бензола.
9. Составьте уравнение реакции бензола химическим количеством 1 моль с водородом химическим количеством 3 моль в присутствии катализатора.

10. Напишите структурные формулы органических соединений, зашифрованных буквами, в следующем ряду превращений:

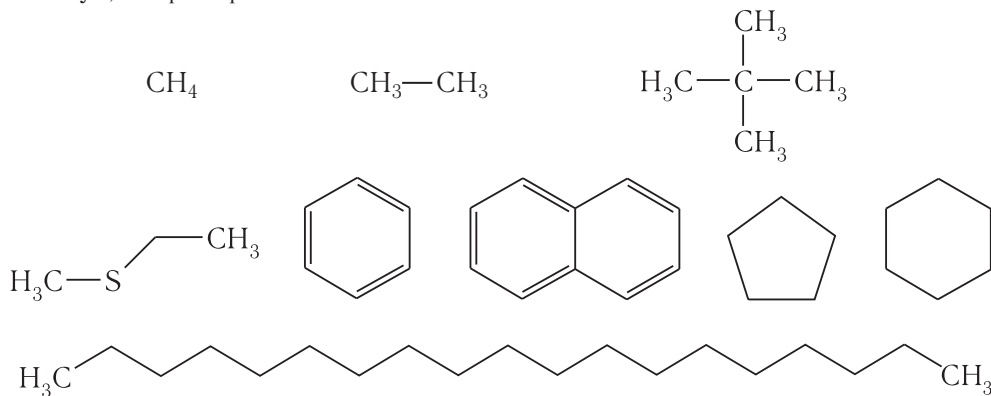


§ 31. Природный газ и нефть

Главными источниками получения насыщенных, ненасыщенных и ароматических углеводородов являются природный газ и нефть.

Так как основные примеси метана в природном газе — этан, пропан и бутан, то, применяя небольшое давление, легко отделяют от природного газа жидкую смесь пропана и бутана, которой затем заполняют газовые баллоны.

Нефть представляет собой в основном смесь насыщенных и циклических углеводородов, содержащих до пятидесяти и выше атомов углерода в составе молекул, например:



Нефть является продуктом, образовавшимся в результате биологических и химических изменений растительных и животных остатков в течение миллионов лет. Сложный состав нефти можно наблюдать при перегонке в приборе, показанном на рисунке 103.

Так как нефть является смесью веществ, она не имеет определенной температуры кипения, а перегоняется в широком интервале температур. Существует определенная закономерность: чем больше молекулярная масса углеводорода, тем выше его температура кипения. Это и используют на нефтеперегонных заводах: нефть перегонкой разделяют на отдельные части, или **фракции** — смеси различных веществ, имеющих близкие температуры кипения. Отдельные

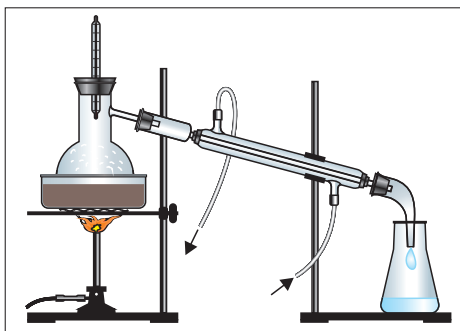


Рис. 103. Схема прибора для перегонки нефти в лаборатории

фракции различаются составом и интервалом температур перегонки. Приблизительный состав фракций и их температура кипения показаны в таблице 9.

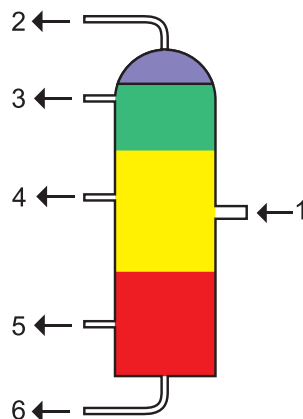


Рис. 104. Схема разделения нефти на фракции: 1 — сырая нефть; 2 — газы; 3 — бензин; 4 — керосин; 5 — газойль; 6 — мазут

Таблица 9. Продукты перегонки нефти

Фракции	Температура перегонки, °С	Число атомов углерода в углеводородах фракции
Газ	ниже 25	$C_1 — C_4$
Бензин	40—180	$C_5 — C_{11}$
Керосин	180—320	$C_{12} — C_{18}$
Газойль (дизельное топливо)	270—370	C_{18} и выше

Из данных таблицы видно, что, например, первая фракция содержит метан (C_1), этан (C_2), пропан (C_3) и два изомера бутана. Каждая фракция является очень сложной смесью гомологов и изомерных углеводородов. Схема разделения нефти на фракции приведена на рисунке 104. **Бензин** применяют в автомобильных двигателях, **керосин** — в тракторных и авиационных двигателях, а **газойль** — в дизельных двигателях. Остаток после перегонки нефти — **мазут** — также разделяют на фракции: *соляровые масла, смазочные масла, вазелин и парафин*. Оставшийся после этого **гудрон** применяют в производстве асфальта.

Преобладающее количество добываемых углеводородов используется в качестве топлива: для обогрева жилищ и приготовления пищи, для тепловых электростанций и в двигателях внутреннего сгорания.

Основная химическая реакция, происходящая в двигателях, заключается в сгорании смеси углеводородов с кислородом воздуха и выделении большого количества теплоты (показано на примере октана):



При этом в выхлопные газы попадают продукты сгорания смеси углеводородов: CO_2 и H_2O . При неполном сгорании углеводородов образуется токсичный CO . По этой причине **автомобиль с работающим двигателем должен находиться в хорошо проветриваемом помещении (гараже)**.

Для улучшения качества бензиновых фракций, получаемых при простой перегонке нефти, к ним иногда добавляют определенное количество *тетраэтилсвинца* (этилированный бензин чрезвычайно **ядовит!**). При сгорании этилированного бензина наряду с выхлопными газами, содержащими CO_2 , H_2O , CO , выделяется большое количество соединений свинца, оседающих на траве и деревьях вдоль магистралей. Вот почему **нельзя собирать ягоды, грибы и пасти скот вдоль автомобильных дорог!**

В настоящее время основная масса применяемого бензина не содержит тетраэтилсвинца. В бензин добавляют другие, менее токсичные вещества.

Другим побочным эффектом использования бензиновых двигателей, кроме токсичности отработанных газов, является выделение большого количества оксида углерода(IV). Оказалось, что этот оксид, метан и галогеналканы могут поглощать инфракрасное излучение земли, превращая его в теплоту, что приводит к так называемому *парниковому эффекту*, т. е. повышению температуры нашей планеты.

Основными продуктами переработки нефти являются бензин, керосин и дизельное топливо.

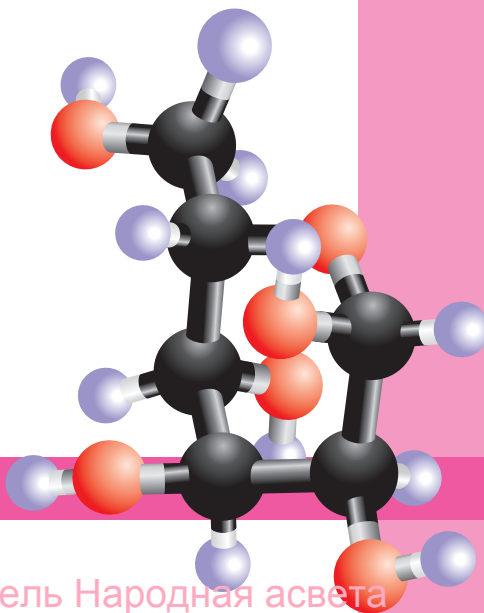
Парниковый эффект обусловлен накоплением в атмосфере оксида углерода(IV), метана и галогеналканов.

Вопросы и задания

1. Какие углеводороды содержатся в природном газе?
2. Можно ли привести химическую формулу нефти?
3. Перечислите основные фракции, образующиеся при перегонке нефти.
4. Укажите основные экологические проблемы, возникающие при использовании бензиновых двигателей.
5. Как вы понимаете термин «парниковый эффект»?
6. Объясните значение экологического контроля работы бензиновых двигателей.
7. Почему нельзя собирать ягоды, грибы и пасти скот вдоль автомобильных дорог?
8. Приведите уравнение сгорания алкана C_7H_{16} в избытке кислорода.

Кислородсодержащие органические соединения

Безгранично многообразие органических соединений, в состав которых наряду с углеродом и водородом входит кислород. Из кислородсодержащих органических соединений вы познакомитесь со спиртами, карбоновыми кислотами, углеводами и жирами; изучите их строение, свойства и области применения.



В данной главе вы познакомитесь с некоторыми представителями тех классов органических веществ, в состав которых, кроме углерода и водорода, входит кислород. Такие соединения называют **кислородсодержащими органическими соединениями**. Кислород в молекулах этих соединений входит в состав групп атомов, называемых *функциональными группами*, например —ОН, —СНО, —СООН.



Функциональная группа — это атом или группа атомов, определяющая принадлежность и характерные химические свойства данного класса органических соединений.

§ 32. Спирты

Одним из многочисленных классов кислородсодержащих органических соединений являются *спирты*.



Спиртами называют производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу —ОН. Группа —ОН — функциональная группа спиртов.

В зависимости от строения углеродной цепи различают спирты: *насыщенные, ненасыщенные* и др. Например:

спирт

$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—ОН}$ — насыщенный;

$\text{CH}_2\text{=CH—CH}_2\text{—ОН}$ — ненасыщенный;

углеводород

$\text{CH}_3\text{—CH}_3$ — насыщенный;

$\text{CH}_2\text{=CH—CH}_3$ — ненасыщенный.

В зависимости от числа функциональных групп в молекуле различают спирты:

одноатомные — $\text{CH}_3\text{ОН}$;

многоатомные (двухатомные, трехатомные и др.) — $\text{CH}_2\text{ОН—CH(ОН)—CH}_2\text{ОН}$.

Предметом вашего изучения в данном курсе будут насыщенные одноатомные и многоатомные спирты, строение и свойства которых вы рассмотрите на примере нескольких представителей класса.

Насыщенные одноатомные спирты

Строение


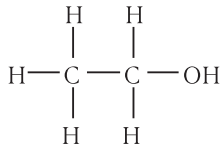


Насыщенными одноатомными спиртами называют производные алканов, в молекулах которых один атом водорода замещен на гидроксильную группу.

Правообладатель Народная асвета

Метанол CH_3OH — простейший представитель насыщенных одноатомных спиртов, **этанол** $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — его ближайший гомолог. Структурные и молекулярные формулы спиртов приведены в таблице 10.

Таблица 10. Формулы и названия простейших спиртов

Название Формула	метанол	этанол
структурная	$\text{CH}_3\text{—OH}$, или 	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$, или 
молекулярная	CH_4O	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

Пространственное расположение атомов углерода и водорода в алкильных группах спиртов точно такое, как и в алканах, производными которых являются насыщенные спирты. Валентные углы H—C—H и H—C—C в алкильных группах спиртов такие же, как в алканах, и составляют приблизительно 109° .

Шаростержневые и масштабные модели молекул метанола и этанола, отражающие их пространственное строение, представлены на рисунках 105 и 106.

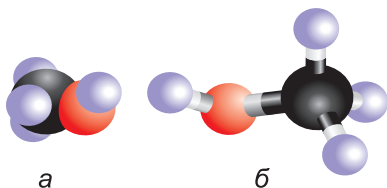


Рис. 105. Модели молекулы метанола: а — масштабная; б — шаростержневая

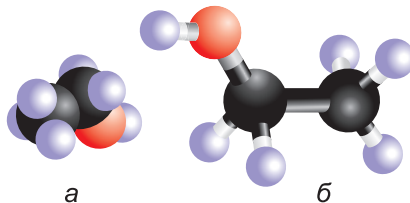


Рис. 106. Модели молекулы этанола: а — масштабная; б — шаростержневая

В общем виде формула одноатомных насыщенных спиртов записывается R—OH , где R — алкильная группа.

Номенклатура

Систематические названия насыщенных одноатомных спиртов с неразветвленной цепью углеродных атомов по номенклатуре ИЮПАК образуют от названия соответствующего алкана с добавлением суффикса **-ол**. Суффикс **-ол** свидетельствует о том, что в молекуле органического соединения присутствует функциональная гидроксильная группа —OH .

Систематическая номенклатура допускает употребление названий, связанных с названиями алкильных групп, например CH_3OH — метиловый спирт, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — этиловый спирт. В таблице 11 приведены формулы нескольких алканов и соответствующих им насыщенных одноатомных спиртов, содержащих функциональную группу при концевом атоме углерода, и их названия (в обоих случаях неразветвленные углеродные цепи).

Таблица 11. Алканы и соответствующие им насыщенные одноатомные спирты

Алкан			Спирт	
формула	название	алкильная группа	формула	название
CH_4	Метан	$\text{CH}_3\text{—}$	CH_3OH	Метанол (метиловый)
C_2H_6	Этан	$\text{C}_2\text{H}_5\text{—}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Этанол (этиловый)
C_3H_8	Пропан	$\text{C}_3\text{H}_7\text{—}$	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	Пропанол (пропиловый)
C_4H_{10}	Бутан	$\text{C}_4\text{H}_9\text{—}$	$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	Бутанол (бутиловый)
C_5H_{12}	Пентан	$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{—}$	$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	Пентанол (пентиловый)

Насыщенные одноатомные спирты, как и алканы, образуют гомологический ряд, в котором каждый последующий член отличается от предыдущего на гомологическую разность $\text{—CH}_2\text{—}$ (см. табл. 11).

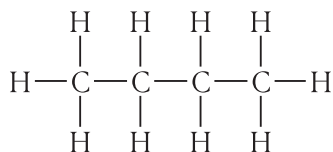


Общая формула алканов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, а общая формула их производных — насыщенных одноатомных спиртов — $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$. Исходя из общей формулы, вы сможете самостоятельно составить формулу насыщенного одноатомного спирта с указанным числом атомов углерода в молекуле.

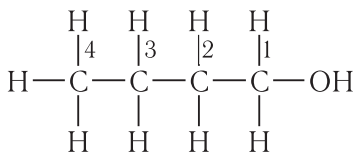
Изомерия

Для насыщенных одноатомных спиртов характерна структурная изомерия, которая определяется **изомерией углеродной цепи**.

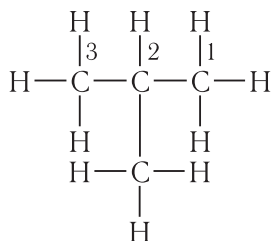
На примере спирта состава $C_4H_{10}O$ можно показать изомеры, отличающиеся строением углеродной цепи, возникающие в результате различного порядка соединения атомов углерода в молекулах. Сравним изомеры спирта с изомерами алкана — бутана C_4H_{10} , для которого также характерна изомерия цепи:



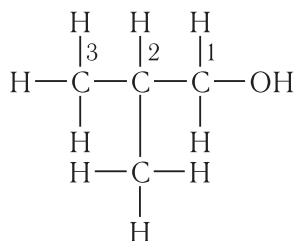
бутан



бутанол-1



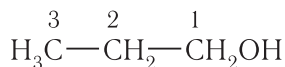
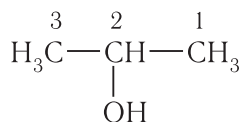
2-метилпропан



2-метилпропанол-1

При составлении названий спиртов с разветвленной углеродной цепью используются известные вам правила названия соответствующих алканов с разветвленной углеродной цепью.

Для спиртов, как и для веществ, имеющих в составе молекул функциональную группу, характерен такой вид структурной изомерии, как **изомерия положения функциональной группы**. Например:

пропанол-1
 C_3H_8O пропанол-2
 C_3H_8O

Эти два спирта — структурные изомеры, они имеют одинаковый состав, но различное химическое строение.

Физические свойства

Метанол (метиловый спирт) — бесцветная, летучая жидкость, со своеобразным запахом. Он хорошо растворяется в воде и сам является растворителем различных органических веществ.

Метанол чрезвычайно **ядовит**, опасны и его пары. Метанол является ядом нервно-паралитического действия, употребление небольшой дозы приводит к потере зрения и даже смерти человека.



Метиловый спирт впервые был получен при сухой перегонке древесины (нагревание без доступа воздуха с конденсацией образующихся газообразных веществ). По этой причине его еще называют *древесным спиртом*. Формулу древесного спирта установил французский химик Жан Батист Дюма в 1834 г., и только через 25 лет после этого метиловый спирт был получен синтетическим путем.

Этанол (этиловый спирт) — бесцветная, летучая, подвижная жидкость, обладает характерным алкогольным запахом. Он хорошо растворяется в воде в любых соотношениях и во многих органических веществах.

Спирты — производные углеводов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу —ОН.

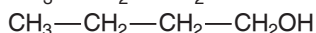
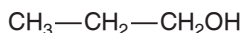
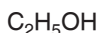
Насыщенными одноатомными спиртами называют производные алканов, в молекулах которых один атом водорода замещен на гидроксильную группу —ОН.

Метанол и этанол — представители насыщенных одноатомных спиртов, они — гомологи.

Структурная изомерия спиртов обусловлена различным порядком связи между атомами углерода в углеродной цепи и различным положением функциональной группы при одинаковой углеродной цепи.

Вопросы и задания

1. Какие органические вещества относят к: а) спиртам; б) насыщенным одноатомным спиртам?
2. Составьте структурные и молекулярные формулы метанола, этанола, пропанола-1. В структурных формулах подчеркните функциональную группу, назовите ее.
3. Выберите из перечня названий органических веществ — этен, метанол, пропан, пропанол, пентан, пропен, этанол — названия спиртов. Назовите признак, на основании которого был сделан ваш выбор.
4. Назовите по номенклатуре ИЮПАК спирты, формулы которых:



Приведите известные вам тривиальные названия спиртов.

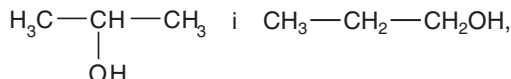
5. Выберите гомологи среди веществ, формулы которых приведены, назовите их:

а) C_2H_2 , CH_3OH , C_2H_6 , CH_4 , C_2H_5OH ;

б) C_3H_8 , C_2H_5OH , C_2H_4 , C_3H_7OH , C_3H_6 .

6. Исходя из общей формулы насыщенных одноатомных спиртов $C_nH_{2n+1}OH$, составьте формулы спиртов с числом атомов углерода в молекулах, равным 6 и 7.

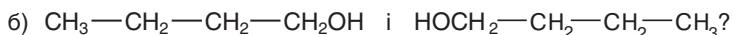
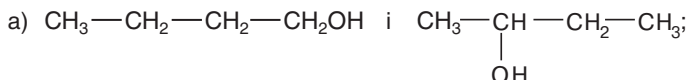
7. Почему можно утверждать, не проводя расчетов, что массовая доля углерода в обоих спиртах, структурные формулы которых



одинакова?

8. Поясните, у какого из спиртов — этанола или бутанола — могут быть структурные изомеры, обусловленные положением функциональной группы.

9. Чем и почему по отношению друг к другу являются спирты, структурные формулы которых:



10. Взятые водные растворы метанола и этанола массой по 40 г с равной массовой долей спиртов — 25 %. В каком растворе содержится спирт меньшим химическим количеством?

§ 33. Химические свойства этанола

Химические свойства, характерные для одноатомных насыщенных спиртов, рассмотрим на примере этанола.

1) Этанол реагирует с активными металлами, например натрием, при этом выделяется молекулярный водород (рис. 107).

Экспериментально было доказано, что из спирта химическим количеством 1 моль можно получить молекулярный водород химическим количеством 0,5 моль:



Такое количественное соотношение спирта и водорода свиде-

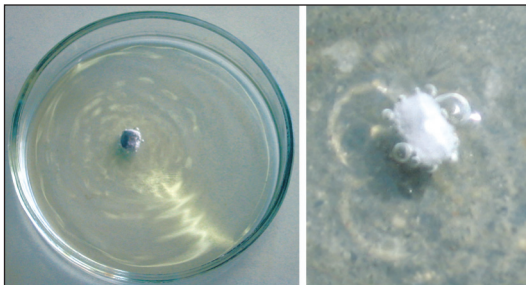
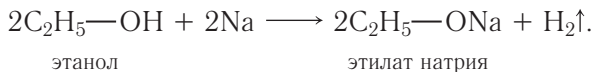


Рис. 107. Реакция этанола с металлическим натрием

тельствует об особенности одного из шести атомов водорода в молекуле спирта. Этим особым атомом является атом водорода гидроксильной группы. Он, в отличие от атомов водорода алкильной группы, соединен не с атомом углерода, а с атомом кислорода, и именно он замещается на атом металла. Поэтому уравнение химической реакции спирта с металлами записывается так:



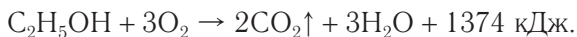
Продукты замещения атома водорода гидроксильной группы на атом металла называют **алкоголятами** (алкоксидами). В данной реакции это *этилат натрия* (этоксид натрия). Обнаружить его можно, если выпарить небольшое



Рис. 108. Горение этанола

количество раствора, взятого из пробирки, где происходила реакция. При этом на стеклянной пластинке останутся кристаллики этилата натрия.

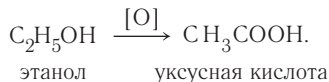
2) Этанол, как и все спирты, горит при поджигании на воздухе с выделением большого количества теплоты. Убедиться в этом можно, если налить небольшое количество этанола в фарфоровую чашечку и поджечь его (рис. 108). В этой реакции спирт окисляется до конечных продуктов — углекислого газа и воды:



Высокая теплотворная способность этанола и других спиртов обуславливает применение их в качестве жидкого топлива.



Окисление этанола некоторыми другими окислителями протекает с образованием веществ других классов органических соединений. Эти реакции используются на практике с различной целью. Так, например, при ферментативном окислении этанола получают такой важный продукт, как пищевая уксусная кислота:



Эту реакцию можно рассматривать как реакцию частичного окисления спирта в отличие от реакции полного окисления (горения), при которой образуются конечные продукты: углекислый газ и вода.

Применение реакции частичного окисления этанола смесью солей хрома с серной кислотой нашло в работе полиции некоторых стран. Так как при окислении этанола названной смесью изменяется окраска солей хрома с желтого цвета на зеленый, то реакцию используют для обнаружения паров этанола в выдыхаемом воздухе у водителей автомобилей.

Применение этанола

Этанол используется (рис. 109) как растворитель органических веществ и при производстве многих лекарств, одеколонов, духов; из него получают пищевую уксусную кислоту, а также синтезируют многие органические вещества; его используют в медицинской практике. Этанол в смеси с бензином в некоторых странах применяется в качестве горючего для двигателей внутреннего сгорания.

Этанол, который получают при ферментативном расщеплении сахаристых веществ, содержащихся в различных пищевых продуктах (пшеница, картофель и др.), называют *пищевым*. Его используют в кондитерской промышленности и для изготовления алкогольных напитков.

Следует помнить, что этанол является сильным наркотическим веществом. Попадая в организм, спирт быстро всасывается в кровь, вызывая опьянение. Длительное употребление спиртных напитков приводит к алкоголизму — заболеванию, разрушающему организм человека. Опасен для здоровья человека не только сам этанол, но и токсичные продукты его химических превращений в организме.



Слово *алкоголь* для названия этанола впервые применил средневековый врач и естествоиспытатель Парацельс. Это слово происходит от арабского al-kohol, что означает «одурманивающий».

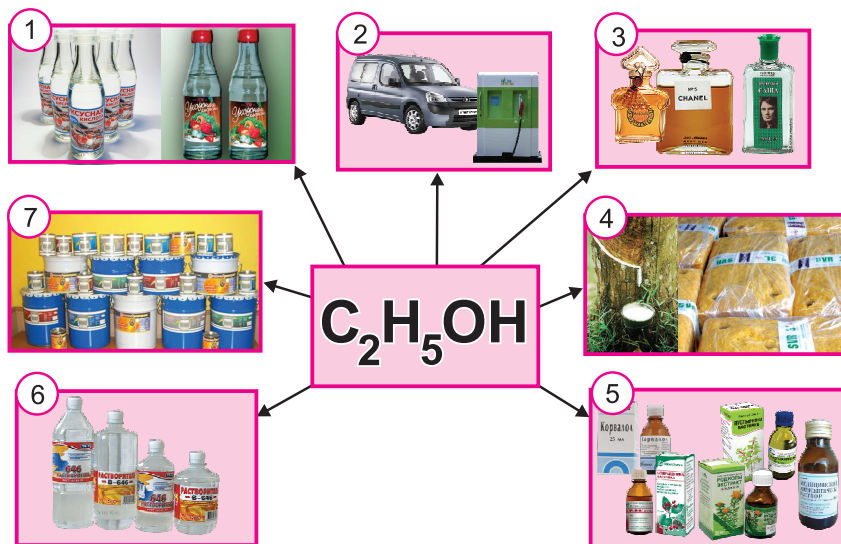


Рис. 109. Применение этанола: 1 — получение уксусной кислоты; 2 — в смеси с бензином для двигателей внутреннего сгорания; 3 — производство духов, одеколонов; 4 — производство синтетического каучука; 5 — производство лекарств; 6 — растворитель; 7 — производство лаков, красок

Безводный этиловый спирт называют *абсолютным спиртом*. А *спиртом-ректификатом* называют смесь спирта с водой, в которой массовая доля воды равна примерно 4,5 %. Он применяется в медицине, для синтеза органических веществ.

Для технических целей используют *технический спирт*, который называется *денатуратом*. Денатурат получают при добавлении к синтетически полученному этанолу немного метанола, неприятно пахнущих и красящих веществ. Такой спирт непригоден к употреблению. Он смертельно опасен для человека.

Характерные химические свойства спиртов определяются наличием в их молекулах функциональной группы —ОН.

Этанол широко используется во многих отраслях промышленности (фармацевтической, лакокрасочной, кондитерской, бытовой химии и др.).

Вопросы и задания

1. Перечислите химические реакции, характерные для этанола.
2. Разъясните, исходя из строения молекулы этанола, какой атом водорода и почему будет замещаться на атом металла в реакции с активными металлами.
3. В чем состоит различие между реакциями горения и частичного окисления спиртов? Составьте уравнение реакции горения метанола.
4. Составьте уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: а) метан \rightarrow хлорметан; б) этанол \rightarrow этилат натрия. Назовите тип реакций.
5. Как вы думаете, для пропанола-1 характерны такие же химические свойства, как и для этанола?
6. Почему метанол и денатурат нельзя употреблять для изготовления каких-либо напитков или в чистом виде?
7. Укажите пары веществ, в реакции которых выделяется водород: а) метанол и натрий; б) соляная кислота и цинк; в) серная кислота (концентрированная) и медь; г) вода и натрий; д) серная кислота (разбавленная) и магний; е) гидроксид натрия и калий.
8. Рассчитайте объем (н. у.) водорода, который выделится в реакции металлического натрия, взятого в избытке, с этанолом массой 14,72 г.
9. Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, который необходим для сжигания этанола химическим количеством 0,45 моль.
10. Избыток металлического натрия внесли последовательно в пробирки с метанолом и этанолом, взятыми в равных химических количествах. В каком соотношении будут находиться объемы (н. у.) выделившегося в реакциях водорода? Приведите наиболее рациональный способ решения задачи.

§ 34. Многоатомные спирты

В органической химии, кроме одноатомных спиртов, существуют спирты, содержащие в молекуле две и более гидроксильных группы. Это спирты двухатомные (этиленгликоль), трехатомные (глицерин), четырехатомные, пятиатомные, шестиатомные. Такие спирты относятся к *многоатомным спиртам*.



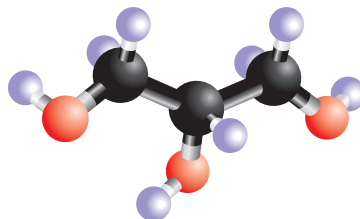
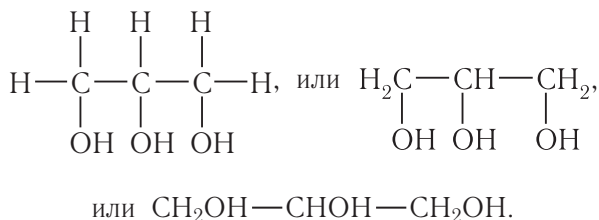
Многоатомными спиртами называют производные углеводов, в молекулах которых два и более атомов водорода у соседних атомов углерода замещены на гидроксильные группы.

Рассмотрим строение и свойства многоатомных спиртов на примере *глицерина*.

Строение глицерина

Глицерин $\text{CH}_2\text{OH}—\text{CHOH}—\text{CH}_2\text{OH}$ является простейшим представителем гомологического ряда трехатомных спиртов. Его можно рассматривать как производное пропана, в молекуле которого три атома водорода при соседних атомах углерода замещены на гидроксильные группы. Поэтому глицерин относят к многоатомным насыщенным спиртам.

Структурную формулу глицерина записывают несколькими способами:



Шаростержневая модель молекулы глицерина, отражающая его пространственное строение, представлена на рисунке 110.

Рис. 110. Шаростержневая модель молекулы глицерина

Физические свойства глицерина

Глицерин — бесцветная, вязкая жидкость, сладкая на вкус, без запаха; глицерин не летуч. Он обладает высокой гигроскопичностью и поглощает влагу из воздуха до 40 % по массе. Глицерин хорошо растворяется в воде, в чем вы убедитесь, выполнив лабораторный опыт, а также в метаноле и этаноле.



Глицерин открыл знаменитый шведский химик Карл Шееле в 1779 г. Нагревая оливковое масло с кислотой, он получил мазь, которая оказалась сладкой на вкус. Из мази Шееле выделил вязкую жидкость, которую назвал *масляный сахар*. Это и был глицерин.

Химические свойства

Химические свойства глицерина так же, как и этанола, обусловлены наличием гидроксильных групп в составе молекул, поэтому во многом сходны со свойствами одноатомных спиртов.

1) Глицерин взаимодействует со щелочными металлами. В реакции глицерина со щелочными металлами атомы водорода в гидроксильных группах так же, как и у этанола, замещаются на атомы этих металлов. При этом возможно замещение атома водорода в одной, двух или трех группах. Уравнение реакции глицерина с натрием, взятыми в количественном соотношении 1 : 3, можно представить так:

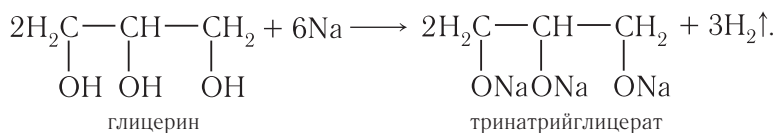


Рис. 111. Качественная реакция на глицерин

2) Обладая рядом химических свойств, сходных со свойствами насыщенных одноатомных спиртов, глицерин имеет и специфические свойства, обусловленные наличием в составе молекулы нескольких функциональных групп —ОН.

Если в стакан с раствором щелочи прибавить несколько капель раствора сульфата меди(II) и к образовавшемуся свежесозданному гидроксиду меди(II) прилить раствор глицерина, то образуется прозрачный раствор ярко-синего цвета (рис. 111). Эти изменения вы сможете наблюдать при выполнении лабораторного опыта.

Одноатомные спирты не способны вступать в такую реакцию, поэтому она часто используется для качественного обнаружения многоатомных спиртов. Реакцию глицерина и других многоатомных спиртов со свежесозданным гидроксидом меди(II) относят к *качественной реакции* на многоатомные спирты, содержащие гидроксильные группы при соседних атомах углерода.

Применение многоатомных спиртов

Многоатомные спирты находят широкое и разнообразное применение, обусловленное их свойствами.

Свойство глицерина поглощать влагу воздуха, то есть смягчать смазанные им поверхности, широко используется для производства клеев, смазок, крема для обуви, при выделке кожи, тканей и бумаги.

Глицерин также широко используется в косметике, фармацевтической и пищевой промышленности. В косметических средствах глицерин играет роль смягчающего и успокаивающего средства. Глицерин добавляют к зубной пасте, чтобы предотвратить ее высыхание. К кондитерским изделиям глицерин добавляют для предотвращения их кристаллизации.

В промышленности глицерин используют для производства взрывчатых веществ, полимеров, антифризов. Спиртовой раствор нитроглицерина — вещества, полученного на основе глицерина, с массовой долей 1 % используется как средство для расширения кровеносных сосудов при некоторых заболеваниях сердечно-сосудистой системы.

Двухатомный спирт *этиленгликоль* (рис. 112) применяется в качестве антифриза — незамерзающей жидкости для охлаждения двигателей внутреннего сгорания. Наиболее часто применяемая смесь состоит из равных частей дистиллированной воды и этиленгликоля и содержит ингибиторы коррозии. Такая смесь не замерзает при температуре $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$ и кипит при $116\text{ }^{\circ}\text{C}$. Этиленгликоль широко используется как исходное вещество для получения синтетических волокон, в частности хорошо известного волокна *лавсан*, которое производят на ОАО «Могилевхимволокно».

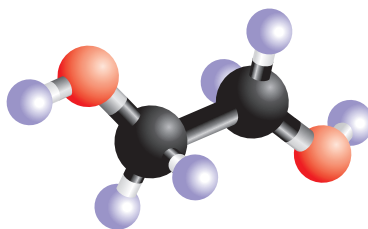


Рис. 112. Шаростержневая модель молекулы этиленгликоля



Шестиатомный спирт $\text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\text{CH}_2\text{OH}$ имеет сладкий вкус и используется больными диабетом в качестве заменителя сахара.

Глицерин $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$ — многоатомный спирт.

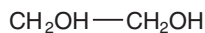
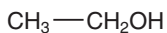
Химические свойства глицерина обусловлены наличием в составе молекул нескольких функциональных гидроксильных групп.

Качественной реакцией на многоатомные спирты является реакция с гидроксидом меди(II).

Глицерин и этиленгликоль используют во многих отраслях производства (парфюмерной, пищевой, кожевенной, фармацевтической, полимерной и др.).

Вопросы и задания

1. Какие органические вещества относят к насыщенным многоатомным спиртам?
2. Какие из соединений, формулы которых приведены:



относятся к: а) одноатомным спиртам; б) многоатомным спиртам?

3. Докажите, что глицерин не является гомологом этиленгликоля, формула которого $\text{CH}_2\text{OH—CH}_2\text{OH}$.

4. Какую реакцию можно провести для качественного определения многоатомного спирта глицерина? Укажите признаки реакции.

5. С какими из веществ, формулы которых приведены: K, Na, H_2O , Cu(OH)_2 , NaCl, O_2 , реагируют: а) этанол и глицерин; б) только глицерин? Запишите два любых уравнения реакций.

6. Сравните физические свойства глицерина и этанола, отметьте общие и различные свойства.

7. Определите массовую долю (в %) глицерина в растворе, полученном при растворении глицерина массой 46,8 г в воде массой 133,2 г.

8. Запишите уравнение реакции двухатомного спирта этиленгликоля с металлическим натрием, взятым в избытке.

9. Пары глицерина горят с образованием углекислого газа и воды. Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, который потребуется для сжигания глицерина химическим количеством 1 моль.

10. При взаимодействии металлического натрия, взятого в избытке, с этанолом и глицерином выделился водород объемом (н. у.) по 16,8 дм³ в каждом случае. Одинаковы ли химические количества вступивших в реакцию спиртов? Полученный результат объясните.

Лабораторный опыт 4

Изучение свойств глицерина

1. Рассмотрите образец глицерина. Отметьте его физические свойства (агрегатное состояние, цвет, запах, вязкость).

2. Налейте в пробирку воду объемом примерно 1 см³ и прилейте глицерин равного объема, встряхните смесь. Добавьте в пробирку еще столько же глицерина, сколько и в первый раз, встряхните смесь. Произошло ли растворение?

3. К раствору гидроксида натрия (с массовой долей 10 %) объемом 1 см³ прилейте несколько капель раствора сульфата меди(II) (с массовой долей 5 %). К свежесозданному гидроксиду меди(II) добавьте раствор глицерина объемом 1 см³. Наблюдайте происходящие изменения.

§ 35. Карбоновые кислоты

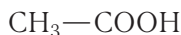
К кислородсодержащим органическим соединениям, кроме спиртов, относятся органические кислоты, которые обычно называют *карбоновыми*. Тривиальные названия и вкус некоторых из них, таких как лимонной, яблочной, уксусной, щавелевой, вам хорошо известны из жизненного опыта.

Кислотами данные соединения названы из-за их химических свойств, а карбоновыми они называются потому, что, в отличие от неорганических кислот, обязательно содержат в своем составе углерод (от лат. *Carboneum* — углерод). Кислород в карбоновых кислотах входит в состав функциональной группы —COOH, называемой *карбоксильной* группой.

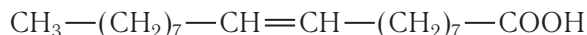


Карбоновыми кислотами называют органические соединения, в молекулах которых содержится одна или несколько карбоксильных групп.

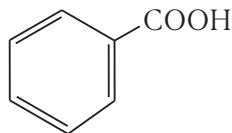
Существует большое число разнообразных карбоновых кислот. Как и спирты, по строению углеродной цепи различают кислоты *насыщенные*, *ненасыщенные*, *ароматические*:



уксусная кислота
(насыщенная)

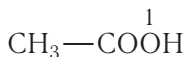


олеиновая кислота
(ненасыщенная)

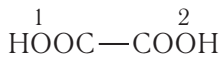


бензойная кислота
(ароматическая)

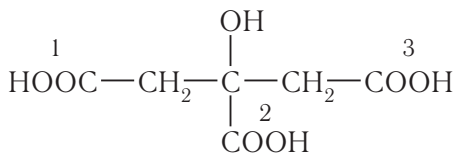
В зависимости от числа карбоксильных групп в молекуле карбоновые кислоты подразделяют на *одноосновные*, *двухосновные*, *трехосновные*:



уксусная кислота
(одноосновная)



щавелевая кислота
(двухосновная)



лимонная кислота
(трехосновная)

Формулы и названия кислот, кроме уксусной, приведены в ознакомительном плане.



К концу XVIII в. было известно около десяти карбоновых кислот, которые в чистом виде удалось выделить шведскому химику К. Шееле. Только через несколько десятков лет после этого химики выяснили состав и строение карбоновых кислот, доказали, что существуют многоосновные карбоновые кислоты (например, щавелевая, лимонная и др.).

Насыщенные одноосновные карбоновые кислоты

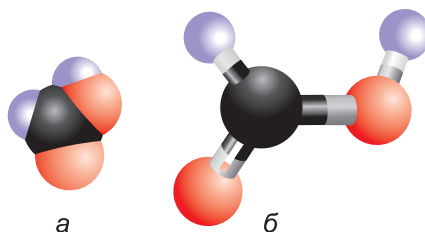
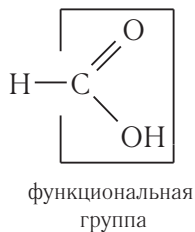
В данном курсе вы будете изучать строение и свойства только нескольких представителей насыщенных одноосновных карбоновых кислот. В молекулах таких кислот содержится одна карбоксильная группа, соединенная с алкильной группой.

В общем виде формула одноосновных карбоновых кислот записывается **RCOOH**, где R — алкильная группа.

Пространственное строение алкильных групп в молекулах насыщенных карбоновых кислот такое же, как и в алканах: валентные углы $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ и $\text{H}-\text{C}-\text{C}$ равны приблизительно 109° .

Муравьиная кислота

Простейшим представителем насыщенных одноосновных карбоновых кислот является **муравьиная кислота** HCOOH . Это единственная кислота, в молекуле которой функциональная группа соединена с атомом водорода. Структурная формула кислоты:



На рисунке 113 представлены масштабная и шаростержневая модели молекулы муравьиной кислоты.

Рис. 113. Модели молекулы муравьиной кислоты: **а** — масштабная; **б** — шаростержневая



Название муравьиной кислоты так же, как названия уксусной и стеариновой кислот, относится к исторически сложившимся (тривиальным) названиям, связанным с их происхождением в природе. Систематические названия кислот: HCOOH — *метановая кислота* и CH_3COOH — *этановая кислота*.

Муравьиная кислота — резко пахнущая жидкость, хорошо растворимая в воде, одна из самых сильных органических кислот. Муравьиная кислота **ядовита**, при попадании на кожу она вызывает ожоги. Вполне возможно, что вам

приходилось испытывать раздражающее действие муравьиной кислоты, если вас жалила пчела, или кусали муравьи, или вы дотрагивались до крапивы (рис. 114).

Если в пробирку с раствором муравьиной кислоты добавить несколько капель раствора лакмуса, то окраска индикатора изменится с синей на красную. Это свидетельствует о том, что в растворе есть ионы водорода. Муравьиная кислота в водном растворе диссоциирует с образованием ионов водорода.



Муравьиная кислота была открыта в 1794 г. немецким химиком Маргграфом в выделениях рыжих муравьев. Она также находится в волосках жгучей крапивы, в хвое ели. Муравьиная кислота обладает бактерицидными свойствами. В некоторых странах ее применяют как консервант при заготовке силоса.

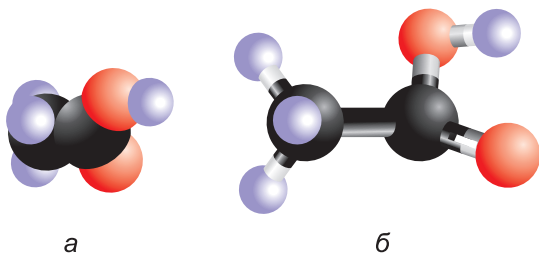
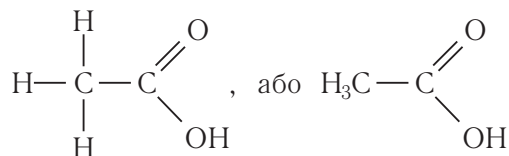
В народной медицине муравьиную кислоту используют для лечения ревматических болей и радикулитов, при этом источником лекарства служат живые муравьи.

Существует бытовой термин *муравьиный спирт*. Это раствор муравьиной кислоты в этиловом спирте с массовой долей кислоты 1,4 %. Он применяется в медицине.

Органические производные муравьиной кислоты применяются в качестве растворителей и для изготовления душистых веществ, фруктовых эссенций.

Уксусная кислота

Уксусная кислота CH_3COOH — гомолог муравьиной кислоты, ее структурная формула:



Модели, отражающие пространственное строение молекулы уксусной кислоты, представлены на рисунке 115.

Рис. 115. Модели молекулы уксусной кислоты: а — масштабная; б — шаростержневая

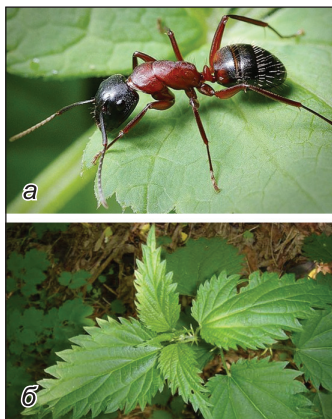


Рис. 114. В выделениях муравьев (а) и волосках крапивы (б) содержится муравьиная кислота

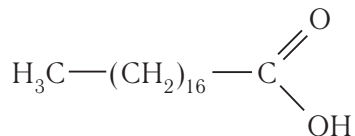


Рис. 116. Ледяная уксусная кислота

Уксусная кислота, как и другие карбоновые кислоты с низкой молекулярной массой (*низшие кислоты*), — бесцветная жидкость с характерным резким запахом, хорошо растворима в воде. При температуре меньше $16,5^{\circ}\text{C}$ безводная уксусная кислота превращается в твердое кристаллическое вещество, похожее на лед, поэтому ее иногда называют ледяной уксусной кислотой (рис. 116). С примесями воды кислота при этой температуре в твердое вещество не превращается. Водные растворы уксусной кислоты с массовой долей кислоты 70—80 % называют *уксусной эссенцией*, а растворы кислоты с массовой долей вещества 5—9 % применяют в быту под названием *столового уксуса*.

Стеариновая кислота

Стеариновая кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, масштабная модель которой показана на рисунке 117, относится к *высшим насыщенным карбоновым кислотам*. Высшими в органической химии называют карбоновые кислоты, содержащие в составе молекулы не менее девяти атомов углерода. Стеариновая кислота является гомологом уксусной кислоты. Сокращенная структурная формула стеариновой кислоты:



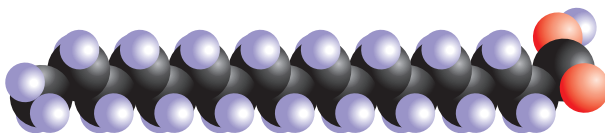
Стеариновая кислота — белое, жирное на ощупь вещество и, как все высшие насыщенные кислоты, твердое, без запаха, в воде нерастворимое.

Если расплавить стеариновую кислоту и капнуть на полоску универсальной индикаторной бумаги, то она окрасится в красный цвет, что указывает на наличие ионов водорода, т. е. кислой среды. В расплавленном состоянии стеариновая кислота диссоциирует.



В состав сложных органических веществ, составляющих основу жиров, входят остатки высших насыщенных одноосновных карбоновых кислот — стеариновой и пальмитиновой $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$, а также остатки ненасыщенных кислот, например олеиновой

Рис. 117. Масштабная модель молекулы стеариновой кислоты



$C_{17}H_{33}COOH$. Эти кислоты раньше выделяли из жиров, поэтому называли *жирными кислотами*. Это название сохранилось и в наше время. Впервые жирные кислоты из жиров сумел выделить французский химик М. Шеврель в начале XIX в.

Карбоновые кислоты — это органические вещества, в молекулах которых содержится одна или несколько функциональных карбоксильных групп.

В молекулах насыщенных одноосновных карбоновых кислот содержится одна функциональная карбоксильная группа, соединенная с алкильной группой.

Муравьиная, уксусная и стеариновая кислоты — представители насыщенных одноосновных карбоновых кислот, они — гомологи.

Вопросы и задания

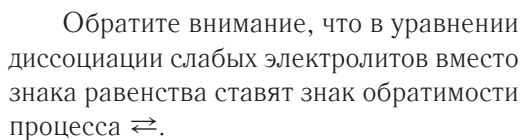
1. Какие органические соединения относят к карбоновым кислотам?
2. Приведите определение насыщенных одноосновных карбоновых кислот.
3. Что означают понятия «высшие» и «низшие» карбоновые кислоты?
4. Запишите структурные формулы муравьиной и уксусной кислот, подчеркните функциональную группу и назовите ее.
5. Укажите, что общего в составе и строении карбоновых кислот, формулы которых: а) CH_3-COOH ; б) $CH_2=CH-COOH$; в) $HOOC-CH_2-COOH$. Чем они отличаются друг от друга?
6. Разъясните, почему уксусную кислоту относят к насыщенным одноосновным карбоновым кислотам.
7. Докажите, что стеариновая кислота — гомолог уксусной кислоты.
8. Охарактеризуйте физические свойства муравьиной (метановой) и уксусной (этановой) кислот. Почему растворы этих кислот имеют кислый вкус?
9. В двух пробирках находятся бесцветные растворы муравьиной кислоты и гидроксида натрия. Как опытным путем определить, в какой из пробирок находится раствор кислоты?
10. Для консервирования огурцов необходим раствор уксусной кислоты с массовой долей кислоты, равной 6 %. У вас имеется раствор массой 100 г с массовой долей уксусной кислоты, равной 24 %. Что следует сделать, чтобы ваш раствор превратить в столовый уксус с указанной массовой долей?

§ 36. Химические свойства и применение уксусной кислоты

Химические свойства насыщенных одноосновных карбоновых кислот обусловлены наличием в составе их молекул функциональной группы — $COOH$. Растворимые в воде насыщенные одноосновные карбоновые кислоты в водном растворе диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Рассмотрим химические свойства насыщенных одноосновных карбоновых кислот на примере уксусной кислоты.

1) Уксусная кислота является электролитом, хотя и слабым, так как в водном растворе диссоциирует на ионы лишь небольшая часть ее молекул. Уравнение электролитической диссоциации уксусной кислоты можно записать так:



Раствор уксусной кислоты изменяет окраску лакмуса с синего на красный цвет (рис. 118), указывая тем самым на наличие в растворе ионов водорода.

2) При действии на раствор уксусной кислоты некоторых активных металлов (например, Mg, Zn, Al) происходит ре-

акция замещения. Атом водорода карбоксильной группы замещается на атом металла, при этом выделяется водород и образуется раствор соли:



Соли уксусной кислоты называют **ацетатами**, большинство из них растворимы в воде.

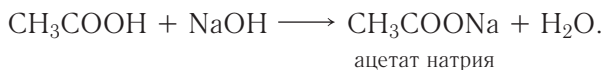
Выделение водорода в реакции слабой уксусной кислоты с магнием, естественно, идет медленнее, чем в реакции с сильными неорганическими кислотами.

3) При добавлении раствора уксусной кислоты к основному оксиду (например, оксиду магния) оксид растворяется, так как происходит химическая реакция и образуется растворимая в воде соль:

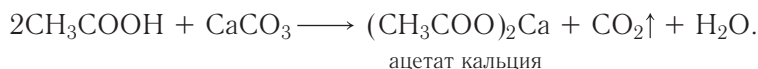


4) Уксусная кислота взаимодействует со щелочами с образованием солей (ацетатов) и воды. В этом можно убедиться, выполнив следующий опыт.

В пробирку с раствором гидроксида натрия капнем несколько капель фенолфталеина, который окрасится в малиновый цвет, указывая тем самым на наличие в растворе ионов OH^- . Затем в пробирку прильем избыток раствора уксусной кислоты, при этом раствор обесцветится, так как произойдет реакция нейтрализации:



5) Если в пробирку с порошком карбоната кальция добавить раствор уксусной кислоты, то наблюдается бурное выделение углекислого газа в соответствии с реакцией обмена:



Реакция уксусной кислоты с металлами происходит с изменением степени окисления, все остальные рассмотренные реакции происходят без изменения степени окисления.

Изучая химические свойства уксусной кислоты, вы смогли убедиться, что они схожи с химическими свойствами неорганических кислот.



Уксусная кислота, как и другие карбоновые кислоты, взаимодействует со спиртами с образованием соединений, которые в органической химии относят к классу *сложных эфиров*. Аромат цветов, плодов, ягод в значительной степени обусловлен присутствием в них различных сложных эфиров.

Жиры, свойства которых вы будете изучать в следующем параграфе, по своему строению также представляют собой сложные эфиры, производные трехатомного спирта глицерина и карбоновых кислот.

Применение

Уксусная кислота и ее производные находят разнообразное применение (рис. 119). В химической промышленности уксусная кислота применяется для производства искусственного шелка, пластмасс, красителей (индиго), лекарственных препаратов, одним из которых является известный вам из жизненного опыта аспирин.

Уксусная кислота — хороший растворитель многих органических веществ, поэтому используется при крашении, в кожевенном производстве, лакокрасочной промышленности. Уксусная кислота является отличным консервантом, поэтому применяется в быту для консервирования пищевых продуктов. Консервирующее действие кислоты обусловлено тем, что создаваемая ею кислая среда подавляет развитие плесневых грибов и гнилостных бактерий.

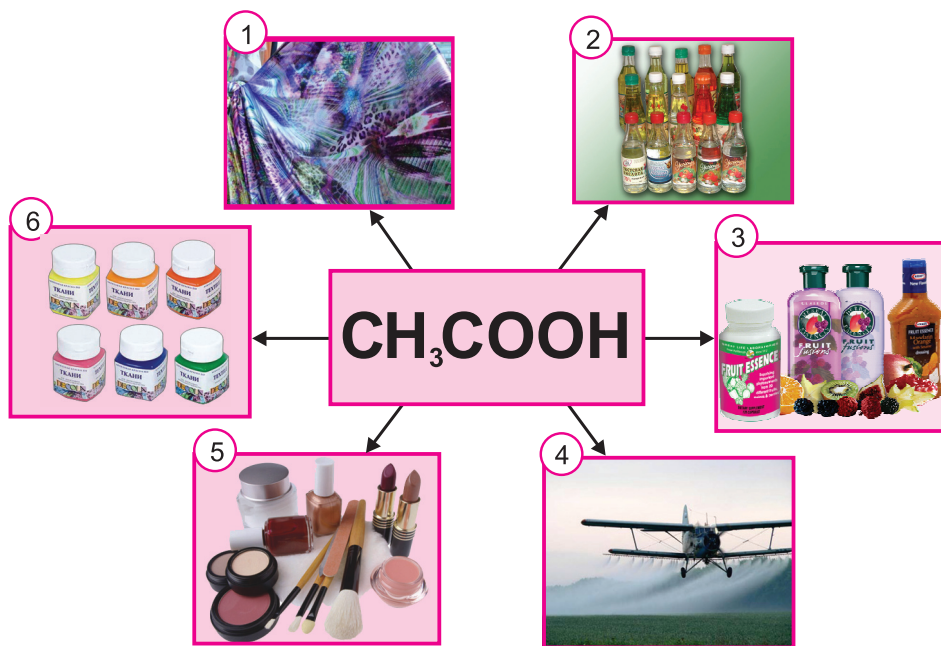


Рис. 119. Применение уксусной кислоты: 1 — производство ацетатного шелка; 2 — консервант и приправа к пище; 3 — получение фруктовых эссенций; 4 — производство гербицидов; 5 — в парфюмерии и косметике; 6 — получение красителей

Получаемые на основе уксусной кислоты гербициды применяются в сельском хозяйстве для борьбы с сорняками.

Химические свойства уксусной кислоты, как и всех карбоновых кислот, обусловлены наличием в составе молекул функциональной группы —COOH.

Уксусная кислота вступает в реакции с активными металлами, основными оксидами, основаниями, солями более слабых кислот, образуя соответствующие соли (ацетаты).

Уксусная кислота находит широкое применение во многих отраслях производства (химической, лакокрасочной, кожевенной, пищевой и др.).

Вопросы и задания

1. Какие изменения и почему произойдут с раствором лакмуса, если несколько его капель добавить в раствор уксусной кислоты?

2. Как опытным путем отличить раствор уксусной кислоты от раствора этилового спирта? Ответ поясните.

3. Перечислите известные вам химические свойства уксусной кислоты.

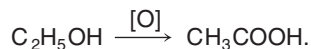
4. Выберите формулы веществ, с которыми реагирует уксусная кислота, и составьте соответствующие уравнения реакций: Na_2CO_3 , Zn , H_2O , K_2SO_4 , MgO , NaOH , Cu . Укажите тип каждой реакции.

5. Разъясните, в чем состоит принципиальное различие между реакциями уксусной кислоты с цинком и оксидом цинка.

6. Рассчитайте массу уксусной кислоты, необходимой для нейтрализации гидроксида калия химическим количеством 0,21 моль.

7. Рассчитайте объем (н. у.) водорода, который выделится в реакции уксусной кислоты химическим количеством 0,85 моль с цинком, взятым в избытке.

8. При окислении этанола химическим количеством 20 моль получили уксусную кислоту по реакции



Полученную кислоту растворили в воде массой 800 г. Определите массовую долю уксусной кислоты в растворе.

9. Для нейтрализации какой из приведенных кислот — CH_3COOH , H_2SO_4 , HCl , H_3PO_4 , взятых химическим количеством 1 моль каждая, требуется гидроксид натрия наибольшим химическим количеством? Ответ поясните.

Домашний эксперимент. Испытайте действие раствора уксусной кислоты (используйте столовый уксус) на мел (CaCO_3), металлы (алюминий, железо и др.). Определите, изменится ли окраска каких-либо растительных соков (свеклы, черники, апельсина и др.) под действием уксусной кислоты.

Лабораторный опыт 5

Изучение химических свойств уксусной кислоты

1. Налейте в каждую из трех пробирок раствор уксусной кислоты (с массовой долей 5—6 %) объемом примерно по 1,0—2,0 см³.

2. В одну пробирку добавьте несколько капель раствора лакмуса (или метилового оранжевого), а затем нейтрализуйте раствор кислоты раствором щелочи (с массовой долей 5 %). Отметьте наблюдения.

3. В другую пробирку с раствором уксусной кислоты внесите 1—2 гранулы цинка. Отметьте наблюдения.

4. В третью пробирку с раствором уксусной кислоты поместите кусочек мрамора (карбонат кальция). Отметьте наблюдения.

5. Составьте уравнения реакций для каждого процесса; укажите, что вы наблюдали в ходе реакций.

§ 37. Жиры

Жиры входят в состав всех живых организмов. Различают природные жиры животного и растительного происхождения. В растениях жиры сосредоточены главным образом в семенах и плодах. Например, в семенах льна содержится до 47 % жиров, а в семенах подсолнечника — 45 %. В организме человека и животных жиры сосредоточены в основном в подкожном слое.

Состав и строение

Основным компонентом животных и растительных жиров, определяющим их свойства, являются сложные вещества, называемые в органической химии *глицеридами*. Они являются продуктами реакции трехатомного спирта **глицерина** и в большинстве случаев **высших карбоновых кислот с большим числом атомов углерода в молекуле**, например стеариновой кислоты $C_{17}H_{35}COOH$. Эти соединения относятся к классу сложных эфиров, со свойствами которых вы подробно познакомитесь в курсе химии 11-го класса.

Строение глицеридов можно представить на примере тристеарата — сложного эфира глицерина и стеариновой кислоты. Схема, отражающая строение молекулы глицерида, приведена на рисунке 120. Схема приводится только как иллюстрация строения молекулы и не требует запоминания.

В состав молекул триглицеридов входят остатки различных высших карбоновых кислот и реже остатки низших. На-

пример, в сливочном масле содержится в небольшом количестве глицерид *масляной кислоты* C_3H_7COOH . Масштабная модель молекулы глицерида — производного глицерина и масляной кислоты — показана на рисунке 121.

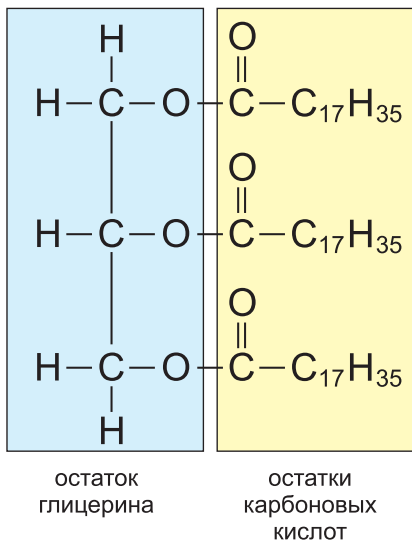


Рис. 120. Схема строения молекулы глицерида

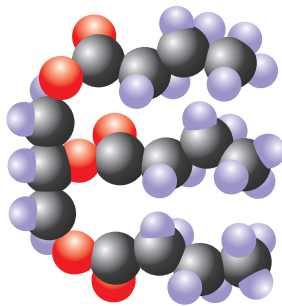


Рис. 121. Масштабная модель молекулы глицерида



В составе природных жиров, кроме глицеридов, имеются и другие компоненты. Важнейшими из них являются *фосфатиды* — сложные органические вещества, содержащие остатки фосфорной кислоты. При длительном хранении масел фосфатиды выпадают в осадок. Это они способствуют образованию вкусной корочки на поджаренном картофеле. В животных жирах также есть *стероиды*, например *холестерин*, а также свободные карбоновые кислоты.

Физические свойства

Жиры бывают твердые и жидкие (рис. 122). Жиры животного происхождения при комнатной температуре, как правило, находятся в твердом состоянии, но при нагревании переходят в жидкое состояние. Реже встречаются жидкие жиры животного происхождения, например рыбий жир. Жиры растительного происхождения, их часто называют маслами (подсолнечное, кукурузное, рапсовое, оливковое, льняное и др.), при комнатной температуре находятся в жидком состоянии. Но известны и исключения. Так, пальмовое масло — твердый в обычных условиях жир.



Рис. 122. Пищевые жиры

Агрегатное состояние жиров зависит от состава глицеридов. В состав твердых жиров входят преимущественно остатки высших насыщенных карбоновых кислот, главным образом *пальмитиновой* $C_{15}H_{31}COOH$ и *стеариновой* $C_{17}H_{35}COOH$.

В состав глицеридов масел входят преимущественно остатки высших ненасыщенных карбоновых кислот, главным образом *олеиновой* $C_{17}H_{33}COOH$. В состав жиров различного происхождения входят глицериды с разным содержанием насыщенных и ненасыщенных карбоновых кислот.

Сведения о составе некоторых жиров приведены в таблице 12 в ознакомительном плане.

Таблица 12. Содержание остатков карбоновых кислот в составе жиров (% по массе)

Жиры	Карбоновые кислоты	
	насыщенные	ненасыщенные
Говяжий	49	44,5
Сало свиное	47	47
Подсолнечное масло	9	86
Оливковое масло	9	90

Все жиры легче воды и в воде не растворяются. Но в органических растворителях — бензине, бензоле, хлороформе и др. — жиры хорошо растворимы.

Химические свойства

Для глицеридов, из которых состоят жиры, характерна реакция гидролиза, т. е. реакция разложения водой. Гидролиз жиров проводят в промышленном масштабе при различных условиях в зависимости от того, какие продукты необходимо получить в результате реакции. Если гидролиз осуществляется в присутствии минеральных кислот, то в результате получают глицерин и карбоновые кислоты. Если процесс осуществляется в присутствии щелочи (*щелочной гидролиз*), то в результате получают глицерин и соли высших карбоновых кислот, которые называют *мылами*.

Схема щелочного гидролиза жиров приведена в ознакомительном плане на рисунке 123.

Смесь натриевых солей высших карбоновых кислот представляет собой основу обычного твердого мыла ($C_{15}H_{31}COONa$, $C_{17}H_{35}COONa$, $C_{17}H_{33}COONa$), а смесь калиевых солей этих кислот — основу жидкого мыла ($C_{15}H_{31}COOK$, $C_{17}H_{35}COOK$, $C_{17}H_{33}COOK$).

В организме человека гидролиз жиров протекает под воздействием ферментов с образованием глицерина и карбоновых кислот.

Частичному гидролизу могут подвергаться жиры, используемые в пищу, при длительном хранении на воздухе. При этом происходит прогоркание жиров, т. е. изменение их вкусовых качеств в результате образования низших карбоновых кислот, например масляной кислоты C_3H_7COOH , обладающей крайне неприятным запахом. Воздействие повышенной температуры и света ускоряет процесс прогоркания жиров.

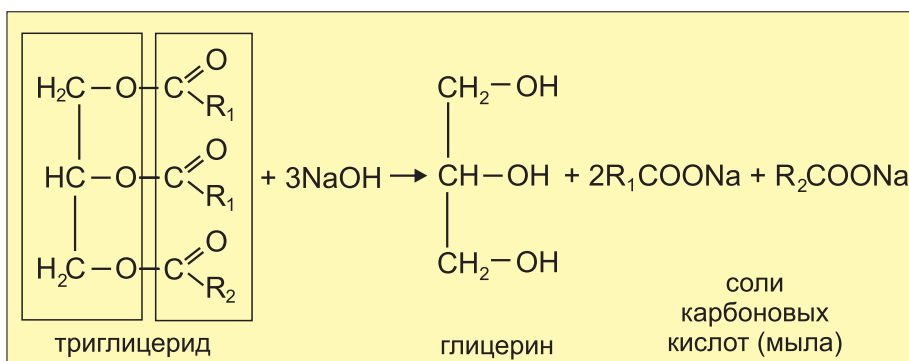


Рис. 123. Схема щелочного гидролиза жира



Жиры, как и большинство органических веществ, горят на воздухе. В этом можно убедиться, выполнив следующий опыт. В фарфоровую чашечку с небольшим количеством растительного масла опускается фитиль, сделанный из марли, и после того, как он промаслится, поджигается. Жир горит ярким сильно коптящим пламенем. Жидкие жиры использовались человеком издавна в качестве источника света.

Применение

Жиры — необходимая часть пищи. Практически все животные жиры и большая часть растительных масел пригодны для питания.



«Вологодское масло» содержит 15 % воды, а «Крестьянское масло» — 25 %. Зато «Крестьянское» по сравнению с «Вологодским» более богато белками и витаминами группы В.

В организме человека в процессе окисления жиров выделяется значительное количество энергии, необходимой для поддержания постоянной температуры тела и протекания других физиологических процессов. В результате гидролиза жиров в организм человека поступают карбоновые кислоты и глицерин, необходимые для построения собственных жиров.

Жиры используются в пищевой и фармацевтической промышленности. Касторовое масло, получаемое из клещевины, не является продуктом питания. Оно применяется в медицинской практике.

В процессе промышленной переработки жиров получают ценные в промышленном отношении продукты: карбоновые кислоты, глицерин, соли карбоновых кислот, мыла (рис. 124).



При изготовлении разнообразных сортов туалетного мыла к натриевым и калиевым солям высших карбоновых кислот, получаемым при гидролизе жиров, добавляют глицерин, красители, душистые вещества, антисептики.

Мыла растворимы в воде и обладают мощным действием. В настоящее время, кроме мыла, широко используются различные синтетические моющие средства (СМС). К СМС относятся сложные по составу органические соединения, синтезируемые из непищевого сырья.

По химическому строению мыла и синтетические моющие средства похожи, одинаков и механизм их действия в мягкой воде. В жесткой же воде, содержащей ионы



Рис. 124. Различные сорта мыла

кальция и магния, мыло утрачивает моющее действие, так как образующиеся соли кальция, магния и высших карбоновых кислот нерастворимы и выпадают в осадок. Синтетические моющие средства отличаются тем, что кальциевые и магниевые соли веществ, входящих в их состав, растворимы в воде. Поэтому СМС можно успешно использовать при стирке в жесткой воде.

Преимущество СМС перед мылами, состоит в том, что их растворы имеют нейтральную среду и поэтому не разрушают чувствительные к щелочам текстильные изделия, не разъедают кожу рук. Раствор мыла в воде имеет щелочную среду, в чем легко убедиться, если капнуть несколько капель раствора фенолфталеина в пробирки с растворами СМС и мыла. Раствор мыла окрасится в малиновый цвет, указывая тем самым на наличие ионов OH^- в растворе.

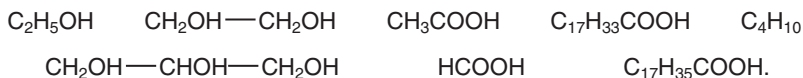
Основным компонентом природных жиров являются глицериды — производные трехатомного спирта глицерина и высших карбоновых кислот.

Одно из важнейших свойств жиров — их способность подвергаться гидролизу. В результате кислотного гидролиза жиров получают карбоновые кислоты и глицерин, а в результате щелочного гидролиза — глицерин и соли щелочных металлов (мыла).

Жиры являются одним из важнейших продуктов питания, источником энергии, необходимой для жизнедеятельности человека.

Вопросы и задания

1. Объясните значение термина «жиры» с точки зрения органической химии.
2. Перечислите физические свойства жиров.
3. Что представляет собой глицерид?
4. Объясните различие в строении твердых и жидких жиров.
5. Назовите известные вам химические свойства жиров. Укажите, какие продукты получают в результате химической переработки жиров.
6. Выберите формулы веществ, из которых в живых организмах могут синтезироваться глицериды:



7. Какие вещества и почему называют мылами? В чем состоят преимущества СМС перед мылами?
8. Как вы думаете, можно ли в домашних условиях, имея в своем распоряжении только кусочек мыла, определить, какой водой вы стираете белье — жесткой или нет? Ответ поясните.
9. Рассчитайте химическое количество глицерина, который можно получить при гидролизе глицерида массой 8065,2 г. Молярная масса глицерида равна 858 г/моль.

Лабораторный опыт 6

Действие мыла и синтетических моющих средств в жесткой воде

1. Налейте в две пробирки мягкую воду объемом примерно по 3 см³ и добавляйте по каплям, считая число капель, в первую пробирку раствор мыла, а во вторую — раствор синтетических моющих средств (с массовой долей 1 %). Содержимое пробирок встряхивайте после каждой капли до образования устойчивой пены.

2. Налейте в две пробирки жесткую воду объемом примерно по 3 см³ и добавляйте по каплям, считая число капель, в первую пробирку раствор мыла, а во вторую — раствор синтетических моющих средств. Содержимое пробирок встряхивайте после каждой капли до образования устойчивой пены.

3. Налейте в две пробирки растворы мыла и СМС объемом по 2 см³. Добавьте в каждую раствор хлорида кальция (с массовой долей 5 %) объемом по 2 см³, встряхните пробирки. Отметьте наблюдения.

§ 38. Углеводы. Глюкоза

Углеводы — один из важнейших классов природных органических соединений.

Из жизненного опыта вам хорошо известны некоторые представители углеводов, например сахароза, или обыкновенный сахар, глюкоза, фруктоза, крахмал, и их физические свойства. Кроме названных веществ, к углеводам относят большое число разнообразных соединений от низкомолекулярных до полимерных с относительной молекулярной массой в несколько миллионов.

Название «углеводы» не отражает ни состав, ни строение, ни свойства всех представителей класса. Оно сложилось исторически. При изучении первых представителей данного класса было отмечено, что состав их молекул соответствует общей формуле $C_n(H_2O)_m$, что и послужило основанием для названия класса.



Первые изученные углеводы (глюкоза, фруктоза, сахароза) имели сладкий вкус. Отсюда появилось второе название этого класса веществ — *сахара*, или *сахариды*.

Известны углеводы, состав которых не отвечает формуле $C_n(H_2O)_m$, и в то же время в органической химии имеются вещества, состав которых отвечает этой формуле, а их химическое строение и свойства не отвечают свойствам углеводов.

Современное понятие класса «Углеводы» основывается именно на сходстве химического строения и свойств веществ.

В данном курсе вы познакомитесь со строением и свойствами нескольких представителей трех групп углеводов — глюкозой (*моносахарид*), сахарозой (*дисахарид*), крахмалом и целлюлозой (*полисахариды*), имеющими важное значение для жизнедеятельности человека.

Глюкоза

Из курса биологии вам известно, что образуется **глюкоза** растениями в процессе фотосинтеза. Суммарное уравнение этого процесса можно представить так:

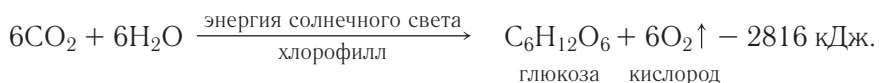


Рис. 125. Фрукты — природные источники глюкозы

Глюкоза встречается во всех органах растений, в спелых фруктах и ягодах (рис. 125). Особенно много ее содержится в винограде, поэтому глюкозу также называют *виноградным сахаром*. Имеется она и в крови животных организмов. В крови человека, например, массовая доля глюкозы составляет примерно 0,1 %. Превышение такого содержания глюкозы в крови свидетельствует о нарушении углеводного обмена и возможном развитии заболевания сахарного диабета.

Строение и свойства глюкозы

Глюкоза (от греч. *glykys* — сладкий) — бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус.

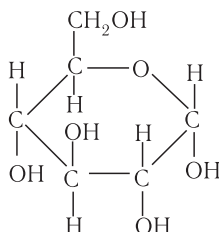
Глюкоза — наиболее распространенный в природе моносахарид, один из простейших углеводов, ее состав выражается молекулярной формулой $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Глюкозу относят к группе углеводов, называемых моносахаридами, потому что она не подвергается гидролизу, т. е. не превращается гидролизом в более простое соединение, относящееся к классу углеводов.

Экспериментально установлено, что в природе глюкоза существует в линейной и циклических формах с преобладанием циклических. В связи с этим химическое строение молекул глюкозы выражается линейной и циклической структурными формулами.

Структурная формула линейной формы глюкозы, находящейся в растворе:



Молекулы кристаллической глюкозы имеют циклическое строение, например:



Модель молекулы глюкозы циклической формы показана на рисунке 126.

Остатки молекул циклических форм глюкозы входят в состав высокомолекулярных соединений крахмала и целлюлозы.

Анализ структурной формулы показывает, что в состав молекул глюкозы входят пять функциональных гидроксильных групп. Следовательно, в молекулах глюкозы содержится несколько функциональных групп —ОН, как и в молекулах многоатомных спиртов.

Доказать, что в молекулах глюкозы содержится несколько групп —ОН, можно, если провести реакцию со свежееосажденным гидроксидом меди(II). В результате этой реакции так же, как и в случае с глицерином, образуется прозрачный раствор ярко-синего цвета (рис. 127). Вы уже знаете, что качественной реакцией на присутствие в молекуле нескольких гидроксильных групп, находящихся у соседних атомов углерода, как раз и является реакция с гидроксидом меди(II).

Наличие в молекулах глюкозы нескольких гидроксильных групп так же, как и в многоатомных спиртах, свидетельствует о том, что у этих веществ

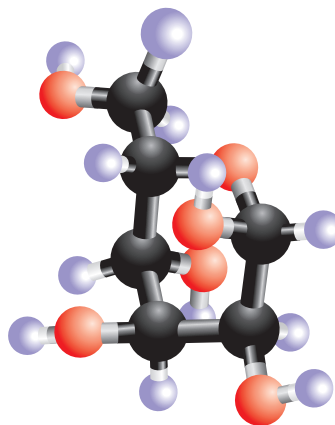


Рис. 126. Шаростержневая модель молекулы глюкозы



Рис. 127. Качественная реакция на глюкозу как многоатомный спирт

существует ряд аналогичных химических реакций. Кроме функциональных гидроксильных групп, в молекулах нециклической формы глюкозы имеется

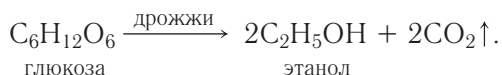
функциональная группа $\text{—}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}=\text{O}$, которая также

определяет ряд характерных химических свойств глюкозы. Но в курсе 9-го класса эти свойства не рассматриваются, здесь вы познакомитесь только с одним свойством глюкозы — **реакцией брожения**.

Реакция брожения — это сложный процесс расщепления моносахаридов под действием ферментов, вырабатываемых разнообразными микроорганизмами. Глюкоза способна расщепляться с образованием веществ других классов органических соединений с меньшей молекулярной массой.

В результате брожения, в зависимости от условия его проведения, могут образовываться различные продукты.

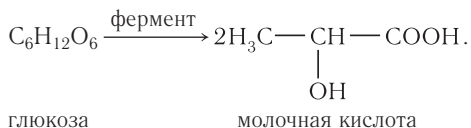
Под влиянием дрожжей происходит *спиртовое брожение* глюкозы, используемое в виноделии и пивоварении:



Получение таких молочных продуктов, как простокваша, кефир, творог, сметана, сыр (рис. 128), а также квашение капусты связано с процессом *молочнокислого брожения* глюкозы под влиянием ферментов молочнокислых бактерий. В результате реакции образуется молочная кислота, вкус которой вам хорошо знаком.



Молочнокислое брожение выражается уравнением:



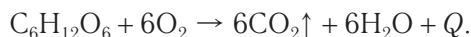
Обратите внимание, какие функциональные группы входят в состав молекул молочной кислоты.



Рис. 128. Молочнокислые продукты и сыры

Применение глюкозы

Глюкоза — ценное питательное вещество. Большая часть глюкозы, поступающей в организм, в тканях подвергается медленному окислению с выделением энергии и образованием конечных продуктов — углекислого газа и воды:



Энергия, которая выделяется в результате окисления глюкозы, в значительной степени обеспечивает энергетические потребности организма человека.

Глюкозу применяют в медицине как питательное вещество и компонент кровозамещающих противошоковых жидкостей. Используется она в производстве *лимонной кислоты*, *аскорбиновой кислоты* (витамина С), *биотина* (витамина Н, одного из витаминов группы В).



К группе витаминов В, кроме биотина, относятся витамины В₁, В₂, В₆, В₁₂, витамин РР. Употреблять витамины данной группы необходимо для высвобождения энергии, содержащейся в пище человека. Кроме того, эти витамины способствуют поддержанию кожи и мышечных тканей в здоровом состоянии. При недостатке в пище витаминов этой группы могут развиваться различные заболевания.

Витамины группы В содержатся в молоке, печени, различных крупах.

Используется глюкоза в кондитерской промышленности при изготовлении карамели, мармелада, пряников; для получения пищевого этанола, молочной кислоты.

Глюкоза — углевод, один из главных продуктов фотосинтеза, представитель моносахаридов.

Под действием ферментов глюкоза подвергается брожению; реакция с гидроксидом меди(II) используется для качественного обнаружения нескольких функциональных групп, содержащихся в составе молекул глюкозы.

Глюкоза — энергетически ценное питательное вещество; она используется в медицинской практике, кондитерском производстве, для получения пищевого спирта, молочной кислоты, некоторых витаминов и др.

Вопросы и задания

1. Приведите примеры использования глюкозы.
2. На основании какого признака глюкозу относят к моносахаридам?

3. Запишите молекулярную формулу глюкозы и составьте структурную формулу глюкозы линейной формы. Укажите функциональные группы.
4. В двух пробирках находятся растворы глюкозы и этанола. С помощью каких реакций можно определить, в какой из пробирок находится каждое из веществ?
5. Напишите уравнение реакции получения этанола из глюкозы. Приведите название реакции.
6. Рассмотрите структурные формулы уксусной и молочной кислот и укажите черты сходства и отличия в строении этих кислот. Как вы думаете, какими общими химическими свойствами могут обладать эти кислоты?
7. Составьте уравнения реакций синтеза глюкозы в природе и окисления ее в организме человека и сравните их. В чем состоит принципиальное различие этих реакций?
8. Рассчитайте химическое количество углекислого газа, который образуется при полном окислении глюкозы массой 133,2 г.
9. В процессе спиртового брожения глюкозы массой 648 г получили этанол, который растворили в воде объемом 496,8 см³. Рассчитайте массовую долю этанола в растворе.
10. Рассчитайте массу глюкозы, которая была подвергнута спиртовому брожению, если в реакции выделился газ таким же объемом (н. у.), как и в реакции уксусной кислоты массой 186 г с магнием, взятым в избытке.

§ 39. Сахароза

Нахождение в природе

Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ — углевод, который в зависимости от природного источника называют тростниковым или свекловичным сахаром (обыкновенный сахар), широко распространен в растительном мире. Сахароза содержится в соке всех растений. Особенно много ее в корнеплодах сахарной свеклы (в среднем 16—20 %), в стеблях сахарного тростника (в соке 14—26 %), в соке сахарного клена. Сахарный тростник, сахарный клен и сахарную свеклу (рис. 129) специально выращивают, чтобы получать из них сахарозу.

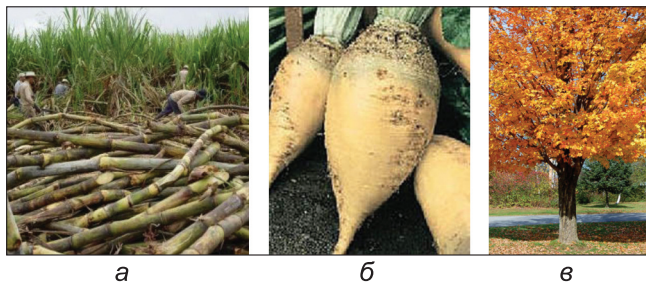


Рис. 129. Природные источники сахарозы: а — сахарный тростник; б — сахарная свекла; в — сахарный клен

Тростниковый сахар был известен за много столетий до нашей эры, его родиной считается Индия, где его получали из сахарного тростника. Со временем сахарный тростник из Индии был завезен в Южную Америку и Северную Африку (Сирия, Египет), где также стали получать сахар.

В Европу тростниковый сахар стали завозить только с XVI в., до этого времени европейцы не были знакомы с сахаром. Получать сахар из сахарной свеклы в Европе начали только с начала XIX в. В это время были построены первые заводы по производству сахара в Германии и России.

В настоящее время сахар из сахарной свеклы в промышленных масштабах производят и в Республике Беларусь на ОАО «Скидельский сахарный комбинат», ОАО «Городейский сахарный комбинат», ОАО «Слущкий сахарорафинатный комбинат» и др. Сахар, полученный из сахарной свеклы и сахарного тростника, как правило, тщательно очищают. Такой сахар — практически стопроцентная сахароза, лишен всякого привкуса, кроме сладкого вкуса. Кленовый сахар часто специально не очищают, поэтому он слегка желтоватый и содержит небольшое количество примесей, которые придают ему своеобразный вкус.



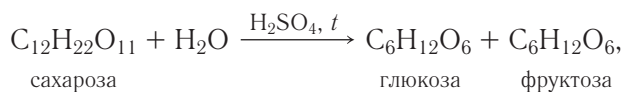
Свековичный или тростниковый сок, из которого извлечена большая часть сахарозы, имеет темно-коричневый цвет и называется *патокой*. Патока используется в кондитерской промышленности для производства пряников.

Свойства

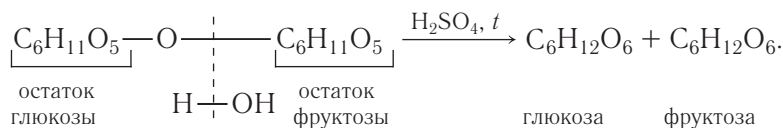
Сахароза — бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус.

Сахароза подвергается гидролизу, т. е. разложению водой. Если к раствору сахарозы добавить раствор серной кислоты и смесь прокипятить, то в процессе гидролиза образуется смесь углеводов, состоящая из двух различных моносахаридов. Доказано, что одним из них является глюкоза, а другим — *фруктоза*. Молекулярная формула фруктозы такая же, как и глюкозы, — $C_6H_{12}O_6$. Следовательно, молекулы сахарозы состоят из остатков молекул двух моносахаридов: глюкозы и фруктозы. Поэтому сахарозу относят к углеводам дисахаридам.

Упрощенно уравнение гидролиза сахарозы можно записать так:



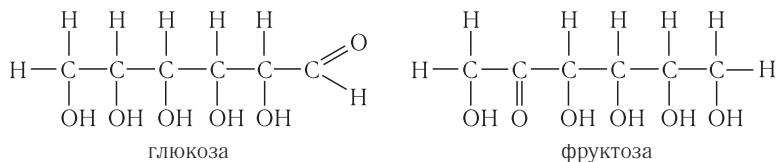
или



Фруктоза (или плодовый сахар) содержится в спелых фруктах, меде, где ее доля достигает 50 %. Она примерно вдвое слаще сахарозы и часто рекомендуется в пищу людям с нарушением обмена веществ.



Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ является изомером глюкозы $C_6H_{12}O_6$. Если вы сравните структурные формулы линейного строения этих углеводов, то можете увидеть признаки сходства и различия в строении молекул:



Сахароза под действием сильных окислителей ($KClO_3$) и в присутствии небольшого количества этанола легко разлагается с образованием углерода, воды, оксида углерода(IV) и органических веществ сложного циклического строения.

При нагревании кусковой сахар плавится, обугливается, но не горит. Взвесь же сахарной пыли в воздухе взрывоопасна.



В природе, кроме сахарозы, существуют и другие дисахариды, состав которых соответствует молекулярной формуле $C_{12}H_{22}O_{11}$. Вы, очевидно, отмечали, когда пили молоко, его слегка сладковатый вкус. Это вкус дисахарида *лактозы* (или молочного сахара). В молоке различных животных содержится от 2 до 8 % лактозы. По сравнению с сахарозой сладость лактозы меньше примерно в пять раз. Лактозу, получаемую из молочной сыворотки, применяют как наполнитель при изготовлении таблеток лекарственных средств.

В проросших зернах злаков содержится солодовый сахар, или *мальтоза*. Свое название мальтоза получила от «мальта» — экстракта проросших зерен ячменя, который используется для изготовления виски и пива.

Применение

Сахароза в основном используется в качестве продукта питания. Однако организм человека непосредственно не усваивает сахарозу. Под действием пищеварительных соков, выделяющихся в кишечнике, происходит гидролиз сахарозы с образованием моносахаридов (глюкоза, фруктоза), которые усваиваются организмом. Большая часть глюкозы, поступающая таким образом в организм, при окислении в значительной степени обеспечивает энергетические потребности организма человека.



Очевидно, вам будет интересно узнать, что существует вещество — *сахарин* (оно применяется как неусвояемый организмом заменитель сахара), который примерно в 300—400 раз слаще сахарозы.

Широко используется сахароза в кондитерской промышленности и при выпечке сдобных хлебобулочных изделий, тортов, пирожных.

В кондитерской промышленности, кроме сахарозы, используется также *инвертный сахар*, который добавляют в варенье, джемы, карамельные начинки, чтобы они не засахаривались. Инвертным сахаром называют смесь моносахаридов, образующихся в процессе гидролиза сахарозы.

Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ — природный дисахарид, молекулы которой состоят из остатков двух молекул моносахаридов — глюкозы и фруктозы.

Сахароза подвергается гидролизу с образованием двух моносахаридов.

Сахароза — важный и необходимый продукт питания, ее в основном получают из сахарной свеклы и сахарного тростника.

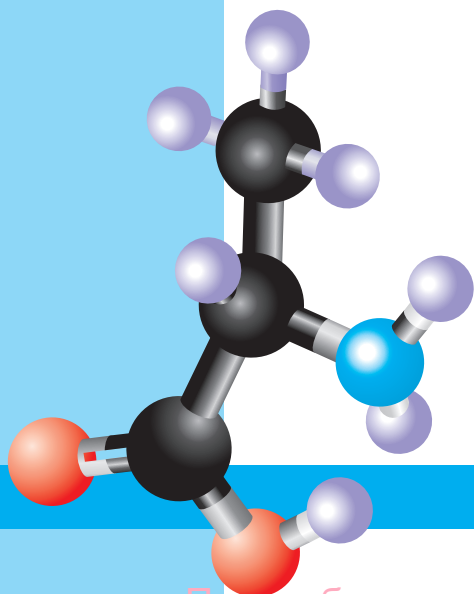
Вопросы и задания

1. Сравните молекулярную формулу сахарозы и общую формулу углеводов и определите, соответствуют ли они друг другу.
2. На основании какого признака сахарозу относят к дисахаридам?
3. Не проводя расчетов, укажите, у каких двух углеводов из приведенных — глюкоза, сахароза, фруктоза — массовая доля углерода одинакова. Ответ поясните.
4. Можно ли рассматривать сахарозу как гомолог глюкозы, а глюкозу — как изомер фруктозы? Ответ поясните.
5. В чем проявляется различие и в чем сходство между гидролизом триглицеридов и сахарозы?
6. В лаборатории провели следующий опыт. В пробирку с небольшим количеством раствора гидроксида натрия добавили по каплям раствор сульфата меди(II). Затем в эту же пробирку добавили раствор сахарозы и перемешали смесь. В результате образовался прозрачный раствор ярко-синего цвета. Объясните, о чем свидетельствуют произошедшие изменения.
7. Рассчитайте массу сахарозы и объем воды, которые необходимо взять для получения сахарного сиропа массой 800 г с массовой долей сахарозы, равной 65 %.
8. Определите массу глюкозы, которую можно получить в результате гидролиза сахарозы массой 1312,73 г, содержащей 1 % примеси по массе.
9. Глюкозу, полученную в процессе гидролиза сахарозы массой x г, подвергли спиртовому брожению. В результате реакции получили этанол химическим количеством 100 моль. Определите массу сахарозы.

Глава 4

Азотсодержащие органические соединения

В органической химии известно много классов веществ, молекулы которых содержат азот. Вы познакомитесь с простейшими представителями азотсодержащих веществ — аминами и природными аминокислотами, их строением, свойствами и применением.



К азотсодержащим органическим соединениям относится большое число соединений, в состав которых, кроме углерода и водорода, входит также азот. В данной главе вы познакомитесь с несколькими представителями двух классов азотсодержащих органических соединений. Это *амины* и *аминокислоты*.

§ 40. Амины



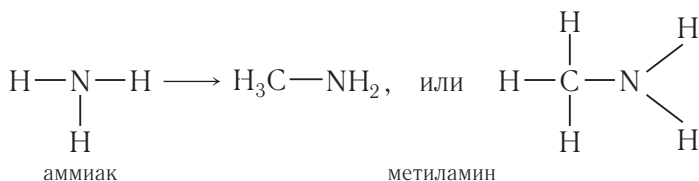
К аминам относятся органические соединения, которые можно рассматривать как производные аммиака, в молекулах которого атомы водорода (один, два или три) замещены на углеводородные заместители.

Первичные насыщенные амины

К **первичным насыщенным аминам** относятся органические производные аммиака, в молекулах которого **один** атом водорода замещен на алкильную группу. Например: $\text{CH}_3\text{—NH}_2$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{—NH}_2$.

В молекулах первичных аминов в качестве функциональной группы содержится одновалентный остаток аммиака —NH_2 , который называется **аминогруппой**. В общем виде формула первичных насыщенных аминов записывается R—NH_2 , где R — алкильная группа.

Метиламин CH_3NH_2 — простейший представитель первичных насыщенных аминов. Его можно рассматривать как производное аммиака, в молекуле которого один атом водорода замещен на алкильную группу $\text{CH}_3\text{—}$:



Масштабная и шаростержневая модели молекулы метиламина показаны на рисунке 130.

Метиламин — газообразное вещество с характерным запахом, напоминающим запах аммиака, легко растворим в воде.

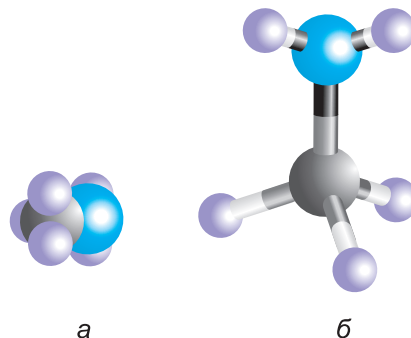
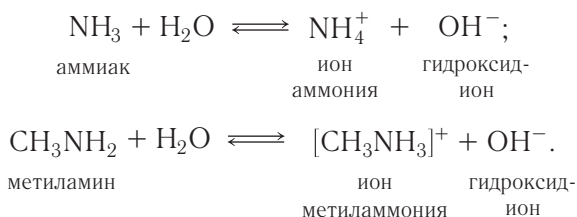


Рис. 130. Модели молекулы метиламина:
а — масштабная; б — шаростержневая

Метиламин, являясь производным аммиака, как и аммиак, проявляет ярко выраженные основные свойства. Именно наличие функциональной аминогруппы —NH_2 в составе молекул обуславливает свойства метиламина как органического основания в реакциях с водой и минеральными кислотами.

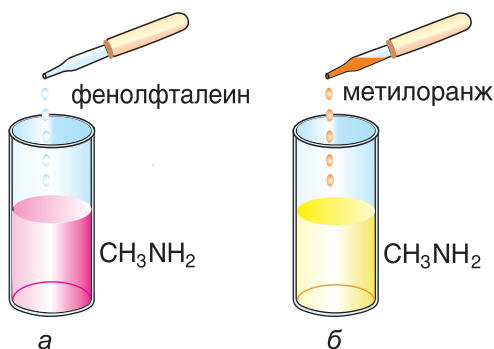
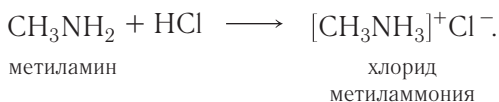
1) При растворении метиламина в воде так же, как и при растворении в воде аммиака, образуются растворы, которые проявляют щелочную реакцию.

Обе реакции обратимы. В растворах, помимо катионов аммония, метиламмония и гидроксид-ионов OH^- , содержатся молекулы воды и молекулы аммиака и метиламина:



Обнаружить гидроксид-ионы в растворе метиламина в воде можно с помощью индикаторов. При действии, например, раствора фенолфталеина на раствор метиламина в воде наблюдается ярко-малиновое окрашивание, а при использовании индикатора метилового оранжевого последний изменяет окраску на желтую (рис. 131). Характерное изменение окраски индикаторов указывает на наличие в растворе гидроксид-ионов.

2) Аналогично аммиаку метиламин реагирует с минеральными кислотами, образуя соли аммония в реакции присоединения. Например:



Основные свойства метиламина выражены сильнее, чем аммиака, из-за наличия в молекуле алкильной группы.

Рассмотренные реакции характерны и для других представителей первичных насыщенных ами-

Рис. 131. Действие индикаторов на раствор метиламина: а — фенолфталеина; б — метилоранжа

нов, например этиламина $C_2H_5NH_2$, пропиламина $C_3H_7NH_2$.

Состав молекул метиламина, этиламина, пропиламина отличается друг от друга на группу $—CH_2—$. Эти вещества — гомологи.

Метиламин, как и другие представители гомологического ряда насыщенных первичных аминов ($C_2H_5NH_2$, $C_3H_7NH_2$ и др.), образуется в природе при разложении аминокислот, входящих в состав белков, и, следовательно, является продуктом жизнедеятельности живых организмов.



Рис. 132. Солёная сельдь



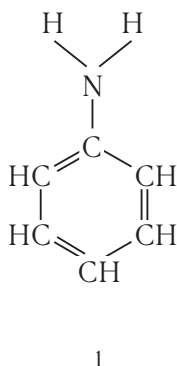
В селедочном рассоле, солёной сельди (рис. 132) в значительном количестве содержатся **диметиламин** $(CH_3)_2NH$ и **триметиламин** $(CH_3)_3N$, придавая им своеобразный запах.

Ароматические амины

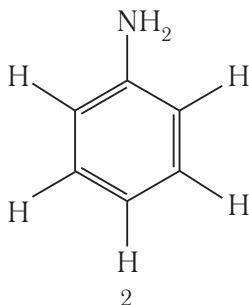
В органической химии, кроме первичных насыщенных аминов, существуют первичные ароматические амины.

Ароматическими аминами называют амины, в молекулах которых аминогруппа $—NH_2$ связана непосредственно с бензольным кольцом.

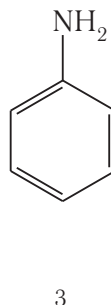
Анилин $C_6H_5NH_2$ (от араб. АН-Нил — индиго) — простейший представитель первичных ароматических аминов. Структурная формула анилина изображается разными способами:



1



2



3

Структурные формулы анилина могут записываться с указанием символов атомов углерода и атомов водорода (1, 2) или без них (3).

Анилин — бесцветная маслянистая жидкость, мало растворимая в воде. Он **ядовит**, поэтому не используется при выполнении химических опытов в школьной лаборатории.

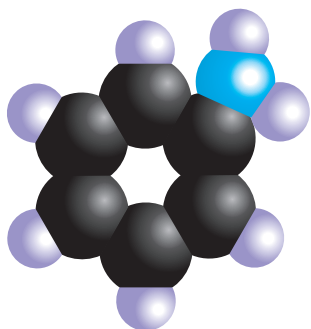


Рис. 133. Масштабная модель молекулы анилина

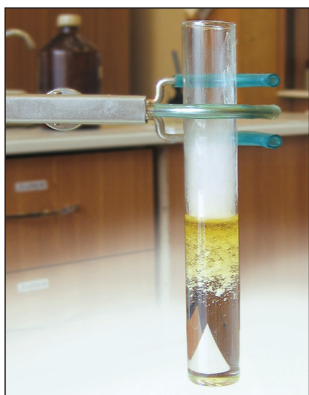
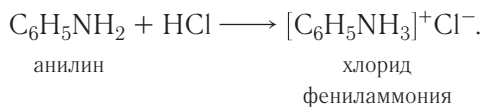


Рис. 134. Реакция анилина с соляной кислотой

Масштабная модель молекулы анилина приведена на рисунке 133.

С водой анилин практически не реагирует. В этом можно убедиться, если к смеси анилина в воде добавить несколько капель раствора фенолфталеина. При этом не появляется характерное малиновое окрашивание, так как отсутствуют гидроксид-ионы.

Анилин так же, как и метиламин, образует соли при взаимодействии с сильными неорганическими кислотами (рис. 134). Например:



Название соли хлорид фениламмония связано с названием углеводородной группы $\text{C}_6\text{H}_5\text{—}$ (фенил).

Основные свойства анилина так же, как и метиламина, обусловлены наличием в составе молекулы функциональной аминогруппы —NH_2 .

У анилина основные свойства выражены слабее, чем у метиламина. Причина этого заключается в различном строении углеводородных групп, которые оказывают разное по силе влияние на реакционную способность функциональной группы.

Применение аминов

Амины находят широкое применение в различных областях производства (рис. 135). Так, например, метиламин используется для синтеза лекарственных веществ, пестицидов. Амины применяются в производстве таких известных полимеров, как *нейлон* и *полиуретан*, а также при получении ряда лекарственных средств, пластмасс, красителей.

Производство синтетических анилиновых красителей — важнейшая отрасль химического производства. Синтетические красители пришли на смену природным красителям, таким как пурпур, индиго, известным человечеству еще за 3000 лет до н. э., после открытия английского химика В. Г. Перкина. Он в 1856 г. получил первый синтетический краситель, названный *анилиновым лиловым*.



Рис. 135. Применение аминов: 1 — получение лекарств; 2 — получение взрывчатых веществ; 3 — производство пестицидов; 4 — ракетное топливо; 5 — производство красителей; 6 — производство пластмасс

В настоящее время среди известных классов красителей почти половину составляют азокрасители, полученные из анилина и его производных. Широкое распространение азокрасителей обусловлено их доступностью и получением прочных окрасок тканей. С конца XIX в. стало возможным синтезировать такой краситель, как индиго. Он широко применяется для крашения хлопчатобумажных тканей. Производство синтетического красителя индиго резко возросло в последние десятилетия в связи с тем, что его используют для крашения тканей, из которых шьют джинсы.

К первичным аминам относятся органические производные аммиака, в молекулах которого один атом водорода замещен на алкильную группу (насыщенные амины) или остаток бензольного кольца C_6H_5 — (ароматические амины).

Функциональная группа первичных аминов — NH_2 .

Амины проявляют основные свойства в реакциях с минеральными кислотами.

Амины находят широкое применение в производстве красителей, лекарственных средств, пластмасс и др.

Вопросы и задания

1. Какие органические соединения относятся к: а) аминам; б) первичным аминам?
2. Запишите структурные формулы метиламина и этиламина. Укажите функциональную группу.
3. Сравните формулы двух аминов — метиламина и этиламина — и определите, к какому гомологическому ряду органических соединений и почему можно отнести эти вещества.
4. Можно ли амин, формула которого $\text{CH}_3\text{—NH—CH}_3$, отнести к первичным аминам? Ответ поясните.
5. Выберите из приведенных формул формулы первичных аминов: CH_3OH , $\text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_2$, CH_3NO_2 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$, NH_3 , HCOOH , $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
6. На основании какого признака метиламин и этиламин относят к насыщенным аминам, а анилин — к ароматическим?
7. Какие из веществ могут реагировать между собой: а) вода, метиламин, анилин; б) этиламин, соляная кислота, магний, анилин? Напишите уравнения соответствующих реакций.
8. Рассчитайте химическое количество метиламина, необходимого для получения хлорида метиламмония массой 54 г.
9. Рассчитайте объем (н. у.) метиламина, который необходимо пропустить через избыток соляной кислоты, чтобы получить соль массой 261,9 г.
10. Соляная кислота с массовой долей хлороводорода 35 % прореагировала в одном случае с анилином массой 31,62 г, а в другом — с этиламином массой 15,30 г. Определите химическое количество солей, образовавшихся в обеих реакциях, и массу затраченной кислоты в каждой реакции. Приведите наиболее краткий путь решения задачи.

§ 41. Аминокислоты



Аминокислоты — это органические соединения, которые содержат карбоксильную группу —COOH и аминогруппу —NH₂.

Существуют аминокислоты природного происхождения, они обнаружены в живых организмах (растениях и животных). Аминокислоты также получают синтетически в лабораториях и на производстве.

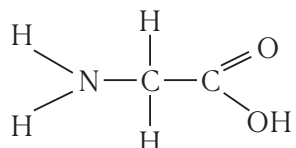
В данном параграфе вы познакомитесь со строением и свойствами аминокислот природного происхождения на примере аминокислотной кислоты.

Строение аминокислотной кислоты

Вы изучили строение и свойства карбоновых кислот и знаете, что в их молекулах содержится карбоксильная группа, которая определяет свойства кислот. В молекулах аминокислот также содержится функциональная карбоксильная

группа —COOH . Но, кроме карбоксильной группы, в молекулах аминокислот содержится еще одна функциональная группа — аминогруппа —NH_2 , такая же, как в молекулах первичных аминов.

Простейшим представителем природных аминокислот является **аминоуксусная кислота** $\text{H}_2\text{N—CH}_2\text{—COOH}$, структурная формула которой:



Тривиальное название аминокусусной кислоты — *глицин*.

Шаростержневая модель молекулы аминокусусной кислоты представлена на рисунке 136.

В таблице 13 для ознакомления приведены структурные формулы и тривиальные названия нескольких аминокислот, остатки которых входят в состав природных белков. Обратите внимание при анализе структурных формул, что в молекулах всех природных аминокислот, образующих белки, обе функциональные группы связаны с одним и тем же атомом углерода.

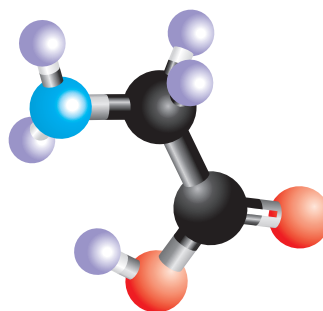


Рис. 136. Шаростержневая модель молекулы аминокусусной кислоты

Таблица 13. Некоторые аминокислоты, выделенные из природных белков

Название	Структурная формула
Глицин (аминоуксусная кислота)	$\text{H}_2\text{N—CH}_2\text{—COOH}$
Аланин	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Серин	$\begin{array}{c} \text{HO—CH}_2 - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Цистеин	$\begin{array}{c} \text{HS—CH}_2 - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$

твора лакмуса. Раствор кислоты изменяет окраску лакмуса с синего на красный цвет. Затем в стакан приливается постепенно раствор аминокусусной кислоты. Красный цвет раствора исчезает, следовательно, аминокусусная кислота вступила в реакцию с минеральной кислотой с образованием соли по аминогруппе.

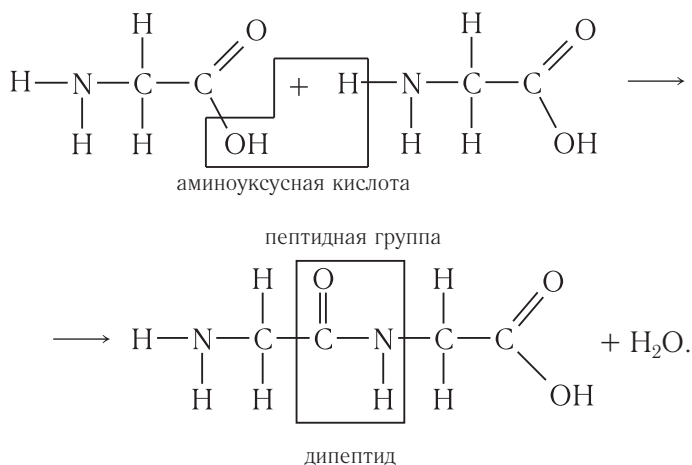
Рассмотренные реакции свидетельствуют о том, что аминокислоты взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями, следовательно, их можно отнести к веществам *амфотерного характера*.

3) Одним из важнейших свойств аминокислот является способность взаимодействовать друг с другом. При взаимодействии аминокислот между собой карбоксильная группа одной молекулы и аминогруппа другой образуют **пептидную связь** и новое вещество — **дипептид** (рис. 138).

В реакцию способны вступать молекулы как одной и той же, так и разных аминокислот. Дипептид состоит из остатков молекул двух аминокислот, связан-

ных между собой группой атомов $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—N—} \\ | \\ \text{H} \end{array}$, называемой **пептидной группой**.

Например:



Дипептид за счет карбоксильной группы может реагировать с другой молекулой аминокислоты, затем с третьей и т. д. При большом числе различных

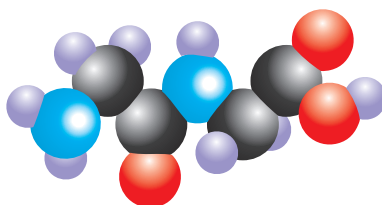


Рис. 138. Масштабная модель молекулы дипептида

молекул аминокислот в результате реакции образуется макромолекула **полипептида**.

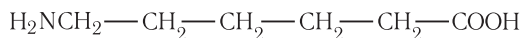
Реакция межмолекулярного взаимодействия большого числа различных аминокислот лежит в основе построения молекул природного белка — главного носителя жизни на Земле.

Применение

Особое значение аминокислот в природе состоит в том, что из них строятся все растительные и животные белки. Аминокислоты используются в качестве лекарственных средств при лечении некоторых болезней, например язвы желудка, нервных заболеваний и др.; в сельском хозяйстве для подкормки животных.



Аминокислоты неразветвленного строения с функциональными группами на концах молекул применяют в промышленности для получения синтетических волокон. Например, из аминокaproновой кислоты



получают синтетическое волокно *капрон*.

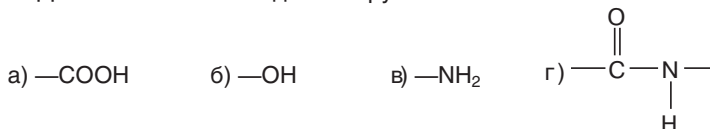
Аминокислоты — органические соединения, которые обязательно содержат две функциональные группы: карбоксильную группу (—COOH) и аминогруппу (—NH_2).

Аминокислоты проявляют кислотные и основные свойства в реакциях с основаниями и неорганическими кислотами; взаимодействуют между собой.

Вопросы и задания

1. Какие органические соединения относятся к классу аминокислот?
2. В чем особенность химического строения аминокислот, выделяемых из природных белков?
3. Почему аминокислоты называют амфотерными соединениями?
4. Какую реакцию на индикаторы (кислую, основную или нейтральную) дает раствор аминокислотной кислоты? Ответ поясните.
5. Какие из веществ, формулы которых: $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$, $\text{HOCH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$, CH_3NH_2 — можно отнести к аминокислотам?
6. С какими из веществ может реагировать аминокислотная кислота: гидроксид калия, вода, соляная кислота, аминокислота аланин $\text{CH}_3\text{—CH}(\text{NH}_2)\text{—COOH}$? Составьте два любых уравнения реакций.

7. Дайте название каждой из групп атомов:



В составе веществ каких классов органических соединений они содержатся?

8. К какому классу соединений относятся вещества, которые образуются в реакции аминокислот: а) со щелочами; б) с минеральными кислотами?

9. Рассчитайте массу раствора щелочи с массовой долей гидроксида калия 12 %, который необходимо взять для реакции с аминуксусной кислотой химическим количеством 0,24 моль.

10. В реакции соляной кислоты с избытком аминуксусной кислоты получили соль массой 13,38 г. Рассчитайте массу аминуксусной кислоты, вступившей в реакцию.

Практическая работа 3

Решение экспериментальных задач

Вариант 1

Задача 1. Докажите опытным путем, что в данной пробирке содержится глицерин.

Задача 2. Докажите опытным путем, что аминуксусная кислота проявляет кислотные свойства.

Задача 3. В двух пронумерованных пробирках находятся растворы уксусной кислоты и стирального порошка (СМС). Определите, в какой из пробирок находится каждое из веществ.

Вариант 2

Задача 1. Докажите опытным путем, что аминуксусная кислота проявляет основные свойства.

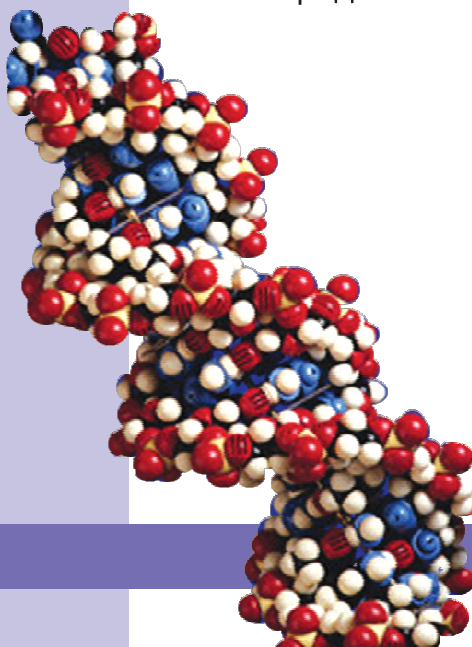
Задача 2. Докажите опытным путем, что в молекуле глюкозы содержится несколько функциональных гидроксильных групп.

Задача 3. В двух пронумерованных пробирках находятся раствор уксусной кислоты и раствор мыла. Определите, в какой из пробирок находится каждое из веществ.

Глава 5

Высокомолекулярные соединения

В этой главе вам предстоит познакомиться с высокомолекулярными веществами, синтетическими и природными, многие из которых имеют исключительно важное биологическое значение. Речь пойдет о соединениях, входящих в состав растительных и животных организмов, — полисахаридах и белках.



Углеводороды и их производные, которые вы изучали до сих пор, являются молекулами, имеющими сравнительно небольшие молекулярные массы. Например, относительная молекулярная масса воды 18, а жира — около 400. Но даже молекулу жира гигантской назвать нельзя. Гигантские молекулы — это молекулы органических соединений, имеющих относительные молекулярные массы в сотни тысяч и более. Это **высокомолекулярные соединения (полимеры)**.

К таким веществам относятся, например, *полисахариды (крахмал и целлюлоза)*, *белки* и *нуклеиновые кислоты*, которые называют *природными полимерами* и которые образуются в растительных и животных организмах. Высокомолекулярные соединения получают также и синтетическим способом.

§ 42. Общие сведения о высокомолекулярных соединениях

По химическому составу высокомолекулярные соединения подразделяют на органические, элементоорганические и неорганические. В органической химии основой большинства высокомолекулярных соединений является углерод, а в неорганической химии известны полимеры, основой которых являются, например, кремний или фосфор. В данном курсе будут изучаться только органические полимеры.

Молекулу полимера можно представить в виде длинной цепи атомов, например углерода, имеющей большую молекулярную массу.

Природные полимеры известны и применялись человеком с давних времен. Например, застывший сок растений в виде каучука, смол или янтаря; рога животных; панцири черепах (рис. 139) и др. являются полимерными веществами. Они использовались для изготовления предметов домашнего обихода, украшений и легко перерабатывались под действием нагревания или давления. С течением времени люди научились их перерабатывать химическим способом для получения других нужных материалов: например, добавляя к натуральному каучуку серу, при нагревании получили резину.

Первый промышленный полимер — *целлюлоид* был получен на основе химической модификации природного полимера — целлюлозы.

Однако природных полимеров было явно недостаточно для нужд человека, поэтому ста-



Рис. 139. Панцирь черепахи — природный полимер

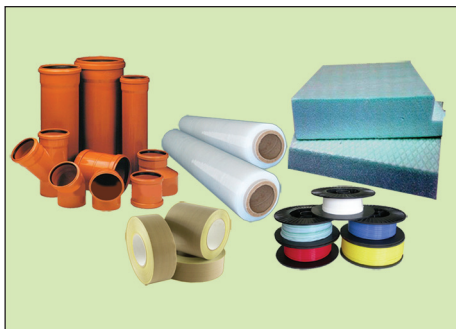


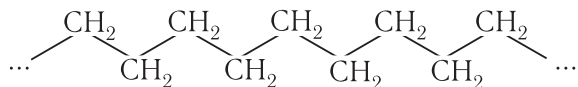
Рис. 140. Синтетические полимеры

ли получать полимеры синтетическими методами химии — появились **синтетические полимеры**. К числу синтетических полимеров относятся, например, *полиэтилен*, *поливинилхлорид (ПВХ)*, *политетрафторэтилен (тефлон)*, *полистирол* (рис. 140).

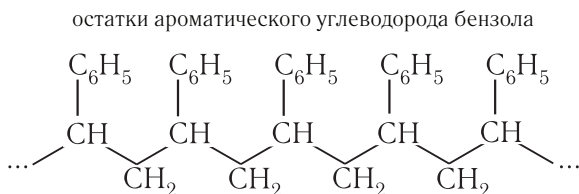
Строение

Строение высокомолекулярных соединений рассмотрим на примере *синтетических*, т. е. таких соединений, которые получают в результате химических реакций в лаборатории или промышленности.

Примером простейшего синтетического полимера является **полиэтилен**. Молекулу полимера можно представить в виде длинной цепи связанных друг с другом, как в углеводородах, атомов углерода:



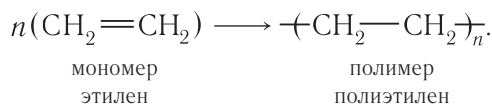
Таким образом, полиэтилен похож на насыщенные углеводороды, потому что состоит только из атомов углерода и водорода. Аналогичное строение имеет **полистирол**:



Кроме атомов водорода, с углеродом могут быть связаны и атомы других элементов, например атомы хлора (поливинилхлорид), фтора (тефлон).

Образование полимеров

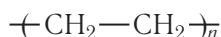
Высокомолекулярные соединения образуются в результате реакции **полимеризации**. Рассмотрим ее на примере получения полимера полиэтилена. Молекулы этилена, содержащие двойные С=С-связи, способны к разрыву одной из связей и присоединению последовательно друг к другу с образованием структур с большой молекулярной массой — **макромолекул**:



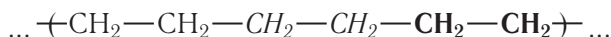
Исходное вещество (в данном случае этилен) называют **мономером**, а образующиеся макромолекулы — **полимером**. Буква n показывает число молекул мономера, которые соединились в процессе полимеризации.

! Полимеризацией называется реакция соединения молекул мономеров друг с другом с образованием высокомолекулярных соединений.

Запись продукта реакции полимеризации этилена в виде



означает большое число повторяющихся **структурных (мономерных) звеньев** $\text{---CH}_2-\text{CH}_2\text{---}$. Например, фрагмент молекулы полимера, состоящий из трех звеньев:



Образующиеся при полимеризации макромолекулы имеют различное, чаще всего отличающееся друг от друга, число структурных звеньев. По этой причине полимеры обычно характеризуют относительной средней молекулярной массой.

Реакция полимеризации применяется для получения полиэтилена, поливинилхлорида и полистирола.

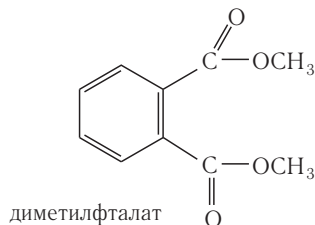
Физические свойства полимеров

Практически полезные и ценные свойства полимеров обусловлены их особыми физическими свойствами, например сочетанием легкости, но достаточной прочности, а также слабыми изменениями свойств в процессе использования.

Свойства полимеров обычно изменяют путем введения низкомолекулярных веществ, называемых *пластификаторами*.



Часто применяемый пластификатор:



Пластификаторы используются с целью снижения температуры перерабатываемой массы вещества или улучшения нужных свойств образующихся пластических масс (**пластмасс**), например морозостойкости, огнеупорных или изоляционных характеристик. В состав пластмасс, кроме самого полимерного вещества и пластификаторов, входят красители и стабилизаторы, повышающие устойчивость полимера к действию кислорода воздуха или тепловым воздействиям.

Физические свойства пластмасс принципиально различаются по отношению к нагреванию.

Одна группа полимеров при нагревании легко размягчается, изменяя форму, а при охлаждении затвердевает, сохраняя приданную форму. К высокомолекулярным соединениям, обладающим такими свойствами, относятся полиэтилен, поливинилхлорид и полистирол.

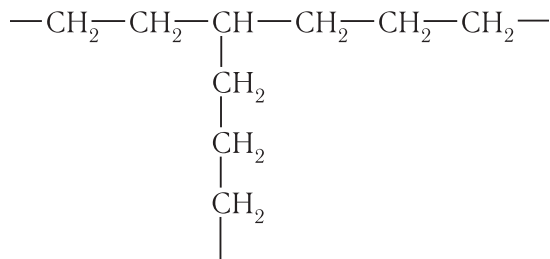
Макромолекулы полимеров такого типа имеют преимущественно линейную структуру.

Другой тип высокомолекулярных соединений при первом нагревании размягчается, приобретает нужную форму, затем становится непластичным, не размягчается и не плавится. К таким высокомолекулярным соединениям относятся фенолформальдегидные смолы, эпоксидные смолы и полиуретаны, приобретающие трехмерную сетчатую структуру, которые в данном курсе не рассматриваются.

Большинство полимеров являются термическими и электрическими изоляторами. Например, политетрафторэтилен (тефлон) устойчив при нагревании до 280 °С.

Полиэтилен

Существует два принципиально различающихся способа получения полиэтилена из мономера — этилена. Полимеризацию этилена по первому способу проводят при высоком давлении (1500—3000 атм). В этом случае получают *полиэтилен низкой плотности* (порядка 500 структурных звеньев):



полиэтилен разветвленного строения

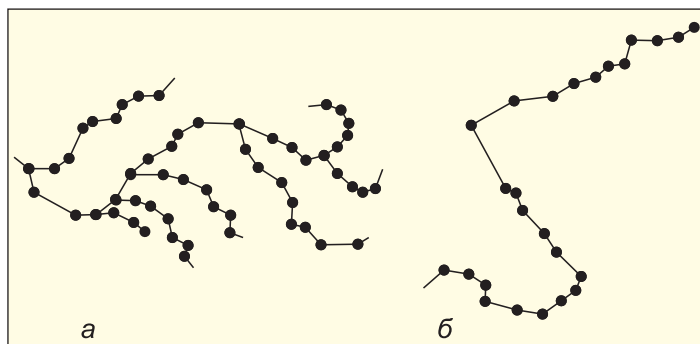
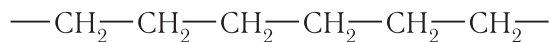


Рис. 141. Структура полиэтилена: а — низкой плотности; б — высокой плотности

Молекулы полиэтилена низкой плотности имеют разветвленную структуру, как показано на рисунке 141, а.

Другим, более современным способом получения полиэтилена является полимеризация этилена при небольшом давлении (1—10 атм) в присутствии особых катализаторов. Таким образом получают *полимер высокой плотности* (порядка 10 000 структурных звеньев):



полиэтилен линейного строения

Особенностью этого процесса является получение молекул полимера линейной структуры (рис. 141, б). Полиэтилен высокой плотности обладает значительно лучшей механической прочностью по сравнению с полиэтиленом низкой плотности.

Полиэтилен низкой плотности применяют для изготовления упаковочных материалов, пакетов для хранения пищевых продуктов или одежды. Полиэтилен высокой плотности используют для изготовления детских игрушек, а также пакетов для молока, соков и жидких моющих средств.

Применение полиэтилена показано на рисунке 142.

Реакция соединения молекул мономеров друг с другом с образованием высокомолекулярных соединений называется полимеризацией.

Свойства полимеров изменяют путем введения низкомолекулярных веществ, называемых пластификаторами.

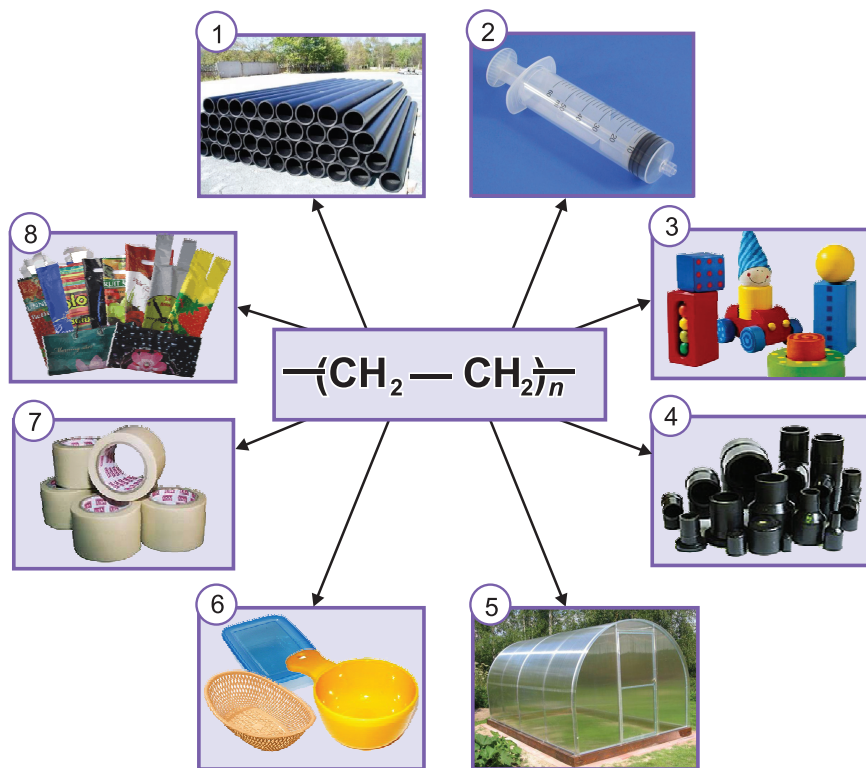


Рис. 142. Применение полиэтилена: 1 — трубы; 2 — одноразовые шприцы; 3 — детские игрушки; 4 — детали механизмов; 5 — пленка для парников; 6 — предметы домашнего обихода; 7 — клейкая лента; 8 — пакеты

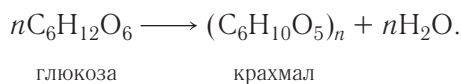
Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам природные полимеры.
2. Приведите определение реакции полимеризации.
3. Изобразите структурную формулу фрагмента молекулы полиэтилена, содержащего 4 структурных (мономерных) звена.
4. Перечислите известные вам синтетические высокомолекулярные соединения.
5. Рассчитайте массу этилена в граммах, необходимого для получения полиэтилена массой 10 кг.
6. При полимеризации этилена образовался полимер с относительной молекулярной массой 56 000. Вычислите число молекул мономера, участвовавших в образовании полимера.
7. Как вы понимаете термин «пластмассы»?
8. На основании структурной формулы фрагмента полистирола предложите формулу мономера.

§ 43. Крахмал

Широко распространенными природными высокомолекулярными соединениями являются **полисахариды крахмал** и *целлюлоза*. Рассмотрим строение, физические и химические свойства крахмала.

В процессе фотосинтеза в зеленых листьях растений синтезируется глюкоза, из которой в результате дальнейших химических превращений образуется полимерное вещество **крахмал**:



Крахмал широко распространен в природе. Он, например, содержится в большом количестве в зернах ржи, риса, кукурузы — от 70 до 80 % и других растений, в клубнях картофеля его около 25 %. В клетках растений крахмал находится в виде крахмальных включений различной формы (рис. 143).

Строение

Крахмал $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ — высокомолекулярный полисахарид. Его макромолекулы состоят из многократно повторяющихся элементарных звеньев $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)$ — остатков циклической формы глюкозы.

Число повторяющихся элементарных звеньев в макромолекуле крахмала может колебаться от нескольких сотен до нескольких тысяч. Макромолекулы крахмала различаются не только числом элементарных звеньев и, соответственно, относительной молекулярной массой (от нескольких тысяч до миллиона), но и структурой. Для крахмала характерны макромолекулы линейной и разветвленной структуры (рис. 144).

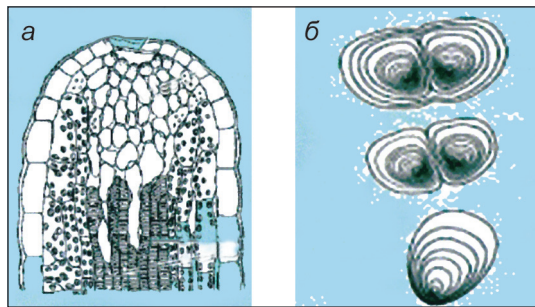


Рис. 143. Крахмальные включения в клетках: а — зерен ржи; б — клубней картофеля

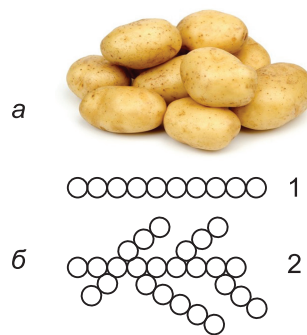
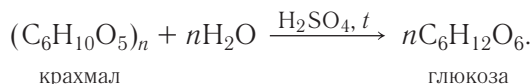


Рис. 144. Картофель (а) и схема строения макромолекул крахмала (б): 1 — линейное; 2 — разветвленное

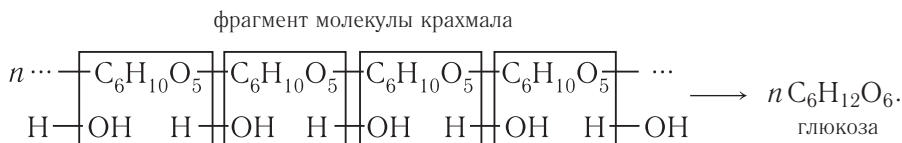
Свойства

Крахмал — белое аморфное вещество, нерастворимое в холодной воде, в горячей воде он набухает, при этом образуется *клейстер*. В отличие от глюкозы и сахарозы крахмал не обладает сладким вкусом.

Крахмал, как и сахароза, подвергается гидролизу, т. е. разложению водой в присутствии минеральных кислот. При полном гидролизе макромолекулы крахмала распадаются с образованием сотен тысяч молекул моносахарида — глюкозы:



Схематично процесс гидролиза на примере фрагмента молекулы крахмала можно изобразить следующим образом:



При анализе предложенной схемы вы можете заметить, что в процессе гидролиза рвутся связи между элементарными звеньями крахмала, и к каждому звену присоединяется молекула воды. В результате каждое элементарное звено макромолекулы превращается в молекулу глюкозы. Молекул глюкозы в этом случае образуется столько, сколько было элементарных звеньев в макромолекуле. Результат гидролиза крахмала служит доказательством того, что крахмал является полисахаридом.



Реакцию превращения крахмала в глюкозу каталитическим действием серной кислоты (гидролиз) открыл в начале XIX в. русский ученый К. Кирхгоф. Разработанный им способ гидролиза не утратил своего значения и в настоящее время.

В организме человека гидролиз крахмала осуществляется под действием ферментов, содержащихся в пищеварительной системе. Процесс гидролиза начинается уже при пережевывании пищи во рту под действием ферментов слюны. Далее гидролиз крахмала продолжается в желудке и кишечнике человека. Конечным продуктом гидролиза является глюкоза.



Процесс гидролиза крахмала протекает ступенчато. Вначале образуются промежуточные продукты с меньшей молекулярной массой, чем у крахмала, — *декстрины*.

Частичный гидролиз крахмала с образованием декстринов происходит при варке картофеля и круп, выпечке хлеба. Образованием клейких декстринов объясняется появление сладковатой корочки на хлебе и жареном картофеле.

При глажении накрахмаленного белья под действием высокой температуры также происходит разложение крахмала с образованием декстринов, образующих плотную блестящую пленку на белье.

Одна из характерных реакций крахмала — его реакция с иодом. При действии раствора иода на крахмальный клейстер образуется соединение характерного синего цвета. При нагревании крахмального клейстера окраска исчезает и появляется вновь при его охлаждении.

Реакция с иодом используется для *качественного определения крахмала*. Убедиться в этом вы сможете при выполнении лабораторного опыта и в домашних условиях, испытав продукты питания на содержание в них крахмала раствором иодной настойки.

Применение

Крахмал используется как питательное вещество, так как является важнейшим источником углеводов для человека. Непосредственно крахмал организмом человека не усваивается, но, как вы уже знаете, конечным продуктом гидролиза крахмала является глюкоза, которая легко усваивается организмом. Она всасывается в кровеносную систему, а затем в процессе тканевого дыхания расщепляется с образованием углекислого газа и воды, а также с выделением энергии.



В организмах млекопитающих углеводы запасаются в печени и скелетной мускулатуре в форме *гликогена* — вещества, называемого также животным крахмалом и имеющего похожее с крахмалом химическое строение. Подобно растительному крахмалу, гликоген тоже гидролизуется до глюкозы.

Гликоген при действии на него раствора иодной настойки, в отличие от крахмала, дает винно-красную окраску.

Крахмал применяется во многих областях производства и в быту. Из крахмала получают глюкозу и декстрины, необходимые для приготовления сладостей: мармелада, желе, тортов. Крахмал используется также для проклейки бумаги и картона. Большое количество крахмала расходуется в текстильной промышленности для пропитки тканей при крашении. Крахмал используется при изготовлении таблеток, паст как наполнитель, для производства полимерных покрытий, применяемых в пищевой промышленности.

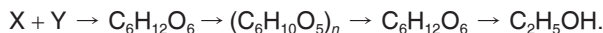
Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ — полисахарид природного происхождения, макромолекулы которого состоят из большого числа остатков глюкозы; молекулы крахмала имеют как линейное, так и разветвленное строение.

Крахмал подвергается гидролизу. Качественной реакцией на присутствие крахмала является реакция с иодом.

Крахмал — ценный продукт питания. Он также используется в различных областях производства (пищевой, текстильной, фармацевтической промышленности и др.).

Вопросы и задания

1. На основании какого признака крахмал относят к полисахаридам?
2. Охарактеризуйте строение макромолекул крахмала.
3. При помощи какой реакции можно отличить крахмальный клейстер от раствора сахарозы?
4. Экспериментально доказано, что сок незрелого плода (яблоко, груша) дает реакцию с иодом, а зрелого плода — не дает такой реакции. Объясните, почему так происходит.
5. Из жизненного опыта вам известно, что вареный картофель обладает клейким действием. Как объяснить данное явление?
6. В результате опыта крахмал массой 100 г полностью подвергся гидролизу. Как вы думаете, масса полученной глюкозы будет больше или меньше массы взятого для реакции крахмала и почему?
7. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



8. Вычислите массу картофеля с массовой долей крахмала 20 %, который потребуется для получения глюкозы массой 99 кг.

Домашний эксперимент. 1. Испытайте различные продукты питания на содержание в них крахмала. Для этого разбавьте водой примерно в десять раз спиртовой раствор иода и нанесите несколько капель раствора на зубную пасту и различные продукты питания: сырой и вареный картофель, белый хлеб, печенье, булочку, измельченный рис. 2. Накрахмальте крахмальным клейстером кусочек ткани, высушите и прогладьте. Сравните этот кусочек ткани с другим, который не крахмалили после стирки.

Лабораторный опыт 7

Взаимодействие крахмала с иодом

1. Налейте в пробирку крахмальный клейстер объемом 1—2 см³, разбавьте его водой.
2. Добавьте по каплям в пробирку спиртовой раствор иода. Отметьте наблюдения.

3. Аккуратно нагревайте (но не доводите до кипения) пробирку со смесью в пламени спиртовки. Внимательно следите за изменениями, происходящими в пробирке.

4. Дайте остыть содержимому пробирки. Отметьте, какие изменения при этом произошли.

5. Нанесите несколько капель иодной настойки на кусочек белого хлеба (или картофеля). Отметьте наблюдения.

§ 44. Целлюлоза

Целлюлоза, как и крахмал, является природным высокомолекулярным соединением и также широко распространена в природе. Она входит в состав оболочек всех растительных клеток. Название вещества «целлюлоза», или «клетчатка», происходит от латинского слова «cellula», что в переводе означает «клетка».

Целлюлоза придает растениям необходимую эластичность и прочность. Многие виды деревьев имеют высоты десятки метров и обладают при этом большой прочностью.

Образцом практически чистой целлюлозы является вата, полученная из очищенного хлопка (рис. 145). Волокна льна, хлопка в основном состоят из целлюлозы, а в древесине она составляет практически половину массы в расчете на сухое вещество.



Рис. 145. Коробочка хлопка

Строение

Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$ — высокомолекулярный полисахарид. Макромолекулы целлюлозы состоят из большого числа элементарных звеньев $(C_6H_{10}O_5)$, представляющих собой остатки молекул глюкозы циклической формы. Образование целлюлозы, как и крахмала, происходит в результате сложных биохимических процессов, начинающихся с фотосинтеза простейших углеводов.

Целлюлоза и крахмал имеют одинаковые по составу элементарные звенья и, следовательно, одну и ту же молекулярную формулу $(C_6H_{10}O_5)_n$, но, несмотря на одинаковый состав, это два разных вещества. Макромолекулы целлюлозы построены из иной, чем крахмал, циклической формы глюкозы, остатки молекул которой соединены в пространстве иначе, чем в макромолекулах крахмала.

Макромолекулы целлюлозы и крахмала различаются также по числу элементарных звеньев и по своей структуре. Число элементарных звеньев $(C_6H_{10}O_5)$ в

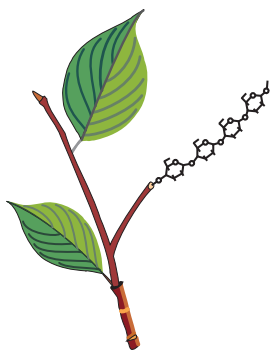


Рис. 146. Строение макромолекул целлюлозы

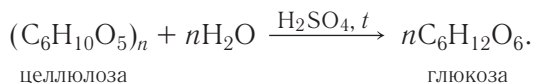
макромолекулах целлюлозы обычно выше, чем в макромолекулах крахмала, в связи с этим у целлюлозы более высокая средняя относительная молекулярная масса. Она может достигать 10—20 млн. Например, средняя относительная молекулярная масса целлюлозы в хлопке 1,7 млн, а во льне — 6 млн.

Макромолекулы целлюлозы, в отличие от крахмала, имеют в основном линейную структуру (рис. 146). Если при этом макромолекулы расположены параллельно друг другу, как во льне, хлопке, конопле, то образуются натуральные волокна, которые выделяют из этих растений для получения нитей и производства тканей. В целлюлозе древесины макромолекулы, хотя и имеют линейную структуру, но расположены беспорядочно, не ориентированы в одном направлении.

Свойства

Чистая целлюлоза — твердое вещество белого или серого цвета, без запаха и вкуса, нерастворимое в воде, обладающее волокнистым строением и механической прочностью.

Целлюлоза, как и крахмал, подвергается гидролизу при нагревании в присутствии концентрированной серной кислоты, выполняющей роль катализатора. В результате полного гидролиза образуется большое число молекул одного вещества — моносахарида глюкозы. Процесс гидролиза целлюлозы, как и крахмала, идет ступенчато, с образованием конечного продукта — глюкозы. Поэтому краткая запись процесса гидролиза целлюлозы может быть представлена такой же схемой, как и гидролиз крахмала:



С другим химическим свойством целлюлозы, отличающим ее от крахмала, вы хорошо знакомы из личного жизненного опыта. Целлюлоза хорошо горит. При этом выделяется тепловая и световая энергия.

Применение

Целлюлоза и продукты, получаемые на ее основе, находят самое широкое и разнообразное применение в жизни человека (рис. 147).

Благодаря своей механической прочности целлюлоза в составе древесины используется в строительстве, из нее изготавливают мебель и различного рода сто-

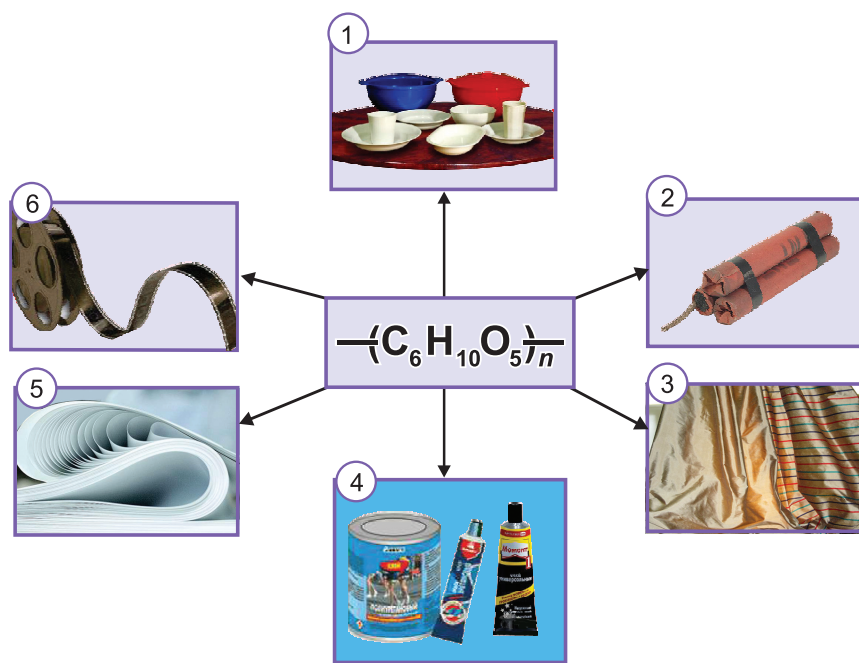


Рис. 147. Применение целлюлозы: 1 — изделия домашнего обихода; 2 — взрывчатые вещества; 3 — искусственный шелк; 4 — клей, лаки, краски; 5 — бумага; 6 — кинолента

лярные изделия. Выделенная из древесины целлюлоза используется для изготовления бумаги.



Производство бумаги зародилось более чем две тысячи лет назад в Китае. Прошло много веков, прежде чем бумага стала известна сначала в Индии (VII в.), затем в Западной Азии (VIII в.) и Африке (X в.). Впервые производить бумагу в Европе (в Испании) начали только в XII в. Постепенно бумага стала появляться во многих странах Европы, сначала привозная, а затем налаживалось собственное производство.

Письменность же была известна с начала третьего тысячелетия до н. э., т. е. задолго до изобретения бумаги. Основными предшественниками бумаги как материала, на которое наносилось письмо, были папирус и пергамент. Папирус для письма стали использовать около 4000 лет назад. Его изготавливали из растения папирус (*Cyperus papyrus*), которое произрастало в Египте в болотистой местности около реки Нил. Стебель растения очищали от коры и луба и из белоснежного материала нарезали тонкие полосы, которые укладывали слоями вдоль и поперек. Затем из полос механическим давлением выжимали растительный сок. Этот сок склеивал полосы папируса. После высушивания на солнце получающиеся листы шлифовали камнем или кожей. Папирус — прочный и долговечный материал.

Целлюлоза, извлеченная из древесины, является доступным сырьем для органического синтеза. Из нее получают простые и сложные эфиры, которые используются в производстве пластмасс, искусственного волокна, негорючей пленки, лаков, целлулоида, клеев, взрывчатых веществ и др.

При полном гидролизе целлюлозы образуется глюкоза, которая сбраживанием далее превращается в этиловый спирт (технический).



Вам будет интересно узнать, что при переработке сухой древесины массой 1 т можно получить: дрожжи белковые кормовые (массой 44 кг), этиловый спирт (объемом 185 дм³), метиловый спирт (объемом 2,75 дм³), угольную кислоту (массой 70 кг) и еще целый ряд органических соединений.

Много хлопкового и льняного волокна идет для выработки хлопчатобумажных и льняных тканей, веревок, канатов.

Целлюлоза ($C_6H_{10}O_5)_n$ — полисахарид природного происхождения, макромолекулы которого состоят из большого числа остатков молекул глюкозы, имеющих линейное строение.

Целлюлоза и продукты ее переработки находят самое широкое применение (производство мебели, бумаги, искусственных тканей, нитей, хлопчатобумажных тканей, спиртов, взрывчатых веществ и т. д.).

Вопросы и задания

1. Назовите области применения целлюлозы.
2. Перечислите физические свойства целлюлозы.
3. Приведите самый простой способ, позволяющий доказать наличие углерода в составе целлюлозы.
4. На основании какого признака целлюлозу относят к полисахаридам?
5. Охарактеризуйте строение макромолекул целлюлозы.
6. В чем состоят различия в строении макромолекул крахмала и целлюлозы? В чем проявляется сходство в строении их макромолекул?
7. Сравните химические свойства целлюлозы и крахмала, укажите общие и различные свойства этих веществ.
8. Приведите факты, подтверждающие, что целлюлоза и крахмал — полисахариды, сахароза — дисахарид, а глюкоза — моносахарид.
9. Не проводя расчетов, определите, в каких углеводах (целлюлоза, сахароза, крахмал, глюкоза) массовая доля углерода (%) одинакова. Ответ поясните.
10. Какое из двух слов — «больше» или «меньше» — следует вписать вместо пропуска в следующем предложении: «Провели полный гидролиз целлюлозы массой 500 кг. Масса полученного продукта реакции стала ... массы целлюлозы».

§ 45. Белки

Белки так же, как и полисахариды, относятся к природным высокомолекулярным соединениям.

В природе белки распространены необычайно широко. Они служат основой всех живых организмов. Разнообразные белки встречаются во всех растительных и животных клетках и тканях, сухожилиях, коже, волосах; у животных — в шерсти, копытах, рогах. Белки входят в состав ферментов, ускоряющих многочисленные реакции, происходящие в организме. В организме человека содержится до ста тысяч различных видов белков, каждый из которых играет определенную и исключительно важную роль в процессах жизнедеятельности.



Бактериальные токсины, многие яды змей, антибиотики также являются белковыми веществами.

Строение

Белки синтезируются в клетках растений и животных из аминокислот. Практически все белки построены из 20 видов аминокислот. Формулы и названия некоторых из них в ознакомительном плане приведены в таблице 13 в § 41.

Белки — полимерные вещества, их макромолекулы состоят из большого числа аминокислотных остатков, связанных между собой пептидной группой —CO—NH— . Из двух десятков аминокислот построены молекулы многих тысяч разнообразных белков. Это оказывается возможным благодаря различной последовательности соединения аминокислотных остатков в макромолекулу белка. Каждый белок имеет строго определенную последовательность и число аминокислотных остатков. Последовательность аминокислотных остатков в линейной полипептидной цепи называется **первичной структурой** белковой молекулы (рис. 148).

Существуют *вторичная* (рис. 149) и *третичная структуры* молекул белка, изучение которых предусмотрено в курсе химии 11-го класса.



Изучению строения белка ученые многих стран посвятили несколько столетий. Первый очищенный белок — клейковину пшеницы — выделили в начале XVIII в., и только через сто лет после этого из белка было выделено основное звено строения белков — аминокислота. Синтезировать белок ученые смогли только во второй половине XX в.

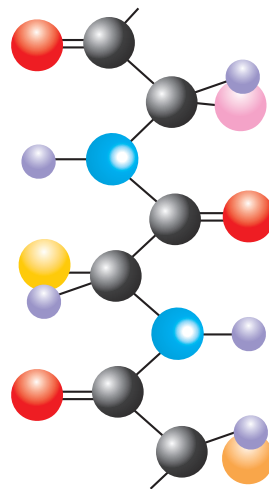


Рис. 148. Первичная структура белка

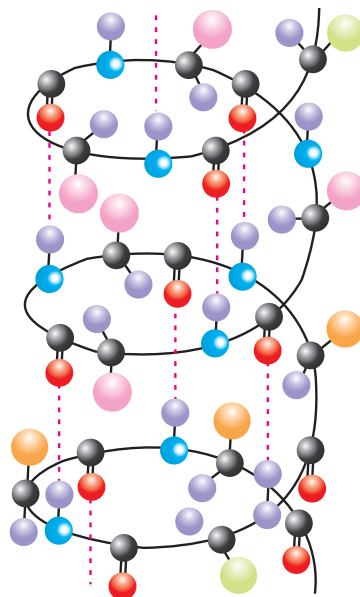
Рис. 149. Вторичная структура белка

Белковая молекула может содержать от одной до нескольких сотен и даже тысяч аминокислотных остатков, поэтому относительные молекулярные массы белков колеблются от десятков тысяч до нескольких миллионов. Например, относительная молекулярная масса белка яйца составляет 44 000, гемоглобина крови — 68 000, белка, выделенного из улитки, — 6 700 000, а белка вируса гриппа — 32 000 000.

В состав белков входят углерод, водород, кислород, азот. Многие белки содержат также серу, а некоторые — фосфор.



Одним из белков, в состав которого входит фосфор, является *казеин* (от лат. caseus — сыр). Казеин — основная белковая фракция коровьего молока (80 % от всех белков молока). В женском молоке также содержится казеин, но его там в два раза меньше, чем в коровьем. Казеин обладает способностью к створаживанию, которая имеет большое значение для эффективной ассимиляции новорожденными молоком, так как обеспечивает его задержку в желудке.



Свойства

Рассмотрим несколько свойств белков.

1) По способности растворяться в воде белки подразделяются на растворимые и нерастворимые. Одни белки, например белок куриного яйца, растворяются в воде. Другие — растворяются в разбавленных растворах солей, а третьи — не обладают свойством растворимости (белки шерсти, покровных тканей, ногтей, перьев и т. д.).

2) При нагревании, под действием радиоактивного излучения или некоторых веществ (кислоты, щелочи, соли тяжелых металлов и др.) нарушается присущая белкам пространственная структура, и они теряют свою биологическую активность, несмотря на то что первичная структура белка сохраняется. Это явление называется **денатурацией**. В процессе денатурации происходит изменение упорядоченной структуры на неупорядоченную (рис. 150) и белок выделяется из раствора. Денатурация белка происходит, например, при варке мяса, жарке яиц (рис. 151).

3) Белки, как и полисахариды, подвергаются **гидролизу**. В результате гидролиза образуется смесь аминокислот, из которых выделяют индивидуальные аминокислоты.

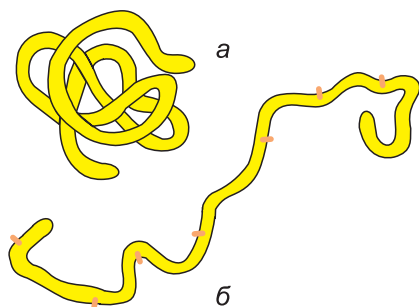


Рис. 150. Схема денатурации молекулы белка: а — белок до денатурации; б — денатурированный белок

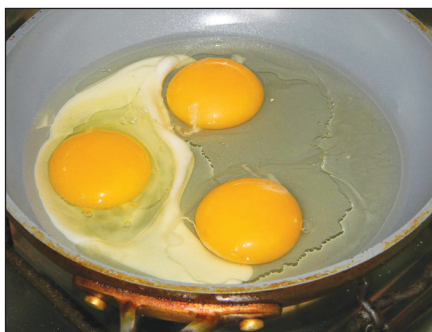


Рис. 151. Денатурация белка при приготовлении яичницы

Упрощенная схема гидролиза белка на примере участка цепи, состоящей из остатков трех аминокислот, приведена на рисунке 152.



При очень сильном нагревании белки обугливаются и даже загораются. При этом образуются вещества со своеобразным запахом жженных перьев, который характерен продуктам разложения белков. На основании этого свойства белков можно легко отличить натуральный мех от искусственного и шерстяные ткани от синтетических, если поочередно сжигать ворсинки меха или ниточки из тканей и сравнивать запах.

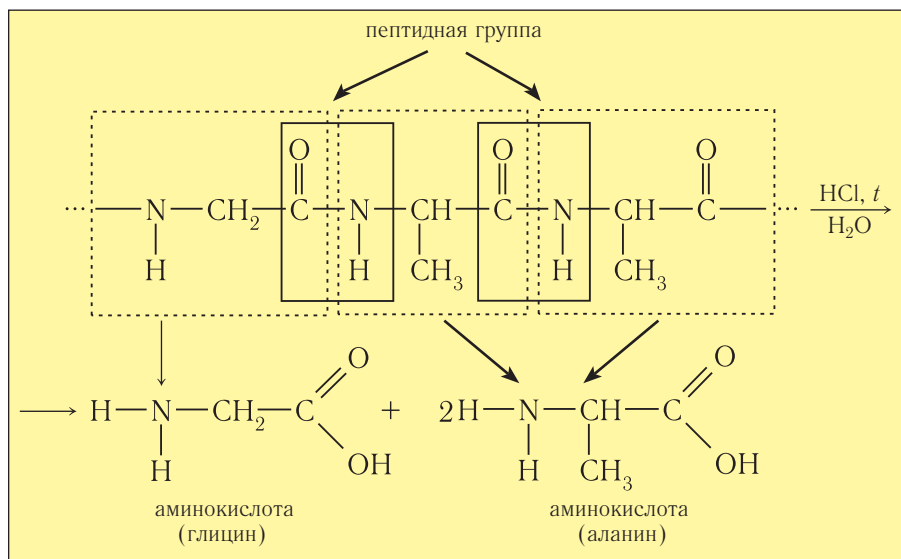


Рис. 152. Схема гидролиза участка макромолекулы белка

При гидролизе белков рвутся связи между остатками аминокислот и к каждому звену присоединяются части молекулы воды (—H , —OH). В результате разрушается первичная структура белков, и каждый аминокислотный остаток превращается в индивидуальную аминокислоту.

Усвоение белков в организме человека начинается с их гидролиза под действием ферментов (также белковых образований). Далее аминокислоты всасываются в кровь и поступают в клетки всех тканей. Из остатков аминокислот организм строит свойственные именно ему аминокислоты, а затем белки.

4) Для обнаружения в растворе белков используют качественные реакции. Их еще называют *цветными*, так как в результате появляется характерное окрашивание. По этим реакциям можно распознавать белки среди других органических веществ. Познакомимся с двумя из таких реакций, одну из которых вы проделаете при выполнении лабораторного опыта.

Присутствие белков в растворе обнаруживается по характерному фиолетовому окрашиванию, которое появляется при добавлении к раствору белка раствора щелочи, а затем раствора соли меди(II).

Другой цветной реакцией белков является появление желтого окрашивания при действии на них концентрированной азотной кислоты, переходящее в оранжевое при добавлении раствора щелочи.

Белки — природные высокомолекулярные соединения, состоящие из остатков аминокислот, связанных пептидной связью. Последовательность аминокислотных остатков называют первичной структурой молекулы белка.

Белкам свойственно явление денатурации, гидролиз и цветные реакции, которые используются для качественного определения белков в растворе.

Вопросы и задания

1. Какие органические соединения относятся к белкам?
2. Как вы понимаете, что такое первичная структура белковой молекулы?
3. При помощи какой группы атомов осуществляется связь в макромолекуле белка? Как называется такая связь?
4. На какие группы разделяют белки по их отношению к воде? Приведите соответствующие примеры.
5. Какие изменения происходят с молекулами белка при денатурации?
6. Опишите цветные реакции белков.
7. В двух пробирках находятся бесцветные растворы: в одной — раствор белка, в другой — раствор глюкозы. Как определить содержимое каждой пробирки?
8. Перечислите известные вам природные высокомолекулярные соединения и укажите, в чем состоит различие в строении их макромолекул.

Домашний эксперимент. 1. Налейте в стакан немного молока (молоко содержит значительное количество белка казеина) и добавьте в него несколько капель сока лимона, содержащего лимонную кислоту. Наблюдайте за происходящей реакцией и объясните ее. 2. Возьмите пинцетом небольшую шерстяную или шелковую нить от натуральной ткани, внесите ее в пламя и быстро уберите из огня. Повторите опыт с нитью от синтетической ткани. Сравните результаты. По каким признакам можно отличить одну нить от другой?

Лабораторный опыт 8

Цветные реакции белков

1. Налейте в пробирку раствор белка объемом примерно 1 см^3 и добавьте раствор гидроксида натрия равного объема.

2. Добавьте далее в пробирку 2—3 капли разбавленного, почти бесцветного раствора сульфата меди(II) и содержимое тщательно перемешайте. Что наблюдаете?

3. Во вторую пробирку с раствором белка учитель добавит несколько капель концентрированной азотной кислоты и осторожно нагреет содержимое пробирки, затем охладит и добавит раствор щелочи.

Отметьте, какие изменения при этом происходят.

Практическая работа 4

Решение экспериментальных задач

Вариант 1

Задача 1. Докажите опытным путем, что в данном растворе содержится белок.

Задача 2. В двух пронумерованных пробирках находятся раствор мыла и крахмальный клейстер. Определите опытным путем содержимое каждой пробирки.

Задача 3. Выберите из числа предложенных веществ — Na_2SO_4 , MgCl_2 , CaCO_3 — нужный реактив и, используя его, получите соль уксусной кислоты.

Вариант 2

Задача 1. Докажите опытным путем, что белый хлеб содержит крахмал.

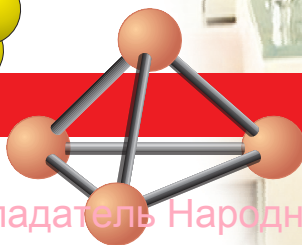
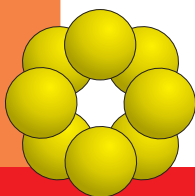
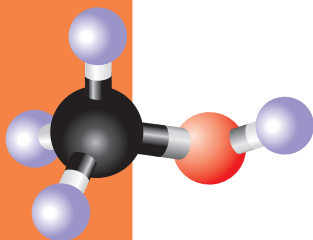
Задача 2. В двух пронумерованных пробирках находятся растворы белка и аминокислоты. Определите опытным путем содержимое каждой пробирки.

Задача 3. Выберите из числа предложенных веществ — KNO_3 , CaSO_4 , K_2CO_3 — нужный реактив и, используя его, получите соль уксусной кислоты.

Глава 6

Обобщение знаний за курс химии общеобразовательной базовой школы

В этой главе вам предстоит вспомнить и обобщить все, что вы узнали за время изучения химии: основные химические понятия, типы химических реакций, значение жиров, углеводов и белков для нормального функционирования организма, проблемы химической безопасности и грамотного использования достижений химии.



§ 46. Основные понятия химии

Завершается первый этап изучения химии в школе. Вы приобрели уже определенный объем знаний по общей, неорганической и органической химии. Знаете формулы многих простых и сложных веществ, их свойства, умеете составлять уравнения химических реакций, решаете достаточно трудные задачи.

В двух последних классах средней школы, т. е. на втором этапе изучения химии, вам предстоит углубить эти знания, узнать много нового, в том числе и об уже знакомых веществах и реакциях, теориях и закономерностях протекания различных химических процессов. Новые знания и умения, которые вы приобретете при дальнейшем изучении химии, во многом основываются на тех понятиях и законах, которые вам уже знакомы. Они составляют *научный фундамент* этой науки, используются во всех разделах химии. Конечно, эти понятия и законы, их формулировки будут уточняться и углубляться на более высоком научном уровне, но принципиальная основа сохранится, поэтому очень важно уже сейчас хорошо их знать и уметь ими пользоваться как при изучении теории, так и при выполнении самых разнообразных практических заданий.

Вспомним более важные понятия и законы, с которыми вы познакомились за три года изучения химии.

Химия — наука о веществах и их превращениях в другие вещества.

Из этого определения очевидно, что основным предметом химии является *изучение веществ и их превращений*, т. е. *химических реакций*.

Вещество

Вещество — это то, из чего состоят физические тела.

Это начальное, самое простое определение вещества. Однако вы уже знаете, что вещества состоят из более мелких частиц — *атомов*.

Атом — мельчайшая, химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Атомы связаны между собой силами *химической связи* в *молекулы*, кристаллы и другие частицы.

Молекула — наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства.

Атомы в процессе взаимодействия между собой могут превращаться в заряженные частицы — *ионы*.

Ионы — заряженные частицы, которые образуются из атомов в результате отдачи или присоединения электронов.

И атомы, и образующиеся из них одноатомные ионы (типа Na^+ , Cl^- , Ba^{2+} и т. п.) называются *атомными частицами*. Отсюда понятие *химический элемент* приобретает более точное определение.

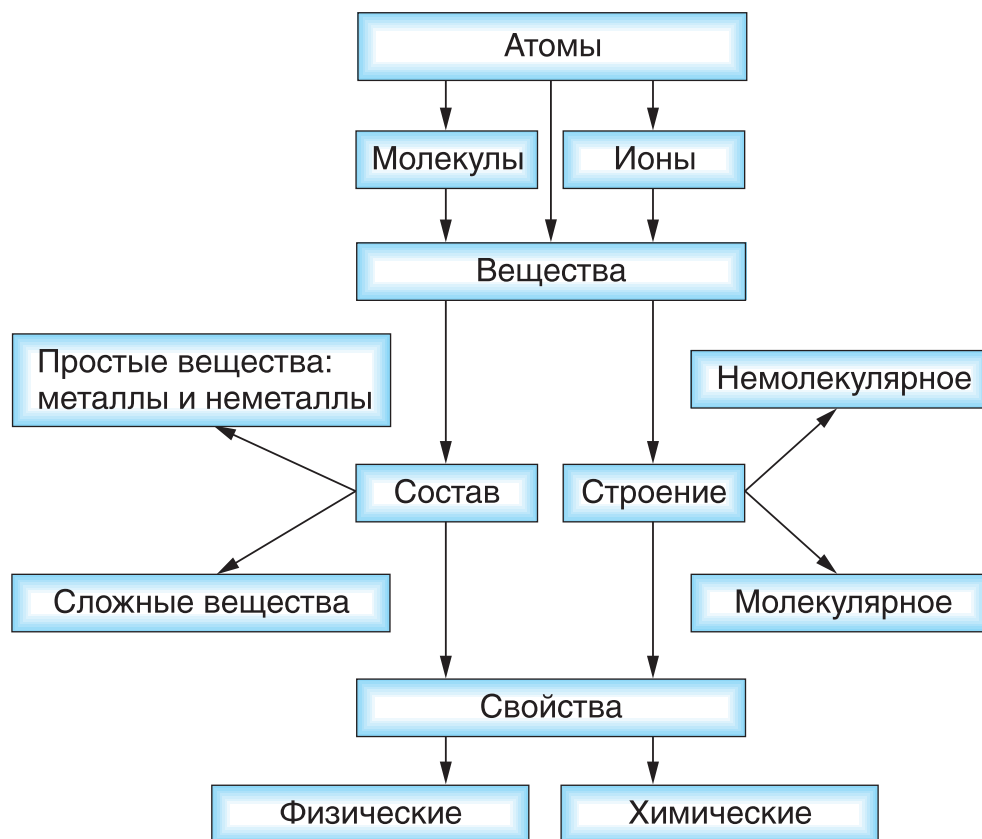


Рис. 153. Общая схема состава, строения и свойств химических веществ

Химический элемент — вид атомных частиц (атомов или ионов) с одинаковым положительным зарядом ядра.

Объединение химических элементов в единую систему, установление внутренней связи между ними определяется *периодическим законом* Д. И. Менделеева.

Свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

Все вещества построены из частиц трех типов: атомов, ионов или молекул (рис. 153). Каждое химическое вещество характеризуется тремя основными составляющими: **составом, строением и свойствами** (их часто называют тремя «эс» вещества). Проявление определенных физических и химических свойств любого вещества определяется его составом и строением.

Все вещества по *составу* можно разделить на два вида: **простые** — образованные атомами одного химического элемента, и **сложные** — образованные атомами разных химических элементов.

Важнейшей характеристикой химического вещества является *строение*, т. е. порядок соединения между собой частиц, из которых оно образовано. Сочетание одинаковых молекул за счет сил *межмолекулярного взаимодействия* приводит к образованию веществ **молекулярного строения**. Оно характерно, прежде всего, для органических и некоторых неорганических веществ.

Вещества, в кристаллах которых нет молекул, называются **немолекулярными**. Такие вещества образованы из огромного числа атомных частиц, связанных между собой силами химических связей. В зависимости от вида частиц и типа химической связи между ними различают **ковалентные** (атомные), **ионные** и **металлические** кристаллы.

Определенную порцию любого вещества X можно количественно охарактеризовать с помощью различных физических величин (рис. 154).

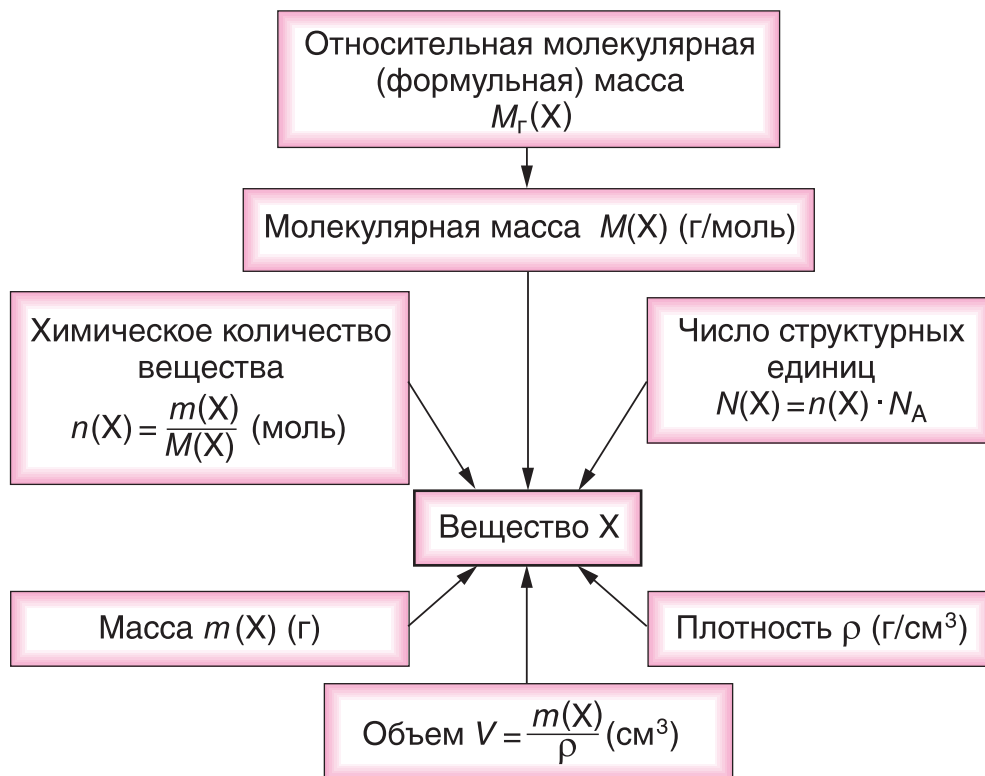


Рис. 154. Основные количественные характеристики вещества

Химические реакции

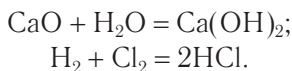
Химические реакции — это явления, при которых происходит превращение одних веществ в другие.

При таких превращениях разрушается структура исходных веществ за счет разрыва химических связей, возникают новые вещества с новыми связями и другим строением. Однако природа и общее число атомов каждого элемента остаются постоянными, а это значит, что и суммарная масса веществ после реакции не изменяется. Эта закономерность выражается *законом сохранения массы веществ*.

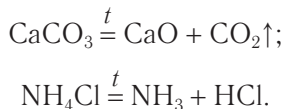
Общая масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ.

По соотношению числа исходных веществ и продуктов реакции различают следующие типы химических реакций: *соединения, разложения, замещения, обмена*.

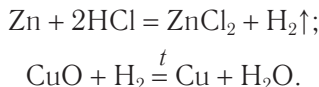
Реакции соединения — реакции, при которых из нескольких веществ образуется одно новое сложное вещество.



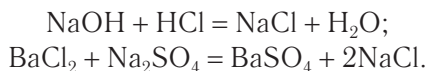
Реакции разложения — реакции, при которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.



Реакции замещения — реакции, при которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.



Реакции обмена — реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества.



С другими типами реакций вы познакомитесь при дальнейшем изучении химии.

Вопросы и задания

1. Дайте определение понятия «химический элемент». Чем отличается это понятие от понятия «простое вещество»?
2. Вспомните, какие типы сложных неорганических веществ вам известны. Напишите схему их взаимопревращений на примере соединений бария и серы.
3. Запишите уравнения реакций, которые необходимо провести, чтобы осуществить превращения: а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4$; б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu$.
4. Охарактеризуйте количественно согласно схеме на рисунке 154: а) порцию безводной серной кислоты массой 24,5 г и плотностью 1,84 г/см³; б) порцию карбоната кальция химическим количеством 0,5 моль и плотностью 2,8 г/см³.
5. Приведите по 2 примера реакций: а) соединения; б) разложения; в) замещения; г) обмена. Какие из них являются окислительно-восстановительными? В этих реакциях укажите вещество окислитель и вещество восстановитель.
6. Определите химическое количество сульфида алюминия, полученного при взаимодействии алюминия массой 6,3 г с серой. Рассчитайте массовую долю металла в сульфиде.
7. При прокаливании карбоната кальция получили углекислый газ массой 40 г. Рассчитайте массу и химическое количество карбоната кальция, взятого для реакции.
8. При взаимодействии цинка с соляной кислотой, массовая доля HCl в которой равна 22 %, выделился газ объемом (н. у.) 11,2 дм³. Рассчитайте массу раствора кислоты, затраченного на реакцию.
9. В результате взаимодействия раствора соли бария с раствором серной кислоты образовался осадок химическим количеством 0,5 моль. Определите массу соли бария, вступившей в реакцию, если это: а) хлорид бария; б) нитрат бария.

§ 47. Неметаллы и их соединения

Общая характеристика неметаллов

Вы уже узнали, что среди 118 известных в настоящее время химических элементов именно элементы неметаллы входят в состав соединений, образующих большую (более 80 %) часть жизненного пространства человека: атмосферы, гидросферы и земной коры (литосферы). Из 65 млн химических веществ на долю металлов и их соединений приходится менее 1 млн.

Неметаллы — основные элементы живой природы. Именно углерод С, кислород О, водород Н, азот N, фосфор Р и серу S называют **органогенными**, подчеркивая их незаменимость для существования животных и растений. К жизненно необходимым (незаменимым) относится и еще ряд химических элементов неметаллов, без которых невозможна нормальная жизнедеятельность организма: селен Se, хлор Cl, бром Br, иод I. Такие элементы называют **биогенными**. К био-генным элементам относятся также K, Na, Ca, Mg, Mn, Co, Fe, Zn, Mo, V.

Простые вещества

Простые вещества неметаллы могут существовать как в виде одноатомных молекул — благородные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), так и в виде более сложных соединений, в которых атомы неметалла связаны между собой ковалентной неполярной связью. С помощью этой связи образуются разные по составу и строению простые вещества неметаллы. Это могут быть многоатомные молекулы, состоящие из двух (кислород O_2 , водород H_2 , азот N_2 , хлор Cl_2 , бром Br_2 , иод I_2), трех (озон O_3), четырех (белый фосфор P_4), восемью (кристаллическая сера S_8), двенадцати (бор B_{12}) атомов, а также немолекулярные соединения, представляющие собой атомные кристаллы или аморфные вещества, такие как алмаз и графит C, кремний Si, черный фосфор P, пластическая сера S. Они состоят из бесконечного числа соответствующих атомов. Некоторые неметаллы могут существовать в виде нескольких простых веществ (*аллотропных модификаций*). Свойства аллотропных модификаций зависят от того, как и в каком количестве связаны между собой атомы в данном веществе (кислород O_2 и озон O_3) и как они расположены в пространстве (алмаз и графит).

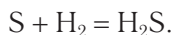


Некоторые неметаллы в твердом виде существуют в аморфном состоянии, т. е. отличаются более беспорядочным расположением частиц, чем кристаллы. В отличие от кристаллов аморфные вещества не имеют постоянной температуры плавления, более устойчивы и химически активны. Широкое применение находят аморфный кремний и углерод (стеклоуглерод). Из стеклоуглерода, в частности, изготавливают весьма прочное спортивное снаряжение (рис. 155).



Рис. 155. Спортивный велосипед из стеклоуглерода

При записи уравнений химических реакций для упрощения простые вещества неметаллы, образованные многоатомными молекулами или имеющие немалекулярное строение, записывают одним символом, например: S, P, B, C:

Строение атомов неметаллов и свойства их простых веществ и соединений

Свойства простых и сложных веществ, образуемых неметаллами, находятся в тесной связи со строением их атомов и связаны с положением элементов неметаллов в периодической системе химических элементов (см. рис. 1). Элементы неметаллы находятся в правом верхнем углу периодической таблицы, за-

нимая большую часть малых периодов и размещаясь в конце больших периодов. С увеличением атомных номеров (т. е. слева направо по периоду) неметаллические свойства этих элементов усиливаются. В группах неметаллические свойства химических элементов усиливаются снизу вверх.

Причинами такого изменения свойств являются изменение электронной структуры и радиусов атомов: с увеличением атомного номера элемента в периоде увеличивается число электронов на внешнем электронном слое их атомов, они сильнее притягиваются ядром, *радиус атома уменьшается*. В группе у атомов элементов возрастает число электронных слоев, и связь электронов внешнего слоя с ядром, наоборот, ослабевает, *радиус атома увеличивается*.

Электроотрицательность неметаллов также увеличивается по периоду слева направо, а по группе — снизу вверх, характеризуя усиление неметаллических свойств. Соответственно *высшая положительная степень окисления* в оксидах неметаллов *увеличивается по периоду* также слева направо, а *отрицательная степень окисления* в соединениях с водородом (гидридах) *уменьшается* от -4 у метана до -1 у галогеноводородов.

С изменением неметаллических свойств химических элементов тесно связаны закономерности в изменениях свойств образуемых ими веществ. Так, *неметаллические свойства* простых веществ *увеличиваются по периоду слева направо и по группе снизу вверх*. *Кислотные свойства* высших оксидов и гидроксидов неметаллов также *усиливаются по периоду слева направо, а по группе — сверху вниз ослабевают*. Слева направо по периоду усиливается также *кислотный характер* водородных соединений неметаллов. Например, аммиак NH_3 проявляет основные свойства, взаимодействуя с кислотами, вода H_2O является амфотерным соединением, а хлороводород HCl имеет ярко выраженный кислотный характер.

Напомним, что в формулах бинарных, т. е. образованных двумя элементами, соединений на первом месте всегда записывается элемент с меньшей электроотрицательностью, например: KCl , H_2S , SiO_2 . Исключения составляют некоторые соединения азота с водородом, например *аммиак*, для которого принято традиционное написание — NH_3 , а также *метан* — CH_4 . В современной номенклатуре бинарные соединения принято называть по тому элементу, который имеет большую электроотрицательность, добавляя к его названию суффикс *-ид*. Следовательно, соединения неметаллов с металлами будут называться: в случае кислорода — *оксиды* (CaO), водорода — *гидриды* (LiH), серы — *сульфиды* (Na_2S), азота — *нитриды* (Li_3N), хлора — *хлориды* (NaCl), углерода — *карбиды* (SiC).

Химические свойства неметаллов

В химических реакциях неметаллы могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства (кроме фтора, который может быть только окислителем как самый электроотрицательный элемент). При этом химическая активность неметалла зависит не только от его положения в периодической системе, но и от природы других реагентов и условий проведения реакции.

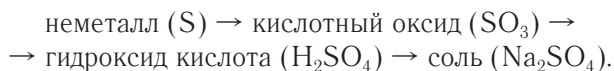
Окислительные свойства неметаллов в периодах усиливаются слева направо, так как растет способность их атомов приобретать электроны. *В группах сверху вниз* способность атомов приобретать электроны уменьшается, и, следовательно, *окислительные свойства* образованных ими простых веществ также *ослабевают*. Химическая активность аллотропных модификаций одного и того же элемента также отличается. Так, озон гораздо более активен обычного кислорода, а белый фосфор — красного.

Химические свойства неметаллов характеризуются их взаимодействием с металлами, водородом, другими неметаллами и сложными веществами (запишите по одному уравнению реакции, характеризующему каждое превращение). Все эти реакции являются окислительно-восстановительными.

Как вы уже знаете, при помощи химических реакций можно осуществить переход от простых веществ к сложным и от одних сложных веществ к другим. Например, если взять неметалл серу, то можно последовательно осуществить такие превращения:



Эта цепочка превращений показывает, что простое вещество сера является родоначальником сложных веществ, между которыми существует взаимосвязь:



Простые вещества неметаллы отличаются по своему составу, строению и агрегатному состоянию, характеризуются широким диапазоном физических свойств и способностью к аллотропии.

Окислительные свойства простых веществ неметаллов, кислотные свойства их оксидов и гидроксидов в периодах усиливаются слева направо, а в группах — уменьшаются сверху вниз.

Вопросы и задания

1. Как изменяются неметаллические свойства в ряду элементов от бора до фтора?
2. Ослабляются или усиливаются неметаллические свойства химических элементов по группе от кислорода до теллура? Почему?

3. Составьте формулы высшего оксида, гидроксида и водородного соединения кремния.

4. Как изменяются окислительные свойства неметаллов по группам и периодам? Каковы причины такого изменения?

5. Исходя из возможных степеней окисления хлора: +1, +3, +5, +7, составьте формулы оксидов хлора и соответствующих им гидроксидов, учитывая, что все они кислотные.

6. Составьте формулы оксидов и гидроксидов серы и селена, в которых эти элементы проявляют степени окисления +4 и +6.

7. При взаимодействии водорода с серой образовался газ сероводород химическим количеством 5 моль. Рассчитайте объем (н. у.) водорода и массу серы, вступивших в реакцию.

8. Хлор объемом (н. у.) $11,2 \text{ дм}^3$ полностью прореагировал с бромидом калия, массовая доля которого в водном растворе составляла 20 %. Определите: а) массу раствора бромида калия; б) массу и химическое количество соли, образовавшейся в результате реакции.

9. Запишите уравнения реакций, которые необходимо провести, чтобы осуществить следующие превращения: а) $\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; б) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; в) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$.

§ 48. Гомологические ряды и изомерия органических соединений

Вы познакомились кратко с важнейшими представителями органических соединений. Этот материал курса органической химии объединяется теорией химического строения органических соединений, основные положения которой следующие:

- атомы в молекулах органических соединений соединены химическими связями в соответствии с их валентностью; углерод в органических соединениях четырехвалентен, кислород — двухвалентен, а водород и галогены — одновалентны;

- свойства вещества зависят не только от того, какие атомы и в каком количестве входят в состав молекул, но и от порядка соединения их в молекулах (химического строения).

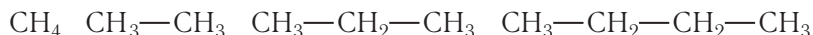
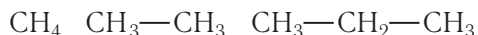
Теперь после изучения основных классов органических соединений и их свойств вы можете полнее и глубже оценить значение положений теории химического строения.

Атомы углерода способны последовательно соединяться друг с другом с образованием углеродных цепей различной длины или циклов разных размеров, приводя к устойчивым органическим веществам. Существует большое число веществ в рамках одного класса, которые в химии объединены в гомологические ряды веществ по ряду аналогичных признаков.

Гомологические ряды органических веществ

На примере гомологического ряда насыщенных углеводородов напомним значение основных понятий, описывающих эти ряды, а затем попытаемся на конкретных примерах веществ других классов убедиться в существовании таких рядов.

Метан, этан, пропан, бутан — представители гомологического ряда насыщенных углеводородов. Рассмотрим молекулярные и сокращенные структурные формулы этих веществ.

Молекулярные формулы**Сокращенные структурные формулы**

метан

этан

пропан

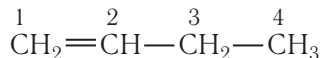
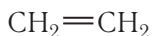
бутан

Каждый последующий член ряда отличается от предыдущего на одну и ту же группу атомов $\text{—CH}_2\text{—}$, называемую **гомологической разностью**. Общая формула веществ гомологического ряда насыщенных углеводородов (алканов) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Зная общую формулу ряда и поняв, что представляет собой явление гомологии, можно написать формулу алкана с любым числом атомов углерода.



Некоторые из алканов еще не синтезированы или не выделены в чистом состоянии, если они существуют в природе. А для алкана с 1000 атомами углерода правилами даже не предусмотрено название! В справочнике органических соединений Beilstein одним из последних описанных насыщенных углеводородов является алкан с 122 атомами углерода: $\text{C}_{122}\text{H}_{226}$.

Явление гомологии свойственно всем другим классам органических соединений. Вспомним названия веществ с одной двойной связью в молекуле: этен, пропен, бутен-1. Молекулярные и структурные формулы этих веществ свидетельствуют о том, что они гомологи.

Молекулярные формулы**Сокращенные структурные формулы**

этен

пропен

бутен-1

Общая формула веществ гомологического ряда ненасыщенных углеводородов с одной двойной связью C_nH_{2n} . Используя общую формулу, можно написать молекулярную формулу гомолога с любым числом атомов углерода, т. е. точно так же, как и в случае с алканами.

Вспомним общую формулу гомологов ненасыщенных углеводородов с тройной связью: C_nH_{2n-2} . Используя общую формулу, можно написать молекулярную формулу гомологов ацетилена $HC\equiv CH$, например, с тремя C_3H_4 и четырьмя C_4H_6 атомами углерода. Их молекулярные и структурные формулы также подтверждают то, что они являются гомологами.

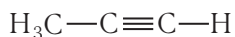
Молекулярные формулы



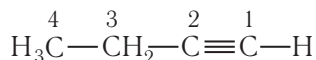
Сокращенные структурные формулы



ацетилен
(этин)



пропин



бутин-1

Знакомясь с представителем класса одноатомных насыщенных спиртов, вы узнали формулу спирта этанола — C_2H_5OH . Однако простейшим спиртом этого ряда является метанол CH_3OH . Кроме данных спиртов, существуют другие спирты, состав которых выражается формулой $C_nH_{2n+1}OH$. Эти вещества также образуют гомологический ряд.

С существованием гомологов вы знакомились и на примере представителей насыщенных одноосновных карбоновых кислот — муравьиной и уксусной. Ряд таких кислот можно продлить. Рассмотрев формулы нескольких кислот, записанных также в порядке возрастания числа атомов углерода, вы сможете убедиться в наличии гомологического ряда насыщенных одноосновных кислот с общей формулой $C_nH_{2n+1}COOH$:



и т. д.

Для любых классов органических соединений существует общая формула ряда. Этой формулой можно пользоваться для написания формул гомологов так же, как и в случае алканов.

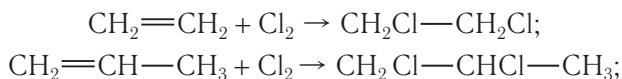
В таблице 14 предлагаются формулы нескольких представителей гомологических рядов.

Таблица 14. Гомологические ряды некоторых классов органических соединений

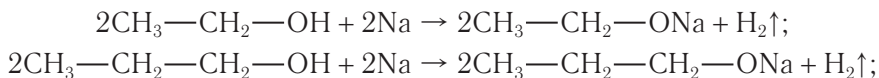
Название класса	Общая формула членов гомологического ряда	Сокращенные структурные формулы гомологов
Алканы	C_nH_{2n+2}	CH_4 CH_3-CH_3 $CH_3-CH_2-CH_3$
Алкены	C_nH_{2n}	$CH_2=CH_2$ $CH_2=CH-CH_3$ $CH_2=CH-CH_2-CH_3$
Алкины	C_nH_{2n-2}	$HC\equiv CH$ $HC\equiv C-CH_3$ $HC\equiv C-CH_2-CH_3$
Спирты	$C_nH_{2n+1}OH$	CH_3-OH CH_3-CH_2-OH $CH_3-CH_2-CH_2-OH$
Карбоновые кислоты	$C_nH_{2n+1}COOH$	$H-COOH$ CH_3-COOH CH_3-CH_2-COOH

Следует отметить, что члены одного гомологического ряда имеют схожие химические свойства. Например:

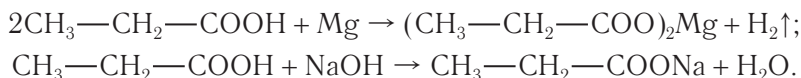
1) любые гомологи этилена присоединяют водород или галогены так же, как этилен, по месту разрыва двойной связи:



2) гомологи метанола и этанола реагируют (только с разной скоростью) с металлическим натрием:



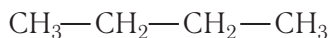
3) гомологи уксусной кислоты сходным образом реагируют (также с разной скоростью) с активными металлами, щелочами:



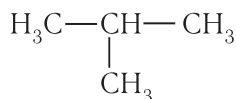
Изомерия органических соединений

Соединения, имеющие один и тот же качественный и количественный состав, но различное химическое строение называют **изомерами**. Изомерия характерна для всех классов органических соединений.

С изомерией вы познакомились, рассматривая различное химическое строение углеводорода с молекулярной формулой C_4H_{10} . Этот углеводород может существовать в виде двух изомеров, отличающихся неразветвленным (*а*) и разветвленным (*б*) строением углеродного скелета:



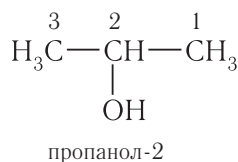
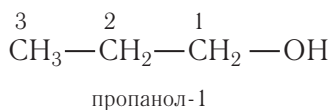
C_4H_{10}
бутан
а



C_4H_{10}
изобутан
б

Изомерия у веществ, имеющих в своем составе функциональные группы, например $-OH$, проявляется в разном местоположении групп в углеводородной цепи. Рассмотрим изомеры на примере одноатомных насыщенных спиртов.

Изомеры спирта состава C_3H_7OH :



В таблице 15 приведены факты, демонстрирующие различия физических свойств изомеров.

Таблица 15. Свойства двух изомеров с молекулярной формулой C_3H_8O

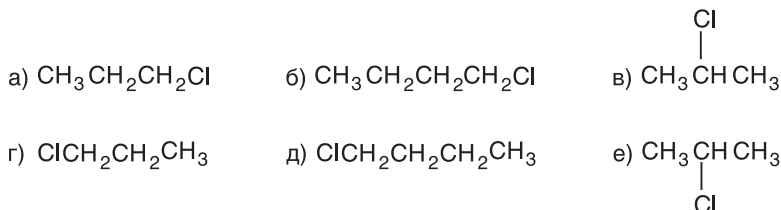
Состав	Формула	Название вещества	Относительная молекулярная масса	Температура, °С	
				плавления	кипения
C_3H_7OH	$CH_3CH_2CH_2OH$	Пропанол-1	60	-127	+97,2
C_3H_7OH	$\begin{array}{c} CH_3CHCH_3 \\ \\ OH \end{array}$	Пропанол-2	60	-89,5	+82,4

Фактический материал курса органической химии объединяется теорией химического строения органических соединений.

Многообразие классов и большое число органических соединений объясняется: а) способностью атомов углерода соединяться друг с другом с образованием длинных цепей и циклов; б) прочностью химических связей; в) явлением изомерии.

Вопросы и задания

1. Какое явление в органической химии называется гомологией? Что такое гомологи?
2. Какие вещества в органической химии называют изомерами?
3. Являются ли вещества — C_2H_6 и C_2H_4 — гомологами?
4. Приведите общие формулы гомологических рядов алканов и алкенов. Чем они отличаются друг от друга и по какой причине?
5. Из приведенных формул веществ выберите те, которые являются изомерами:



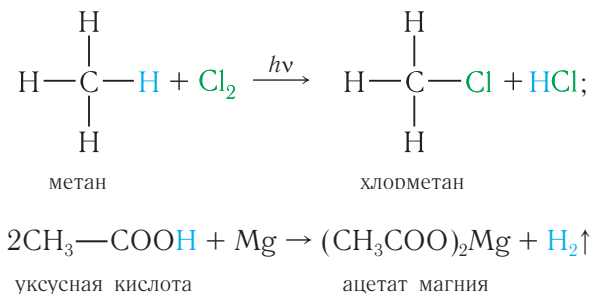
6. Запишите уравнения реакций: а) бутена-2 с бромом; б) метанола с натрием.
7. Назовите типы изомерии и типы изомеров в органической химии.
8. Составьте структурные формулы всех возможных изомеров с молекулярной формулой C_4H_9Cl .
9. Приведите уравнение реакции бутановой кислоты с гидроксидом калия.
10. Напишите структурную формулу и назовите по систематической номенклатуре продукт реакции между 2,3-диметилбутеном-2 и хлороводородом.

§ 49. Взаимосвязь основных классов органических соединений

При изучении химических свойств представителей важнейших классов органических соединений вы могли убедиться, что возможно получение веществ одних классов из веществ других классов. Следовательно, различные классы органических соединений связаны друг с другом конкретными химическими реакциями.

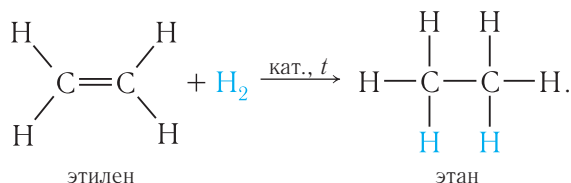
В органической химии различают следующие типы реакций.

Реакции замещения — реакции, при которых один атом, чаще всего атом водорода, замещается на атом другого элемента:



В обоих случаях происходит замещение атома водорода на атом другого элемента.

Реакции присоединения — реакции, при которых по месту кратных связей (двойной или тройной) происходит присоединение простых веществ:

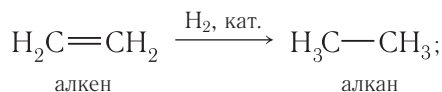


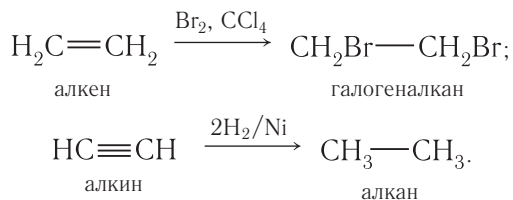
Особенностью таких реакций является разрыв одной кратной связи или двух.

Знание химических свойств веществ и взаимных переходов необходимо химикам для того, чтобы синтезировать новые вещества.

Рассмотрим для примера, какие классы органических соединений можно получить из какого-либо конкретного класса веществ, например из алкенов и алкинов. Все записи, отражающие процессы, представим в виде схем превращений.

Схемы записываются в упрощенном виде: формулы исходных и конечных соединений, разделяемые стрелкой. Над стрелкой указываются условия проведения реакции, растворитель или вещества, с помощью которых удастся осуществить превращения:





Следовательно, сама возможность получения веществ одного класса из другого заложена в природе вещества. Знание этой природы, а также условий проведения химических реакций позволяет получать вещества одного класса из веществ другого класса.

Однако перед химиками ставится и более сложная задача. Допустим, необходимо, исходя из карбида кальция, получить этан:



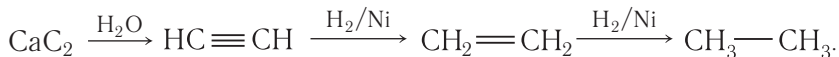
Многие реакции, в том числе и эту, в одну стадию провести невозможно. Необходимо осуществить процесс получения этана в несколько стадий, последовательно выполнив ряд реакций. Следовательно, в данном случае для выполнения задачи необходимо прежде всего теоретическое решение, результаты которого можно записывать в виде определенной схемы, отражающей последовательность проведения реакций.

Лучше всего теоретический анализ решения данной задачи начинать с конечного продукта, этана. Этан легко можно получить из этилена, который, в свою очередь, получают из ацетилена.

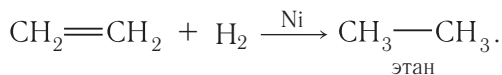
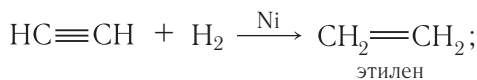
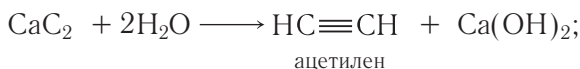
Предложенную задачу сначала записывают в форме последовательных названий веществ:



Затем этот ряд записывается формулами, исходя из конкретного задания:



Далее записываются уравнения реакций:



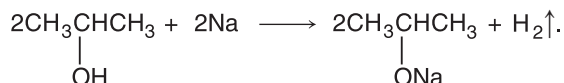
Следует отметить, что получение новых, не известных ранее веществ является только одной из многих причин синтеза. Чаще всего синтез осуществляется для получения веществ с заранее нужными или заданными свойствами или доказательства строения выделенного природного вещества.

Вещества различных классов органических веществ взаимосвязаны друг с другом, поэтому знание их свойств позволяет химикам получать новые вещества, синтезировать вещества с заранее заданными свойствами.

Вопросы и задания

1. Приведите пример реакции присоединения.
2. Назовите основные причины теоретического и практического характера, стимулирующие ученых-органиков синтезировать вещества.

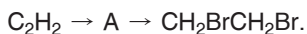
3. Укажите тип реакции:



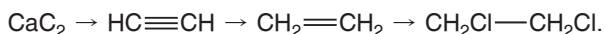
4. Составьте схемы двух способов получения этана.
5. Напишите схему превращения: а) пропена в пропан; б) бутена-1 в бутан.
6. Какое вещество и какие условия необходимо использовать для превращения этана в хлорэтан?
7. Какие химические реакции следует провести для осуществления следующей схемы превращений:



8. Определите, какие химические реакции следует провести для получения продукта согласно следующей схеме превращений:



9. Укажите над стрелками условия осуществления данных реакций:



§ 50. Важнейшие химические составляющие пищи

Человеку для поддержания нормального функционирования организма требуются белки, жиры, углеводы, витамины, а также неорганические вещества, микроэлементы, вода. Эти жизненно важные вещества он получает с пищей (рис. 156). Знание строения и свойств биологически важных веществ позволяет понять их химическую природу и превращения в организме. Каждая из перечисленных групп веществ выполняет в организме человека конкретные функции.



Рис. 156. Продукты питания

Белки

В организм человека белки попадают вместе с продуктами питания. Различают белки животного и растительного происхождения. Животные белки содержатся в мясе, рыбе, молочных продуктах, яйцах. Растительных белков много в зерновых и бобовых культурах. Уникальным составом аминокислот отличаются белки твердых сортов пшеницы и, соответственно, продукты питания, изготовленные из такой пшеницы.

Белки, входящие в состав пищи, в пищеварительной системе расщепляются на отдельные аминокислоты, из которых организм строит свойственные ему белки. Аминокислотный состав белков растительного и животного происхождения не равноценен, поэтому растительная белковая пища не может заменить белковую пищу животного происхождения. Необходимо, чтобы продукты питания содержали оба вида натуральных белков.

Белки — важнейший компонент продуктов питания, необходимый для построения и возобновления тканей организма, восполнения энергетических затрат человека. Функции белков в организме человека разнообразны. Кроме названных, можно отметить такие, как каталитическая, транспортная, защитная, двигательная.



В лаборатории решили определить, содержится ли белок в бульонных кубиках «Магги» и «Галина Бланка». Кубики растворили в воде и к растворам добавили реактивы для проведения качественной реакции на белки — растворы щелочи и соли меди(II). Ни в одном растворе бульонных кубиков не появилась характерная фиолетовая окраска, которая бы указывала на наличие белка.

Жиры

Жиры так же, как и белки, поступают в наш организм с пищей. Жиры человек получает, употребляя мясо, особенное жирное, сало, различного рода растительные масла.

Под влиянием ферментов жиры в организме расщепляются на глицерин и карбоновые кислоты, которые поступают в клетки тканей, где организм син-

тезирует свойственные ему жиры. Окисление жиров дает организму энергию, необходимую для жизнедеятельности.

Жиры служат важным источником жирорастворимых витаминов. Например, сливочное масло, сметана, рыбий жир содержат витамины А и D, а арахисовое масло содержит витамин Е.



Существуют растительные масла, обладающие необыкновенными лечебными свойствами. В восточной Индии растет растение, из которого извлекают *хаульмугровое масло*. Этим маслом в Китае и Индии сотни лет пользовались для лечения такой опасной болезни, как лепра (в быту она называется проказой).

В организме человека в процессе биохимических реакций с участием жиров выделяется значительное количество энергии, необходимой человеку для поддержания жизни. При полном окислении жира массой 1 г в организме выделяется 37,7 кДж энергии, что в два раза больше, чем при окислении белка или углеводов массой 1 г.

Кроме источника энергии, жиры являются поставщиком необходимых организму ненасыщенных карбоновых кислот, которые поступают в результате гидролиза жиров, содержащих остатки этих кислот. Некоторые ненасыщенные кислоты не синтезируются в организме человека, а для нормальной жизнедеятельности они необходимы, поэтому важно, чтобы эти кислоты с пищей поступали в организм ежедневно. Особенно богаты такими кислотами растительные масла и рыбий жир.

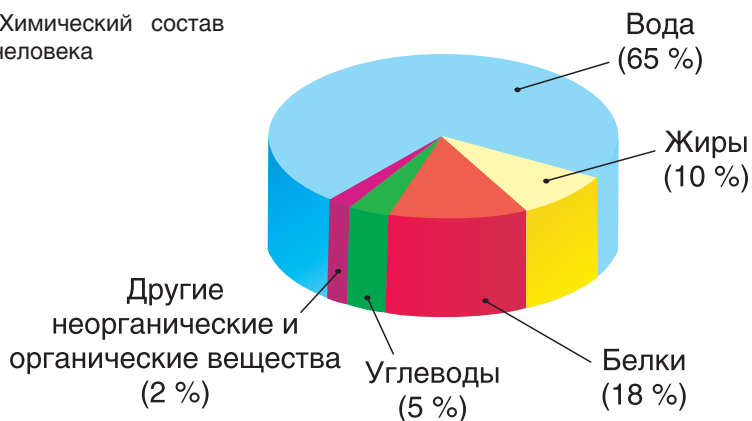
Предполагается, что ненасыщенные кислоты содействуют понижению содержания холестерина в крови человека. Избыток холестерина может оседать на стенках кровеносных сосудов и способствовать возникновению такой болезни, как атеросклероз.

Углеводы

Углеводы — глюкоза, сахароза, крахмал — попадают в организм вместе с богатой углеводами пищей: хлебом, мучными и макаронными изделиями, крупами, картофелем, фруктами, овощами. В организме человека крахмал гидролизруется до глюкозы, которая окисляется в каждой клетке организма. При этом выделяется то количество энергии, которое было затрачено в молекуле при ее образовании в процессе фотосинтеза. Следовательно, углеводы — один из источников энергии в организме.

С растительной пищей в организм человека попадает клетчатка (целлюлоза), которая не является питательным веществом, так как не расщепляется и не усваивается организмом. Она является необходимым балластным компонентом пищи и играет важную роль в регуляции деятельности кишечника, защищает его от механического и химического раздражения.

Рис. 157. Химический состав организма человека



Углеводы входят в состав клеток, принимают участие в обмене веществ.

Потребность организма в белках, жирах, углеводах, как и в других группах веществ, обусловлена химическим составом организма человека (рис. 157).

Витамины

В организме человека осуществляются сложнейшие катализируемые ферментами реакции, для которых не нужны высокие температуры или высокое давление. В этих реакциях участвуют витамины и некоторые минеральные вещества, которые не синтезируются в организме. Вот поэтому человек испытывает потребность в постоянном восполнении этих веществ с пищей. Сведения о содержании некоторых витаминов в продуктах питания приведены в таблице 16.

Таблица 16. Содержание витаминов в продуктах питания

Витамин	Продукты питания
А	Печень морских животных, морковь, сладкий перец, зеленый лук, салат
В ₆	Зеленый перец, печень крупного рогатого скота, зерна пшеницы
В ₁₂	Печень и почки животных, яичный желток
С	Шиповник, черная смородина, перец, петрушка, клубника, цитрусовые, белокочанная капуста и т. д.
D	Печень трески и тунца, сливочное масло
Н	Печень и почки животных, зерна ржи, цветная капуста
К	Шпинат, цветная и белокочанная капуста, томаты

Витамины — это органические вещества, которые требуются для нормального функционирования организма в малых дозах. Их можно классифицировать на жирорастворимые (витамины А, D, Е, К) и водорастворимые (например, витамины группы В и витамин С).

Жирорастворимые витамины могут запасаться и храниться в печени и жировых тканях. Однако избыток жирорастворимых витаминов в организме может вызывать токсические эффекты.

Водорастворимые витамины можно принимать часто, но также в малых дозах, как и жирорастворимые. Избыток водорастворимых витаминов, в отличие от жирорастворимых, выделяется с мочой.

В процессе приготовления пищи при длительной ее термической обработке витамины разрушаются. Следовательно, важно выдерживать пищу при высокой температуре строго определенное время.

Кроме витаминов, поступающих с пищей, используются различные синтетические витамины или витаминные комплексы (см. рис. 84). Это объясняется тем, что потребность человека в витаминах не могут удовлетворить только витамины, содержащиеся в пище, особенно зимой.



В фруктах и овощах, кроме различных витаминов, содержится много антиоксидантов — веществ, защищающих сердечно-сосудистую систему человека от возникновения возможных заболеваний, таких как опухолевые новообразования, катаракта, и уменьшающих скорость старения организма. Антиоксиданты также содержатся в черном шоколаде, в молочном шоколаде их в два раза меньше (в белом — их вообще нет).

Дневной рацион питания школьника

Одной из важнейших проблем, от решения которой зависит здоровье человека, является проблема правильного питания.

Во всех странах мира существуют институты питания, которые разрабатывают оптимальный рацион для людей определенного пола и возраста. Вы также можете определить уровень своей допустимой энергетической нагрузки, получаемой ежедневно с пищей. Человеку в вашем возрасте требуется пища, общая энергетическая емкость которой составляет приблизительно от 2500 ккал (девушки) до 2800 ккал (юноши) (занимающимся спортом — на 300—500 ккал больше). Дневная норма должна содержать примерно белки массой 75—90 г, жиры массой 80—90 г и углеводы массой 300—400 г, из них моносахариды массой не более 100 г.

Сведения о содержании белков, жиров и углеводов в некоторых продуктах питания и их энергетическая ценность приведены в таблице 18.

Таблица 18. Содержание белков, жиров и углеводов
(в % на 100 г) в продуктах питания

Продукты	Содержание			Энергия	
	белков	жиров	углеводов	кДж на 100 г пищи	ккал на 100 г пищи
Хлеб черный	9	2	50	1010	241
Масло	0,5	85	0,8	3140	751
Йогурт (фруктовый)	5	1	18	410	98
Сыр	25	35	0	1810	432
Молоко	3	4	5	270	65
Яйцо вареное	12	12	0,7	570	136
Цыплята	30	7	0	770	184
Говядина	27	15	0	1600	382
Свинина	15	42	0	2100	502
Яблоко	0,4	0,4	10	190	45
Банан	1	0	11	320	77
Апельсин	1	0,2	10	150	36
Морковь	1	0	4	80	19
Чипсы	6	38	49	2940	703
Шоколад	9	38	55	2000	478
Сахар	0	0	100	1650	394

Продолжение

Продукты	Содержание			Энергия	
	белков	жиров	углеводов	кДж на 100 г пищи	ккал на 100 г пищи
Мороженое	4	11	20	890	212
Пирожное	8	25	61	1700	401
Крупа гречневая	13	4	55	1401	335
Макароны	11	1	75	1410	337

Для нормального функционирования организму требуются белки, жиры, углеводы, витамины, минеральные вещества.

Химические составляющие белков, жиров, углеводов являются исходными веществами для построения организмом человека собственных индивидуальных жиров, белков и сложных небелковых органических веществ.

Жиры, углеводы, белки являются источниками энергии, необходимой для поддержания жизнедеятельности организма человека.

Вопросы и задания

1. Назовите органические компоненты пищи, необходимые человеку.
2. Назовите продукты питания, которые наиболее богаты белками, жирами, углеводами.
3. Какие химические реакции происходят в организме с белками и жирами?
4. Какие химические реакции происходят в организме с углеводами (крахмалом, сахарозой, глюкозой)?
5. Какие функции реализует организм человека за счет продуктов расщепления: а) белков; б) жиров; в) углеводов, поступающих в организм вместе с пищей?
6. Как вы понимаете, что такое «дневной рацион питания»?
7. Составьте несколько вариантов питания на день, варьируя произвольно продукты питания так, чтобы энергетическая емкость потребляемой пищи составляла приблизительно 2600 ккал.
8. Рассчитайте количество теплоты, которая выделяется в организме человека в процессе биохимических реакций с участием жиров за: а) неделю; б) месяц (30 сут), если масса суточной нормы жира составляет 100 г и при окислении жира массой 1 г выделяется примерно 37,7 кДж теплоты.

§ 51. Химия и охрана окружающей среды

Проблемы химической безопасности и грамотного использования достижений химии относятся к глобальным проблемам современной цивилизации.

Биосфера

Окружающая среда на нашей планете охватывает собой **биосферу**, т. е. сферу органической жизни на Земле. С составом биосферы вы познакомились, изучая биологию, географию и другие предметы. Напомним, что в состав биосферы входят: атмосфера, литосфера (часть земной коры и почва), гидросфера (океаны, моря, реки, озера, пруды), флора и фауна, климат.

Биосфера, в которой существует жизнь на нашей планете, складывается из ряда экологических систем. До конца XVII в. между деятельностью человека и природой существовало равновесие. Деятельность человека, например вырубка лесов, распаивание почв, выброс различных веществ в атмосферу, компенсировалась природой. Но в последующий период истории производственная деятельность человека привела к нарушению сложившегося экологического равновесия. **Загрязнение окружающей среды** мы связываем прежде всего с отравлением воды, воздуха, почвы, которое непосредственно влияет на здоровье и самочувствие человека. На рисунке 158 приведены основные типы загрязнений воды и воздуха и их источники.

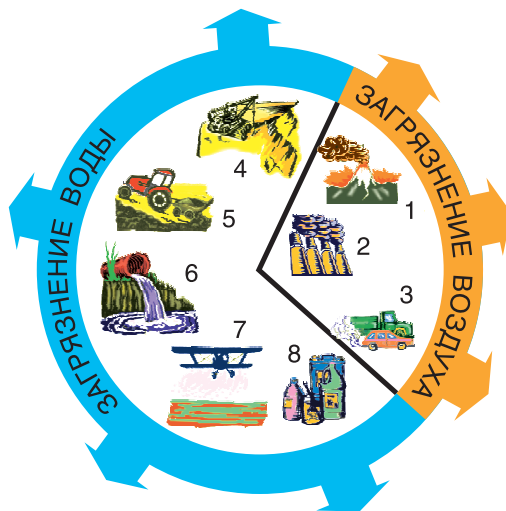


Рис. 158. Основные пути загрязнения воды и воздуха: 1 — лесные и торфяные пожары; сжигание мусора, извержения вулканов; 2 — газообразные отходы промышленных предприятий; 3 — продукты сжигания топлива; 4 — отвалы горных пород и отходов промышленных производств, свалки мусора; 5 — использование минеральных удобрений и навоза; 6 — стоки промышленных предприятий и канализационные сбросы; 7 — химические средства защиты растений; 8 — нефтепродукты и отравляющие вещества

Химия и производство

Многие химические реакции, о которых шла речь в предыдущих параграфах учебника, осуществляются при производстве химической продукции в промышленных масштабах. Химическая промышленность выпускает огромное многооб-

разие химических веществ, и их число продолжает расти по мере возрастания потребностей общества. Лекарства, удобрения, мыла и моющие средства, красители, синтетические волокна, пищевые добавки — это только некоторые виды продукции, выпуск которой зависит от химической промышленности. По объему промышленного производства в мире лидируют такие химические соединения, как серная, азотная, соляная и фосфорная кислоты; азот, хлор и кислород; оксид кальция; гидроксид натрия и др. На первый взгляд может быть неясно, зачем существует производство такого вредного соединения, как хлор, но ведь никто не возражает против использования хлорсодержащих лекарственных препаратов или каучука.

В последние годы интенсивно развивается новый подход к производству химических веществ — *зеленая химия*, которая основывается на безопасных для окружающей среды химических синтезах, минимизации энергетических затрат, использовании возобновляемого сырья, получении биоразлагаемых продуктов и др.



Длительность разложения различных отходов в естественных условиях существенно различается. Так, макулатура разлагается в течение 1—2 лет, пластмассы — в течение 100 лет, банки от напитков — в течение сотен лет.

Деятельность любого химического предприятия связана с использованием природных ресурсов (вода, воздух, минеральное и органическое сырье) и энергии. Получаемые на химических предприятиях продукты зачастую представляют реальную опасность для существующих экосистем. Кроме того, любое производство имеет отходы. Газы выбрасываются в атмосферу, жидкие отходы — в канализацию, а иногда и в реки, твердые и некоторые жидкие отходы сжигают в специальных печах или захоранивают на специально оборудованных полигонах.

Поскольку химические предприятия потенциально опасны, их не строят непосредственно в городах. На самих предприятиях существуют жесткие требования по охране труда, установлены *предельно допустимые концентрации* (ПДК) вредных веществ в атмосфере, предусмотрены средства индивидуальной защиты работников.

Химическое загрязнение окружающей среды

Химическое загрязнение окружающей среды обусловлено целым рядом факторов. Это прежде всего отравление воды, почвы и воздуха отходами химических производств. Загрязнение **воды** приводит к повышению концентрации биогенных элементов (азота, серы, фосфора, калия и др.). Это в свою очередь вызывает бурное развитие водорослей, водоемы превращаются в болота. За-



Рис. 159. Кислотные осадки и их влияние на экосистемы

грязнение воды соединениями металлов (свинца, ртути, кадмия, селена и др.) при превышении их ПДК вызывает серьезные нарушения в здоровье людей. Загрязнение органическими веществами промышленного и природного происхождения приводит к уменьшению количества растворенного в воде кислорода, водоемы теряют способность к самоочищению, вода приобретает гнилостный запах, гибнут рыба и другие обитатели водоемов.

Воздействие на **атмосферу** продуктов сжигания топлива из-за содержания в них оксидов углерода, азота и серы приводит к снижению качества воздуха и вызывает кислотные дожди (рис. 159). Из-за переноса воздушных масс на большие расстояния кислотные дожди могут выпадать на расстоянии сотен километров от источника загрязнения. Они губительно действуют на строительные сооружения, памятники архитектуры (рис. 160). Выбросы углекислого газа и химических веществ, снижающих содержание озона, могут привести к изменению климата или образова-



Рис. 160. Разрушение памятника старины

нию «озоновых дыр». Загрязнение атмосферы может быть связано также с попаданием в нее твердых частиц (цементная пыль, пыль горно-металлургических предприятий и т. д.). Накопление в атмосфере пыли, задерживающей солнечные лучи, может привести к понижению температуры на Земле.



Выбросы вредных веществ двигателями внутреннего сгорания в условиях высокой влажности могут приводить к образованию **смога** в атмосфере больших городов. Известно много экологических катастроф из-за образования смога, приведших к гибели людей и массовой заболеваемости.

Загрязнение **почвы** возможно не только в случае попадания в нее отходов химических производств или солей тяжелых металлов, но и при неграмотном применении минеральных удобрений и пестицидов. Загрязняющие вещества из почвы по пищевым цепочкам способны попадать в организм человека, концентрироваться в нем и приводить к отравлению.

Наконец возможно потенциальное заражение воздуха, воды и почвы *радиоактивными отходами*, образующимися при производстве ядерного оружия и атомной энергии. Особый интерес к таким загрязнителям связан с ликвидацией последствий аварий на Чернобыльской АЭС в апреле 1986 г. и на АЭС Фукусима-1 в Японии в 2011 г.



Радиоактивный стронций-90 (^{90}Sr) является аналогом кальция и при поступлении в организм включается в минеральный обмен. Значительное количество стронция откладывается в скелете, приводя к облучению не только костей и костного мозга, но и других тканей. При правильном питании происходит выделение стронция из организма, а голодание, напротив, способствует его накоплению.

Главная проблема загрязнения окружающей среды — **безграмотное использование** химических веществ. Поэтому изучение химических и экологических свойств веществ позволяет не только их рационально использовать, но и свести к минимуму отрицательные воздействия на окружающую среду.

Защита окружающей среды

Наилучшим способом решения проблемы защиты окружающей среды является применение *безотходных* или *малоотходных технологий*. При безотходной технологии (рис. 161) рационально используются все компоненты сырья и энергии в технологическом цикле. В малоотходном производстве вредное воздействие на среду не превышает допустимого уровня. Например, при промышленном синтезе аммиака непрореагировавшие азот и водород (отходы) многократно возвращаются в производство.

На любом производстве необходимо предусмотреть *очистку отходов*. Методы очистки отходов можно разделить на физические, химические и биоло-

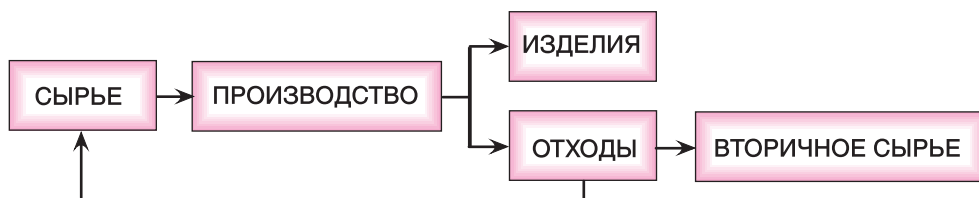


Рис. 161. Схема безотходного производства

гические. К *физическим методам* относят: фильтрацию, осаждение в специальных отстойниках, промывание, пыле- и газоулавливание и др. *Химические методы* очистки отходов связаны с их переводом в нерастворимое или малорастворимое состояние, нейтрализацией, окислением или восстановлением. Например, отходы соляной кислоты в лаборатории можно нейтрализовать обработав ее содой:



В настоящее время большое значение приобретает *биологическая очистка* сточных вод (рис. 162). После отстойников сточные воды помещают в специальную камеру, где через воду пропускают воздух. Это приводит к быстрому росту бактерий, которые питаются органическими примесями в воде. Бактерии образуют массу, называемую активным илом. Этот ил оседает в отстойниках. Степень очистки воды при использовании биохимического способа достигает 90 %.



Рис. 162. Установка по очистке сточных вод

Необходимо отметить, что отходы производства могут рассматриваться как источники *вторичного сырья*. Так, переработка отходов ОАО «Гомельский химический завод» позволит получать гипс, а твердые отходы использовать при строительстве дорог. Металл в виде вторичного сырья используется уже довольно широко: примерно половина мирового производства связана с его переработкой.

Загрязнение окружающей среды — это прежде всего отравление воды, воздуха, почвы, непосредственно влияющее на здоровье и самочувствие человека.

Главная проблема загрязнения окружающей среды связана с безграмотным использованием химических веществ.

Наилучшим способом защиты окружающей среды является применение безотходных или малоотходных технологий, комплексная переработка отходов.

Известны физические, химические и биологические методы очистки отходов.

Вопросы и задания

1. Назовите основные факторы, вызывающие химическое загрязнение окружающей среды.
2. К чему может привести сброс минеральных удобрений в водоемы? Почему появление синезеленых водорослей в них является тревожным признаком?
3. Какие экологически опасные газы могут выбрасываться в атмосферу при работе предприятия по производству: а) серной кислоты; б) азотной кислоты? Составьте уравнения соответствующих реакций.
4. Приведите уравнения реакций, позволяющие объяснить, как в загрязненной атмосфере мрамор превращается в гипс.
5. Сравните экологическую безопасность органических и минеральных удобрений. Известны ли вам нормы внесения минеральных удобрений в почвы вашего региона?
6. Какие средства защиты растений используются в вашем приусадебном (дачном) хозяйстве? Какие химические вещества входят в их состав? Внимательно прочитайте инструкцию к использованию пестицидов. Какие правила техники безопасности надо соблюдать при работе с ними?
7. Подготовьте сообщение об экологических проблемах, связанных с получением и переработкой стекла, цемента.
8. Какие предприятия расположены в вашем районе (городе)? Какую продукцию они выпускают? Как осуществляется переработка отходов на этих предприятиях?

Предметный указатель

А

Азот 10, 40, 41
Аланин 179
Алканы 102
Алкены 115
Алкины 123
Аллотропия 12, 210
Алмаз 12, 60

Амины

ароматические 175
насыщенные 173
свойства 174, 176
строение 173

Аминокислоты

свойства 180
строение 178

Аммиак 42, 44

Аммония соли 46, 55

Аммофос 56

Анилин 175

Апатит 41

Астат 15

Ацетилен 123

Б

Белки

вторичная структура 199
денатурация 200
первичная структура 199
строение 199

Бензин 133

Бензол 127

Бетон 78

Брожение спиртовое 166

Бром 6, 11, 15, 23

Бромбензол 130

Бромоводород 17

Бутан 102, 105, 107, 217

Бутены 120

Бутин 125, 215

В

Вещества

азотсодержащие 173
кислородсодержащие 136
молекулярного строения 10, 206
немолекулярного строения 10, 206

Висмут 40

Витамины 86, 224

Вода

аммиачная 45
бромная 16
известковая 65
хлорная 16

Водород 10, 209

Высокомолекулярные соединения 185

Г

Газ

природный 132
угарный 64
углекислый 64

Газойль 133

Газы благородные 6, 210

Галогены 6, 15, 22

Гексан 105

Гептан 105

Германий 58

Гидриды 211

Гидролиз

белков 200
жиров 160
крахмала 192
сахарозы 169
целлюлозы 196

Гипс 39, 79

Глицерид 158

Глицерин 145

Глицин 179

Глюкоза

нахождение в природе 164
получение 164
свойства 164
строение 164

Гомологи 103

Гомологическая разность 103, 214

Гомологический ряд

алканов 103, 214
алкенов 119, 214
алкинов 124, 215
карбоновых кислот 152, 215
спиртов 138, 215

Графит 11, 12, 59

Группа функциональная

аминная 173
гидроксильная 136, 217
карбоксильная 149

Группы

- алкильные 112, 137, 150
- метильная 112
- пептидная 181
- углеводородные 112

Гудрон 133

Д

Денатурация 200

Диоксин 24

Дипептиды 181

Дисахариды 164, 169

Дихлорметан 100

Ж

Железная окалина 30

Жиры

- применение 161
- свойства 159, 160
- состав 158
- строение 158

И

Известняк 69, 78, 80

Известь 78

Изобутан 108, 217

Изомерия органических соединений

- алканов 107, 217
- алкенов 120
- алкинов 125
- спиртов 139, 217

Изомерия структурная 109

Изомеры 108, 217

Иод 3, 11, 15, 23

Иодоводород 17

К

Керамика 76

Керосин 133

Кислород 10, 12, 27

Кислота

- азотная 48
- аминоуксусная 179
- кремниевая 72
- масляная 158
- муравьиная 150
- олеиновая 149, 159
- пальмитиновая 152, 159
- серная 34
- сернистая 33
- соляная 19

стеариновая 152, 159

угольная 65, 68

уксусная 149, 151

фосфорная 52

хлороводородная 19

Кислотные дожди 34, 230

Кислоты

ароматические 149

высшие 152

двухосновные 149

карбоновые 149

насыщенные 149

ненасыщенные 149

низшие 152, 158

одноосновные 149

Крахмал

нахождение в природе 191

получение 191

свойства 192

строение 191

Крекинг 117

Кремний 58, 61

Кристаллы

атомные 11

молекулярные 11

Купорос

железный 39

медный 39

Л

Лавсан 147

М

Мазут 133

Макроэлементы 54

Мел 70, 80

Металлы 6, 30

Метан 97

Метановая кислота 150

Метанол 137, 140

Метиламин 173

Микроэлементы 54

Минеральные удобрения

азотные 55

калийные 56

фосфорные 56

Мономеры 187

Моносахариды 164

Мочевина 45, 55

Моющие вещества синтетические 161

Мрамор 70, 71

Мышьяк 40

Н

Неметаллы 6, 209

Нефтепродукты 133

Нефть

нахождение в природе 132

перегонка 132

свойства 132

состав 132

Номенклатура

алканов 111

алкенов 119

алкинов 124

спиртов 137

О

Озон 12, 27

Озоновый слой 12

Окислители 7, 30, 31, 37, 42

Оксиды

азота 43, 48

кремния 66

серы 33

углерода 63, 64

фосфора 43, 51

Олово 58

Органическая химия 83

П

Парниковый эффект 134

Пентан 105, 107

Пентины 125

Пептидная связь 181

Пирит 27

Поливинилхлорид 186

Полимеры 185, 186

Полипептиды 182

Полисахариды 164, 191

Полистирол 186

Полиэтилен 186, 188

Полоний 26

Поташ 56

Пропан 102, 105, 107, 214

Пропанол 138, 217

Пропен 119, 214

Пропиламин 175

Пропин 125, 215

Р

Реакции

гидролиза 160, 169, 192, 200

горения 101, 134

замещения 99, 129, 219

окисления 101

полимеризации 186

присоединения 45, 116, 124, 219

синтеза 99

Реакции качественные на

алкены 117

аммония ионы 45

белки 202

карбонат-ионы 69

крахмал 193

многоатомные спирты 146

сульфат-ионы 38

хлорид-ионы 19

С

Сахароза 168

Свинец 58

Связь химическая

двойная 97, 115

одинарная 97, 99

тройная 97, 123

Селен 26

Селитра

аммиачная 49, 55

калийная 49, 55

натриевая 49, 55

Сера

кристаллическая 27

пластическая 28

Сероводород 31

Сильвинит 22, 58

Сода

кальцинированная 70

кристаллическая 70

питьевая 71

Соединения ароматические 127

Соли

ацетаты 154

бромиды 23

гидрокарбонаты 68, 70

гидрофосфаты 52

дигидрофосфаты 52

иодиды 23

карбонаты 9, 65, 68, 70
нитраты 49
силикаты 9, 73
сульфаты 9, 34, 39
сульфиды 9, 31
сульфиты 33
хлориды 9, 19, 22
фосфаты 9, 52
фториды 23
Спирт
 нашатырный 45
 метиловый 138
 пропиловый 138
 этиловый 138
Спирты
 изомерия 139
 классификация 136
 многоатомные 136, 145
 насыщенные 136
 ненасыщенные 136
 номенклатура 137
 одноатомные 136
 определение 136
 свойства 140, 141
 строение 136
Стекло 79
Стекло жидкое 73
Строение химическое 88
Структурное звено полимеров 187
Суперфосфат 56
Сурьма 40
Т
Теллур 26
Теория химического строения 92, 213,
Тетрахлорметан 100
Трихлорметан 100
У
Углеводороды
 ароматические 127
 насыщенные 97
 ненасыщенные 97, 115
 циклические 84, 120, 127
Углеводы 163
Углерод 58, 59, 83

Ф
Формула общая
 алканов 103, 214
 алкенов 119, 215
 алкинов 124, 215
 кислот одноосновных насыщенных 150,
 215
 спиртов одноатомных 137, 215
Формулы
 молекулярные 88, 103
 структурные 88, 103
Фосфор
 белый 41
 красный 41, 42
 черный 41
Фосфорит 56
Фосфоритная мука 56
Фреоны 24
Фруктоза 169
Фтор 6, 10, 15, 22, 23, 25
Фтороводород 17
Х
Халькогены 26
Хлор 6, 10, 11, 15, 23
Хлорметан 99, 100
Хлороводород 17, 18
Хлорофилл 85
Хлороформ 100
Ц
Целлюлоза
 нахождение в природе 195
 свойства 196
 строение 195
Цемент 78
Э
Элементарное звено 192
Элементы органогенные 8, 209
Эссенция уксусная 152
Этан 102, 116
Этанол 137, 140
Этиламин 175
Этилен 115
Этиленгликоль 147

Ответы на расчетные задачи

Глава 1. Неметаллы

- § 1. 9. 13,5 г.
§ 2. 6. 1,25 моль; 28 дм³. 9. 150 г.
§ 3. 3. 89,6 м³; 2,4 · 10²⁴. 6. 0,3 моль.
8. 4,26 дм³.
§ 4. 2. 22, 3 моль. 6. 36,2 дм³. 7. 9 дм³.
9. 608 г; 2,5 моль.
§ 5. 5. 39,8 г. 6. 5,9 %. 8. 44,8 г.
9. 0,003 %.
§ 6. 5. Fe₂O₃. 6. 0,33; 0,14; 0,13.
7. 0,5 моль; 16 г. 8. 14,64 г.
§ 7. 5. 32 000 дм³. 6. 320 г; 112 дм³. 7. 64 г;
134,4 дм³; 44,8 дм³.
§ 8. 1. 6720 дм³; 300 моль. 4. 364,3 г
CaSO₄. 7. 180 г; 19 %. 8. 92,8 г;
1,16 моль.
§ 9. 3. 40,8 г. 6. 4,48 дм³. 7. 7,28 г; 0,82 г.
9. 300 г; 100 г. 10. 56 %.
§ 10. 3. 20 %. 7. В водороде.
§ 11. 1. 84 г; 12 г. 2. 448 000 дм³. 9. 17 %.
10. 0,98 моль; 21,95 дм³.
§ 12. 7. 1,98 моль. 8. 0,1 моль. 9. 406,5 г.
§ 13. 4. 980 г. 5. 27,5 см³. 7. Na₂HPO₄ —
гидрофосфат натрия; 142 г. 8. 20 %.
§ 14. 2. 0,21; 0,16; 0,35. 4. 1575 кг. 8. 69,4 г.
§ 15. 4. 37,5 моль. 5. 1,3 моль. 6. 0,5 моль.
7. 357 моль. 8. 4,97 кг.
§ 16. 3. 10 кг. 5. 2,15 моль. 7. 58,8 г.
§ 17. 7. 106 г. 9. 37 %. 10. 146 г.
§ 18. 2. 36 %. 4. 22,4 г. 5. 0,41 моль.
6. 1,53 моль. 7. 18,25 г.
§ 19. 5. 2,95 моль. 7. 256 кг. 8. 2094 моль
CaCO₃ и 2092 моль SiO₂.

Глава 2. Введение в органическую химию. Углеводороды.

- § 22. 6. 92,3 % C; 7,7 % H.
§ 23. 2. а) 14,1 % C; б) 7,8 % C; 5. 101 г.
§ 24. 6. C₃H₈.

- § 25. 5. C₄H₁₀.
§ 27. 8. 49,5 г.
§ 28. 7. 0,5 моль. 8. 16,8 дм³.
§ 29. 6. C₃H₄.
§ 30. 8. 3,9 г.

Глава 3. Кислородсодержащие органические соединения

- § 32. 10. В растворе этанола.
§ 33. 8. 3,584 дм³. 9. 30,24 дм³.
10. V₁ : V₂ = 1 : 1.
§ 34. 7. 26 %. 9. 78,4 дм³. 10. 1,5 моль
C₂H₅OH; 0,5 моль глицерина.
§ 35. 10. Прилить 300 г H₂O.
§ 36. 6. 12,6 г. 7. 9,52 дм³. 8. 0,6.
9. H₃PO₄.
§ 37. 9. 9,4 моль.
§ 38. 8. 4,44 моль. 9. 0,4. 10. 139,5 г.
§ 39. 7. 520 г сахарозы; 280 см³ H₂O. 8. 684 г.
9. 17,1 кг.

Глава 4. Азотсодержащие органические соединения

- § 40. 8. 0,8 моль. 9. 86,912 дм³.
10. 0,34 моль и 0,34 моль;
по 35,46 г кислоты в обеих реакциях.
§ 41. 9. 112 г. 10. 9 г.

Глава 5. Высокомолекулярные соединения

- § 42. 5. 10 000 г. 6. 2000.
§ 43. 8. 445,5 кг.

Глава 6. Обобщение знаний за курс химии общеобразовательной базовой школы

- § 46. 6. 0,117 моль; 36 %. 7. 110 г;
1,1 моль. 8. 165,9 г.
§ 47. 7. 112 дм³; 160 г. 8. 119 г; 74,5 г и
1 моль.
§ 50. 8. а) 26 390 кДж; б) 113 100 кДж.

Содержание

Глава 1. Неметаллы

§ 1. Общая характеристика неметаллов	6
§ 2. Простые вещества неметаллы	10
§ 3. Галогены — элементы VIIA-группы	5
§ 4. Хлороводород. Соляная кислота и хлориды	18
§ 5. Галогены в природе. Биологическое значение и применение галогенов и их соединений	22
§ 6. Кислород и сера — элементы VIA-группы	26
§ 7. Химические свойства кислорода и серы. Применение простых веществ	29
§ 8. Оксиды серы. Серная кислота	33
§ 9. Химические свойства и применение серной кислоты. Лабораторный опыт 1. <i>Обнаружение сульфат-ионов в растворе</i>	36 38
§ 10. Азот и фосфор — элементы VA-группы	40
§ 11. Аммиак	44
§ 12. Оксиды азота и азотная кислота	48
§ 13. Оксиды фосфора и фосфорная кислота	51
§ 14. Минеральные удобрения	54
§ 15. Углерод и кремний — элементы IVA-группы	58
§ 16. Оксиды углерода и кремния	63
Практическая работа 1. <i>Получение и изучение свойств оксида углерода (IV)</i>	67
§ 17. Угольная кислота и ее соли	68
Лабораторный опыт 2. <i>Обнаружение карбонат-ионов</i>	69
§ 18. Кремниевая кислота и ее соли	72
Практическая работа 2. <i>Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы»</i>	75
§ 19. Строительные материалы на основе природных оксидов и солей	76

Глава 2. Введение в органическую химию. Углеводороды

§ 20. Общая характеристика органических соединений	83
§ 21. Способы изображения органических соединений	87
§ 22. Теория химического строения органических соединений	92
§ 23. Насыщенные углеводороды. Метан	97
§ 24. Строение и физические свойства алканов	102
§ 25. Понятие об изомерии	107
§ 26. Номенклатура алканов и их производных	111
§ 27. Ненасыщенные углеводороды. Этилен	115
§ 28. Строение и свойства алкенов	119
Лабораторный опыт 3. <i>Изготовление шаростержневых моделей молекул углеводородов</i>	123
§ 29. Понятие об алкинах	—
§ 30. Понятие об ароматических углеводородах	127
§ 31. Природный газ и нефть	132

Глава 3. Кислородсодержащие органические соединения

§ 32. Спирты	136
§ 33. Химические свойства этанола	141
§ 34. Многоатомные спирты	145
Лабораторный опыт 4. <i>Изучение свойств глицерина</i>	148

§ 35. Карбоновые кислоты	149
§ 36. Химические свойства и применение уксусной кислоты	153
Лабораторный опыт 5. <i>Изучение химических свойств уксусной кислоты</i>	157
§ 37. Жиры	158
Лабораторный опыт 6. <i>Действие мыла и синтетических моющих средств в жесткой воде</i>	163
§ 38. Углеводы. Глюкоза	—
§ 39. Сахароза	168

Глава 4. Азотсодержащие органические соединения

§ 40. Амины	173
§ 41. Аминокислоты	178
Практическая работа 3. <i>Решение экспериментальных задач</i>	183

Глава 5. Высокомолекулярные соединения

§ 42. Общие сведения о высокомолекулярных соединениях	185
§ 43. Крахмал	191
Лабораторный опыт 7. <i>Взаимодействие крахмала с иодом</i>	194
§ 44. Целлюлоза	195
§ 45. Белки	199
Лабораторный опыт 8. <i>Цветные реакции белков</i>	203
Практическая работа 4. <i>Решение экспериментальных задач</i>	—

Глава 6. Обобщение знаний за курс химии общеобразовательной базовой школы

§ 46. Основные понятия химии	205
§ 47. Неметаллы и их соединения	209
§ 48. Гомологические ряды и изомерия органических соединений	213
§ 49. Взаимосвязь основных классов органических соединений	218
§ 50. Важнейшие химические составляющие пищи	221
§ 51. Химия и охрана окружающей среды	228
Предметный указатель	234
Ответы на расчетные задачи	238

(Название и номер школы)

Учебный год	Имя и фамилия ученика	Состояние учебника при получении	Оценка ученику за пользование учебником
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

Правообладатель Народная асвета