

Начальное
и среднее
профессиональное
образование

О. С. Габриелян
И. Г. Остроумов

ХИМИЯ

Учебник

ДЛЯ ПРОФЕССИЙ И СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ
ТЕХНИЧЕСКОГО ПРОФИЛЯ

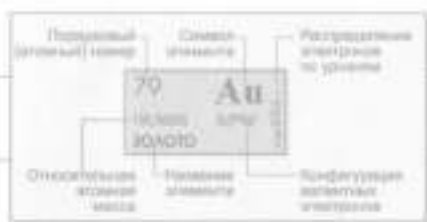
Общеобразовательные дисциплины



АКАДЕМ

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																									
		(1) I	(11) II	(12) III	(3) IV	(4) V	(5) VI	(6) VII	(7) VIII	(8) VIII	(9) VIII	(10) VIII	(18) VIII														
1	1	H 1 водород																	He 2 гелий								
2	2	Li 3 литий	Be 4 бериллий	B 5 бор	C 6 углерод	N 7 азот	O 8 кислород	F 9 фтор											Ne 10 неон								
3	3	Na 11 натрий	Mg 12 магний	Al 13 алюминий	Si 14 кремний	P 15 фосфор	S 16 сера	Cl 17 хлор												Ar 18 аргон							
4	4	K 19 калий	Ca 20 кальций	Sc 21 скандий	Ti 22 титан	V 23 ванадий	Cr 24 хром	Mn 25 марганец	Fe 26 железо	Co 27 кобальт	Ni 28 никель																
	5	Cu 29 медь	Zn 30 цинк	Ga 31 галлий	Ge 32 германий	As 33 мышьяк	Se 34 селен	Br 35 бром												Kr 36 криптон							
5	6	Rb 37 рубидий	Sr 38 стронций	Y 39 иттрий	Zr 40 цирконий	Nb 41 ниобий	Mo 42 молибден	Tc 43 технеций	Ru 44 рутений	Rh 45 родий	Pd 46 палладий																
	7	Ag 47 серебро	Cd 48 кадмий	In 49 индий	Sn 50 олово	Sb 51 сурьма	Te 52 теллур	I 53 йод												Xe 54 ксенон							
6	8	Cs 55 цезий	Ba 56 барий	La 57 лантан	Hf 72 hafний	Ta 73 тантал	W 74 вольфрам	Re 75 рений	Os 76 осмий	Ir 77 иридий	Pt 78 платина																
	9	Au 79 золото	Hg 80 ртуть	Tl 81 таллий	Pb 82 свинец	Bi 83 висмут	Po 84 полоний	At 85 астат												Rn 86 радон							
7	10	Fr 87 франций	Ra 88 радий	Ac 89 актиний	Rf 104 рифмий	Db 105 дубний	Sg 106 сегбий	Bh 107 бхбий	Hs 108 хассий	Mt 109 митагний	Ds 110 дэбний																
	11	Rg 111 рогбий																									
ФОРМУЛА ВЫСШЕГО ОКСИДА		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7											RO_4								
ФОРМУЛА БЕЗВЫСОТНОГО ВОДОРОДА (У НЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ)					RH_4	RH_3	H_2R	HR																			
* ЛАНТАНОИДЫ																											
58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
ЦЕЗИЙ	ПРАКДИЙ	НЕОДИМ	ПРОМЕТИЙ	САМАРИЙ	ЕВРОПИЙ	ГАДОЛИНИЙ	ТЕРБИЙ	ДИСПРОЗИЙ	ГОЛЬМИЙ	ЭРБИЙ	ТУЛИЙ	ИТТЕРБИЙ	ЛУЦИЙ														
** АКТИНОИДЫ																											
90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr
ТОРИЙ	ПРОТАКТИНИЙ	УРАН	НЕПТУНИЙ	ПУТОНИЙ	АМЕРИЦИЙ	КЕРМИЙ	БЕРКЛИЙ	КАЛИФОРНИЙ	ЭЙЗЕНСТАДТОВИЙ	ФЕРМИЙ	МЕНДЕЛЕВИЙ	НОБЕЛИЙ	ЛОУРИСОНОВИЙ														



54
P/2

НАЧАЛЬНОЕ И СРЕДНЕЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАНИЕ

О. С. ГАБРИЕЛЯН,
И. Г. ОСТРОУМОВ

ХИМИЯ

ДЛЯ ПРОФЕССИЙ И СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ
ТЕХНИЧЕСКОГО ПРОФИЛЯ

Учебник

Рекомендовано
Федеральным государственным учреждением «Федеральный институт
развития образования» в качестве учебника для использования
в учебном процессе образовательных учреждений, реализующих программы
среднего и начального профессионального образования

Регистрационный номер рецензии 477
от 29 декабря 2008 г., ФГУ «ФИРО»

6-е издание, стереотипное



958/8

Москва
Издательский центр «Академия»
2013

УДК 54(075.32)
ББК 24я723я722
Г121

Рецензенты:

преподаватель Московского автомобилестроительного колледжа,
канд. хим. наук Э. Р. Кожарниев;
преподаватель Профессионального лицея № 41 г. Саратова Т. М. Зинько;
профессор кафедры физической химии Саратовского государственного
университета им. Н. Г. Чернышевского, д-р хим. наук А. В. Чуриков

95818

Габриелли О. С.
Г121 **Химия для профессий и специальностей технического про-**
филя : учебник / О. С. Габриелли, И. Г. Остроумов. — 6-е изд.,
стер. — М. : Издательский центр «Академия», 2013. —
256 с., [8] л. ил. ил.
ISBN 978-5-7695-9615-5

На базовом уровне изложены теоретические основы химии, рассмотрены вопросы химии основных классов неорганических веществ. Особое внимание уделено свойствам, промышленным способам получения и применению в технике металлов и неметаллов. Описаны свойства, получение и направления использования органических соединений. Приведены контрольные вопросы, задания и расчетные задачи. Даны рекомендации по выполнению лабораторных опытов и практических работ по общей, неорганической и органической химии.

Для учащихся и студентов учреждений начального и среднего профессионального образования.

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
УДК 54(075.32)
ББК 24я723я722

*Оригинал-макет данного издания является собственностью
Издательского центра «Академия», и его воспроизведение любым способом
без согласия правообладателя запрещается*

© Габриелли О. С., Остроумов И. Г., 2010
© Образовательно-издательский центр «Академия», 2010
ISBN 978-5-7695-9615-5 © Оформление. Издательский центр «Академия», 2010

К читателям

Дорогие друзья!

Перед вами учебник химии, созданный с учетом технического профиля ваших будущих специальностей и профессий. Надеемся, что химия станет для вас одним из основных предметов. Ведь современные техника и технология без знания химии несостоятельны. Достаточно сказать, что перечисление только названий новых материалов, широко используемых в современной технике, может занять целый том. Работа с этими материалами, во многом основанная на знании свойств веществ и использовании химических превращений (реакций), позволяет достичь экономического, экологического, эстетического эффекта.

Современное химическое производство активно и успешно развивается. Можно выделить три этапа развития: химическая технология → биотехнология → нанотехнология.

Химическая технология — это процесс массовой химической переработки природных материалов или исходного сырья в продукты потребления или промежуточные продукты, используемые в различных отраслях производства. Химическая технология и в настоящее время является основой многотоннажного химического производства, однако возросшие требования к экологичности, эффективности химических процессов привели в середине XX в. к появлению биотехнологических производств.

Биотехнология — это процесс получения различных веществ и материалов с применением клеток микроорганизмов или ферментов. В последние годы ученые научились встраивать гены высших организмов, в том числе и человека, в клетки бактерий или дрожжей. Эти клетки можно использовать затем для синтеза соответствующих белков. Подобным образом удалось заставить работать ген инсулина. Человеческий инсулин был впервые получен с помощью бактерий *Escherichia coli* и стал доступен в 1982 г. Позднее для этой цели были использованы клетки дрожжей, которые больше сходны с клетками человека.

Извлечение генов из клеток организмов одного вида и встраивание их в клетки организмов другого вида называют геной инженерией.

На смену химической технологии и биотехнологии приходят такие процессы, которые позволяют конструировать новые вещества и материалы на уровне частиц микромира — атомов, молекул, ионов,

радикалов и т. п. Они получили название нанотехнологии. Нано (греч. *nannos* – карлик) – составная часть сложных слов, обозначающая уменьшение в миллиард (10^9) раз, например нанометр (нм): $1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$. С помощью нанотехнологии получают уникальные материалы (компактные носители цифровой информации, токопроводящие углеродные волокна), лекарственные препараты направленного действия, не дающие побочных эффектов, составные компоненты средств гигиены, бытовой химии и др. Недаром развитие нанотехнологии в Российской Федерации признано приоритетным.

Вам, будущим высококвалифицированным специалистам технического профиля, необходимо знать, что нет ни одной области деятельности, в которой не использовались бы различные вещества, материалы или химические процессы. Например, девяносто процентов энергии, которую производит и потребляет человечество, – это результат химических реакций. Практически все, что выпускают современная промышленность и сельское хозяйство, связано с химией. Действительно, «широко распространяет химия руки свои в дела человеческие» (М. В. Ломоносов).

Бережное отношение к окружающему миру, уважение к ближнему и элементарные химические знания, без которых не обойтись ни одному специалисту технической сферы деятельности, – вот залог грамотного и эффективного использования достижений химической науки.

Любите химию, изучайте ее с удовольствием, понимайте и уважайте эту удивительную науку! И вы сможете убедиться в том, что различные «химические страшилки», о которых ежедневно сообщают средства массовой информации: химические завесы над промышленными предприятиями и мегаполисами, озонные дыры, парниковый эффект и многое другое, – это результат незнания химии, неуважения к ней, игнорирования особенностей свойств веществ и реакций, возмуженный на безудержную погоню за прибылью.

Содержание предлагаемого учебника полностью соответствует федеральному компоненту государственного образовательного стандарта по химии базового уровня. Кроме того, в нашем учебнике представлен материал профильного и профессионально значимого содержания, он дан шрифтом другой гарнитуры. Мы подготовили большое число вопросов и упражнений для обязательного выполнения. Задания более сложного профильного уровня отмечены звездочкой.

Раздел I

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ



ГЛАВА 1 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. ПРЕДМЕТ ХИМИИ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ. АЛЛОТРОПИЯ

Еще в 1748 г. основоположник отечественной химии М. В. Ломоносов писал: «Химическая наука рассматривает свойства и изменения тел..., состав тел..., объясняет причину того, что с веществами при химических превращениях происходит».

Сравните определение, данное великим М. В. Ломоносовым, с современным определением.

■ **Химия** — это наука о составе, строении, свойствах и превращениях веществ.

Исходя из современного определения химической науки, которое удивительно близко к ломоносовскому, рассмотрим некоторые основные первоначальные понятия: вещество, атом, молекула, химический элемент и др.

Вещество — один из видов материи, который характеризуется массой покоя. Это совокупность атомов, ионов или молекул, состоящих из одного или нескольких химических элементов.

Какой же вид материи нельзя назвать веществом? Какой вид материи не имеет массы покоя? Из курса физики вы знаете, что к такому виду материи относятся различные поля, в том числе электромагнитное и гравитационное.

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

Атом — наименьшая частичка химического элемента, предел химической делимости материи.

Молекула — это отдельная электронейтральная частица, образующаяся при возникновении ковалентных связей между атомами одного или нескольких элементов, которая определяет химические свойства вещества.

Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Все элементы (и простые вещества) обычно делят на металлы и неметаллы. К *неметаллам* относят 22 элемента: водород, бор, углерод, кремний, азот, фосфор, мышьяк, кислород, серу, селен, теллур, галогены и благородные газы; к *металлам* — все остальные элементы.

Вещество, образованное одним химическим элементом, называют **простым**. Один и тот же химический элемент может образовывать несколько простых веществ. Это явление называют **аллотропией**, а различные простые вещества, образованные одним элементом, — **аллотропными видоизменениями**, или **аллотропными модификациями** (например, алмаз и графит — это простые вещества, образованные одним и тем же элементом — углеродом).

Очень интересно, а в настоящее время и практически значимо превращение одной аллотропной модификации углерода (графита) в другую (алмаз):



Этот процесс используют для получения искусственных алмазов. В 1954 г. ученые лаборатории знаменитой американской фирмы «Дженерал Электрик» получили черные кристаллики искусственных алмазов массой 0,05 г при экстремальных условиях: давлении 100 000 атм и температуре 2600 °С. Такие алмазы стоили в сотни раз дороже природных. Но уже в течение 10 лет были разработаны технологии, позволяющие получить в одной камере за несколько минут 20 и более граммов алмазов. Современное производство искусственных алмазов основано на их получении из графита не только при сверхвысоких, но и при низких давлениях. Такие алмазы сравнительно дешевы, однако используются преимущественно в технических целях в металлургии и машиностроении, радиоэлектронике и приборостроении, геологоразведке и горной промышленности.

Причиной трагического исхода некоторых экспедиций покорителей полярных (арктической и антарктической) «шапок» Земли являлось то, что исследователи не учли взаимопревращение аллотропных модификаций олова:



Белое олово — это мягкий пластичный металл, с которым мы чаще всего и сталкиваемся. Однако при понижении температуры оно может превращаться в серое олово — порошок, обладающий свойствами неметаллов. Этот процесс ускоряется самим серым оловом: достаточно появиться всего лишь одной пылинке серого олова, как начинается процесс, который уже невозможно остановить.

При этом изделие из белого блестящего металла превращается в серый непзрачный порошок. Такой процесс носит образное название «оловинная чума». Именно он и стал причиной гибели экспедиции Р. Скотта, пытавшегося в 1912 г. покорить Южный полюс. Экспедиция Скотта использовала для хранения продуктов и керосина железные канистры, запаиваемые оловом. На сильном морозе оловянный припой канистр рассыпался, и экспедиция осталась без топлива.

Для многих других химических элементов также характерно явление аллотропии. Так, кислород образует две модификации — кислород O_2 и озон O_3 (греч. *озон* — пахнущий).

Озон содержится в верхних слоях атмосферы и интенсивно поглощает коротковолновые ультрафиолетовые лучи. Таким образом атмосфера защищает жизнь на Земле от коротковолновых лучей.

Вместе с тем атмосфера пропускает инфракрасное излучение Солнца, но благодаря содержащемуся в атмосфере озону, углекислому газу и водяному пару она непрозрачна для инфракрасного излучения Земли. Если бы эти газы не содержались в атмосфере, Земля превратилась бы в безжизненный шар, средняя температура на поверхности которого была бы -23°C , в то время как фактически она равна $+14,8^\circ\text{C}$.

Перед человечеством стоит насущная задача — сохранить этот жизнеобеспечивающий экран от разрушения, так как с космических спутников приходят тревожные данные об уменьшении толщины озонового слоя атмосферы — так называемых озоновых дырах (см. вклейка, рис. 4).

Озон и кислород будучи простыми веществами, образованными одним элементом, тем не менее обладают разными свойствами. Кислород не имеет запаха, а озон пахнет свежестью. Озон в отличие от кислорода бактерициден; это свойство используют для обеззараживания питьевой воды (озонирование воды гораздо безопаснее для здоровья человека, чем хлорирование).

Озон — гораздо более сильный окислитель, чем кислород, поэтому он энергично обесцвечивает краски, окисляет серебро, разрушает органические соединения. Последнее свойство позволяет использовать его для устранения неприятных запахов, т.е. дезодорирования.

Аллотропия является одним из факторов, обуславливающих многообразие веществ. Она вызывается двумя основными причинами:

1) переходом количественных изменений в качественные, в чем нетрудно убедиться на примере аллотропии кислорода;

2) различным кристаллическим строением аллотропных модификаций; например, все модификации углерода имеют атомную кристаллическую решетку, но у алмаза она объемная тетраэдрическая, а у графита слоистая, потому так непохожи свойства алмаза и графита.

ЗАДАНИЯ

1. Что является предметом изучения химии? Дайте определение понятия «вещество». Как соотносятся понятия «вещество» и «материя»?

2. Какие частицы называют атомами и молекулами?

3. Дайте определение понятия «химический элемент».

4. Какие вещества называют простыми? Приведите примеры.

5. Охарактеризуйте явление аллотропии. Какие факторы его вызывают? Приведите примеры аллотропных модификаций кислорода. Сравните их. Укажите фактор, который вызывает аллотропию этого элемента.

6. Расскажите об аллотропии углерода. Сравните аллотропные модификации углерода. Назовите основные области их применения.

*7. Охарактеризуйте техническое значение олова и области применения этого металла.

*8. Подготовьте сообщение об истории получения искусственных алмазов и назовите области их применения.

*9. Подготовьте сообщение на тему «Обезжелезивание питьевой воды: пути и перспективы».

1.2. СОСТАВ ВЕЩЕСТВА. ИЗМЕРЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Простые вещества — это вещества, образованные одним химическим элементом. Однако гораздо больше веществ сложных.

Вещества, состоящие из двух и более химических элементов, называют **сложными**.

Различают качественный и количественный состав веществ.

Качественный состав — это совокупность химических элементов и (или) атомных группировок, составляющих данное химическое вещество.

Количественный состав — это показатели, характеризующие количество или число атомов того или иного химического

элемента и (или) атомных группировок, образующих данное химическое вещество.

Состав веществ изображают посредством химической символики.

По предложению Й. Я. Берцелиуса элементы принято обозначать первой или первой и одной из последующих букв латинских названий элементов.

Химический знак (символ) несет значительную информацию. Он обозначает название элемента, один атом его, один моль атомов этого элемента. По символу химического элемента можно определить его атомный номер и относительную атомную массу.

Химическая формула — это способ отображения химического состава вещества. Как и химический знак, химическая формула несет немалую информацию. Она обозначает название вещества, одну молекулу его, один моль этого вещества. По химической формуле можно определять качественный состав вещества, число атомов и количество вещества каждого элемента в одном моле вещества, его относительную молекулярную и молярную массы.

Формулы веществ составляют на основании еще одного важнейшего понятия химии — валентности.

Валентность — это способность атомов одного химического элемента соединяться со строго определенным числом атомов другого химического элемента.

Например, атом водорода одновалентен, поэтому в молекуле водорода H_2 он соединяется только с одним таким же атомом водорода. Атом кислорода двухвалентен, поэтому в молекуле воды H_2O он соединяется с двумя атомами водорода. Четырехвалентный углерод в молекуле метана CH_4 соединяется с четырьмя атомами водорода, а в молекуле углекислого газа CO_2 — с двумя атомами двухвалентного кислорода.

Широко используются несколько видов химических формул.

1. **Простейшая (эмпирическая) формула** показывает качественный состав и соотношения, в которых находятся частицы: атомы, ионы, группы атомов, образующие данное вещество. Например, простейшая формула этана (органического вещества) — C_2H_6 .

2. **Молекулярная (истинная) формула** отражает качественный состав и число составляющих вещество частиц (например, для этана — C_2H_6), но не показывает порядок связей частиц в веществе, т. е. его структуру.

3. **Графическая формула** отражает порядок соединения атомов, т. е. связи между ними; например, для этана:

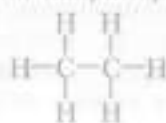


Рис. 1.1. Каждый химический элемент имеет свою относительную атомную массу



Кроме формул для наглядности нередко используют модели атомов и молекул простых и сложных веществ.

Массы атомов и молекул, из которых построены вещества, чрезвычайно малы. Однако современные методы исследования позволяют определять их с большой точностью. Так, масса атома углерода ^{12}C равна $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг, масса атома кислорода изотопа ^{16}O составляет $2,667 \cdot 10^{-26}$ кг, а масса самого легкого атома — водорода ^1H равна $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг.

Выражать массы атомов с помощью общепринятых единиц массы — килограммов, граммов или даже миллиграммов неудобно ввиду их очень малых значений. Поэтому в химии традиционно используют не абсолютные, а относительные значения масс.

В 1961 г. в химии и физике была принята единая углеродная атомная единица массы (а. е. м.), представляющая собой $1/12$ массы атома углерода ^{12}C :

$$1 \text{ а. е. м.} = 1/12 m(^{12}\text{C}) = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

■ **Относительная атомная масса (A_r)** химического элемента — это величина, показывающая отношение средней массы атома природной изотопной смеси элемента к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .

Относительная атомная масса — одна из основных характеристик химического элемента (рис. 1.1).

Относительная атомная масса самого легкого химического элемента водорода равна 1. Поэтому относительные атомные массы других элементов можно сравнивать с относительной атомной массой водорода (рис. 1.2).

■ **Относительная молекулярная масса (M_r)** равна сумме относительных атомных масс всех атомов, образующих молекулу вещества.

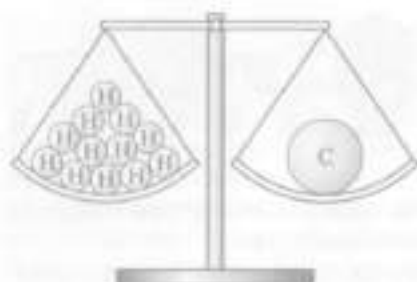


Рис. 1.2. Атом углерода в 12 раз тяжелее атома водорода ^1H

Если вещество не молекулярного, а, например, ионного строения, то и для такого вещества используют понятие относительной молекулярной массы, но рассчитывают ее по формульным единицам вещества (рис. 1.3, 1.4).

Количество вещества (n или ν) характеризуют числом атомов, молекул или других формульных единиц данного вещества. Так как вещество состоит из огромного числа частиц, то количество вещества удобно измерить в крупных единицах, содержащих большое число частиц.

В Международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль.

■ **Моль** — это количество вещества, содержащее столько же формульных единиц, сколько атомов содержат 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C .

Для нахождения одного моля вещества можно руководствоваться следующим несложным правилом: *моль — это количество вещества, масса которого, выраженная в граммах, численно равна относительной молекулярной массе.*

Массу одного моля называют *молярной массой* и обозначают буквой M :

$$M = M_r \cdot 1 \text{ г/моль.}$$

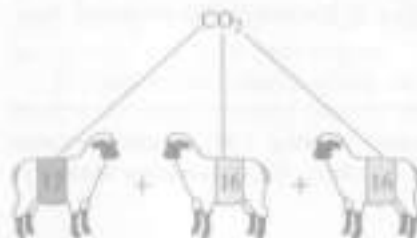
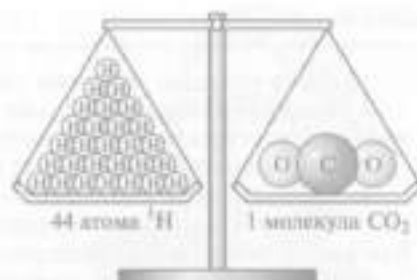


Рис. 1.3. Так рассчитывают относительную молекулярную массу углекислого газа

Рис. 1.4. Молекула углекислого газа CO_2 в 44 раза тяжелее атома водорода ^1H



Единицы измерения молярной массы — г/моль, кг/кмоль или мг/ммоль.

Молярная масса может быть выражена через число молекул (или атомов) в одном моле вещества (N_A) и массу (m_0) отдельной молекулы (или атома):

$$M = m_0 N_A.$$

Массу молекулы (атома) в килограммах можно рассчитать по уравнению:

$$m_0 = M_r \cdot 1 \text{ а. е. м.} = M_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг},$$

следовательно

$$M \cdot 10^{-3} \text{ (кг/моль)} = N_A M_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ (кг/моль)}.$$

Из этого выражения можно определить число молекул или атомов, содержащихся в одном моле любого вещества, которое называют постоянной Авогадро.

■ **Постоянная Авогадро (N_A)** — число атомов или молекул (или других формульных единиц), содержащихся в одном моле вещества; она всегда равна

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Количество вещества измеряют в молях, киломолях или миллимолях. Количество вещества рассчитывают как отношение: массы m вещества к его молярной массе; числа N молекул, атомов или формульных единиц к постоянной Авогадро; объема газа V при нормальных условиях (н.у.) к молярному объему V_m :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}.$$

ЗАДАНИЯ

1. Какое вещество называют сложным?
2. Какую информацию можно получить, анализируя качественный и количественный состав вещества?
3. Что показывает химическая формула?
4. Охарактеризуйте понятия «относительная атомная масса химического элемента», «относительная молекулярная масса вещества». Как рассчитывают эти характеристики?
5. Какие разновидности химических формул вы знаете?
6. Найдите относительные молекулярные массы веществ, состав которых описывается формулами: O_3 , H_2SO_4 , $Ca_3(PO_4)_2$, $Cu(OH)_2$.
7. Рассчитайте относительные молекулярные массы медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.
8. Дайте определение понятия «количество вещества». Назовите единицы измерения количества вещества.
9. Чем отличается относительная молекулярная масса вещества от молярной массы? Найдите молярную массу азотной кислоты, гидроксида натрия, сульфата алюминия.
10. Сколько молекул содержится в 32 г сернистого газа SO_2 ?
11. Какова масса $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул аммиака NH_3 ?

1.3. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Рассмотрим наиболее часто применяемые в химической практике основополагающие законы.

Закон сохранения массы. В химических процессах проявляется частный случай закона сохранения материи — закон сохранения массы, открытый М. В. Ломоносовым и сформулированный А. Лавуазье:

■ **Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.**

Этот закон является одним из основных стехиометрических законов химии.

Стехиометрия — раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные соотношения между реагирующими веществами, вывод химических формул и составление уравнений химических реакций.

Закон постоянства состава веществ. Сформулированный в 1799 г. Ж.-Л. Прустом закон устанавливает:



Михаил Васильевич
Ломоносов (1711—1765)



Антуан Лавуазье
(1743—1794)

■ **Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.**

Однако уже в начале XIX в. К.Бертолле показал, что элементы могут соединяться друг с другом в разных соотношениях в зависимости от массы реагирующих веществ. Получены многочисленные соединения переменного состава: оксиды, гидриды, карбиды, вещества с ионной химической связью. Стало очевидным, что закон постоянства состава веществ справедлив только для молекулярных соединений, т.е. соединений с ковалентной связью (жидких и газообразных веществ). Вещества постоянного состава называют дальтонидами в честь английского физика и химика Дж.Дальтона, а вещества переменного состава — бертоллидами в честь французского химика К.Бертолле.

Современная формулировка закона постоянства состава веществ такова:

■ **Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа их получения. Состав соединений немолекулярной структуры (с атомной, ионной или металлической кристаллической решеткой) не является постоянным и зависит от способа их получения.**

Закон Авогадро. В 1811 г. итальянский физикохимик А. Авогадро в результате проведения многочисленных экспериментов сформулировал закон:

■ В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Из закона Авогадро вытекают два следствия.

■ 1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. Этот объем, называемый *молярным* (V_m), при нормальных условиях (давлении $p_0 = 101\,325$ Па и абсолютной температуре $T_0 = 273,15$ К) равен 22,4 л:

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль или } 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}.$$

■ 2. Массы двух разных газов, занимающих одинаковый объем при одинаковых условиях, относятся между собой как их молярные массы.

Отношение масс двух газов, занимающих равный объем при одинаковых условиях, называют *относительной плотностью* одного газа по другому и обозначают буквой D .

Для расчета проще всего использовать молярные массы газов:

$$D = \frac{M_1}{M_2}.$$

Например, плотность газа по водороду рассчитывают по формуле

$$D_{H_2} = \frac{M}{2},$$

плотность газа по воздуху — по формуле

$$D_{\text{возд}} = \frac{M}{29}.$$

Уравнение состояния идеального газа. На основании законов Бойля—Мариотта, Шарля, Гей-Люссака и с учетом закона Авогадро можно вывести уравнение состояния идеального газа, т. е. такого газа, в котором частицы (атомы или молекулы) не взаимодействуют друг с другом. Это уравнение называют *уравнением Менделеева—Клапейрона*, или *уравнением состояния идеального газа*:

$$pV = \frac{m}{M}RT \text{ или } pV = nRT,$$

где p — давление; V — объем газа; m — масса газа; M — молярная масса газа; T — температура; n — количество вещества газа, моль; R — универсальная газовая постоянная, значение которой зависит от единиц, в которых измеряют давление и объем, например:

$$R = 62\,360 \text{ мм рт. ст.} \cdot \text{мл}/(\text{моль} \cdot \text{К}) = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

ЗАДАНИЯ

81856

1. Сформулируйте закон сохранения массы веществ.
2. Сформулируйте закон постоянства состава веществ. Является ли этот закон универсальным для всех веществ? Почему?
- *3. Сформулируйте закон Авогадро. Какие следствия из этого закона имеют важное значение для химических расчетов?
- *4. Сформулируйте объединенный газовый закон Менделеева–Клапейрона. Какова его роль в проведении химических расчетов?
- *5. Какова масса 5,6 л (н. у.) углекислого газа? Сколько молекул содержится в этом объеме газа?
- *6. Каков объем 128 г сернистого газа при нормальных условиях? Сколько молекул содержится в 128 г этого газа?
- *7. Найдите массу кислорода, содержащегося в баллоне объемом 50 л при температуре 25°C и давлении 790 кПа.
- *8. Рассчитайте относительную плотность по водороду следующих газов: сероводорода, хлора, аммиака, озона, углекислого газа.
- *9. При нормальных условиях 22,4 л чистого воздуха имеют массу 29 г. Эта масса условно считается средней молярной массой воздуха. Рассчитайте относительную плотность по воздуху следующих газов: водорода H_2 , азота N_2 , угарного газа CO , пропана C_3H_8 , бутана C_4H_{10} .
- *10. Какой объем смеси водорода и оксида углерода(II) можно получить из 100 м³ водяного пара (н. у.) и избытка раскаленного угля согласно уравнению реакции: $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$?

Министерство образования
и науки Республики Беларусь
Белорусский государственный университет

ГЛАВА 2 ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН, ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

2.1. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Одним из величайших научных открытий XIX в. по праву считаются Периодический закон и Периодическая система химических элементов, которые носят имя великого русского ученого Д. И. Менделеева.

В основу своей работы по классификации химических элементов Д. И. Менделеев положил два основных и постоянных признака химических элементов: их *относительную атомную массу* и *свойства образованных элементами веществ*. Он выписал на карточки все известные сведения об открытых и изученных в то время химических элементах и их соединениях. Сопоставляя эти сведения, ученый составил *естественные группы* сходных по свойствам элементов.



Дмитрий Иванович
Менделеев (1834—1907)

Выстраивая химические элементы в порядке возрастания атомных масс, Д. И. Менделеев объединил естественные группы химических элементов в единую систему. При этом он обнаружил, что свойства элементов с возрастанием атомной массы изменяются монотонно (возрастают или убывают), а затем повторяются *периодически*, т. е. через определенное число элементов встречаются сходные по свойствам. Ученый выделил *периоды*, в которых свойства химических элементов и образованных ими веществ закономерно изменяются (лабораторный опыт № 1). Рассмотрим эти изменения.

Наиболее известна и широко используется так называемая короткопериодная форма Периодической таблицы, изображенная на первом форзаце учебника. В короткопериодной форме таблицы периоды разбиваются на ряды, а группы — на подгруппы.

■ **Периодом** называют горизонтальный ряд химических элементов в Периодической таблице Д. И. Менделеева, расположенных в порядке возрастания их относительных атомных масс, который начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом.

В Периодической таблице всего 7 периодов. Различают малые и большие периоды.

Малым называют период, состоящий только из одного ряда. Так, малыми являются I—III периоды. Первый период состоит всего из двух элементов: водорода и гелия. Во втором и третьем периодах — по 8 элементов.

Большими называют периоды, состоящие из двух рядов — четного и нечетного. К большим относятся периоды с IV по VII. Четвертый и пятый периоды содержат по 18 элементов, шестой — 32 элемента, седьмой период не завершен, но, очевидно, будет содержать также 32 элемента. Шестой и седьмой периоды иногда называют **сверхбольшими**, так как они содержат 14 лантаноидов и 14 актиноидов соответственно. В короткопериодном варианте эти элементы выносят в нижнюю часть таблицы.

По вертикали Периодическая таблица делится на 8 групп.

■ **Группой** называют вертикальный ряд химических элементов в Периодической таблице Д. И. Менделеева, сходных по свойствам образованных ими соединений.

С развитием представлений о строении атомов химических элементов определение периодов и групп получило современное звучание (о чем вы узнаете далее из материала учебника).

В короткопериодном варианте Периодической таблицы различают главные и побочные подгруппы.

Главной называют подгруппу, состоящую из элементов и малых, и больших периодов. **Побочной** называют подгруппу, состоящую только из элементов больших периодов. Например, главная подгруппа первой группы называется подгруппой щелочных металлов, главная подгруппа седьмой группы — подгруппой га-

логенов, главная подгруппа восьмой группы — подгруппой благородных газов. Побочную подгруппу первой группы составляют медь, серебро и золото, а побочную подгруппу седьмой группы — марганец, технеций и рений.

Номер группы связан со степенью окисления элементов, которую они проявляют в своих соединениях.

Напомним, что *степень окисления* — это условный заряд атома химического элемента, вычисленный на основе предположения, что в ионные, и ковалентные полярные соединения состоят только из ионов.

Как правило, высшая положительная степень окисления элементов равна номеру группы. Исключения составляют: фтор (его степень окисления в соединениях всегда равна -1); медь, серебро и золото (проявляют степени окисления +1, +2, +3); элементы некоторых других групп.

Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева являются триумфом российской химической науки.

Периодический закон и Периодическая система позволили:

1) установить взаимную связь между элементами и объединить их по свойствам;

2) расположить элементы в естественной последовательности;

3) вскрыть периодичность, т.е. повторяемость общих свойств элементов и их соединений;

4) исправить и уточнить относительные атомные массы отдельных элементов (например, исправить относительную атомную массу бериллия с 13 на 9);

5) исправить и уточнить валентности отдельных элементов (например, исправить валентность бериллия с III на II);

6) предсказать, описать свойства, указать пути открытия еще неизвестных элементов.

Торжеством Периодического закона и Периодической системы явилось открытие трех предсказанных Д.И. Менделеевым элементов — галлия, скандия и германия. Это позволило назвать открытие Д.И. Менделеевым Периодического закона научным подвигом, подобным подвигу астронома У. Ж. Ж. Лавуазье, предсказавшего орбиту еще неизвестной планеты Нептуна.

В 1955 г. группа американских химиков во главе с Г. Сиборгом получила новый — 101-й элемент, которому в честь величайшего русского химика Д.И. Менделеева единодушно присвоено название *менделевий*.

Сейчас на основе Периодического закона и Периодической системы синтезируют новые элементы, например 105-й — дубний.

Из всех элементов Периодической системы в природе встречаются только 91. Последний из них — уран — элемент № 92 (элемент № 43 — технеций получен искусственно).

ЗАДАНИЯ

1. Расположите в порядке ослабления кислотных свойств следующие оксиды: CO_2 , V_2O_5 , Li_2O , N_2O_5 , BeO . Обоснуйте полученный ряд. Напишите формулы гидроксидов, соответствующих этим оксидам.

2. Определите валентность элементов в соединениях, имеющих формулы: SO_2 , P_2O_5 , C_2H_4 , N_2 , H_2O_2 .

3. Названия каких химических элементов в Периодической таблице Д. И. Менделеева связаны с Россией?

4. Укажите положение в Периодической таблице Д. И. Менделеева элементов № 21, 32, 44, 56, 63.

*5. На основании положения лантана (скандия) в Периодической таблице элементов попробуйте предсказать его свойства: атомную массу, плотность (плотность соседних элементов — кальция и титана равна 1,55 и 4,5 г/см³ соответственно), высшую степень окисления, формулу высшего оксида, формулу хлорида. Сравните ваш прогноз для лантана с реальными данными для скандия.

6. Найдите в Периодической таблице пары элементов, расположенных в нарушение увеличения относительной атомной массы. Можно ли поменять их местами, чтобы не нарушать возрастание относительной атомной массы? Почему?

7. Открытие благородных газов, сделанное после формулировки Периодического закона, не смогло нарушить теорию периодичности. Почему? Охарактеризуйте положение в Периодической таблице благородных газов.

8. Какие значение имели Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева для науки, познания природы и познания?

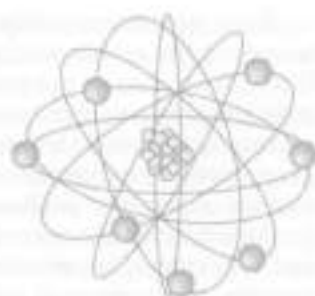
2.2. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Из курса физики вы знаете, что атомы имеют сложное строение. Атом делим, это доказали явления фотоэффекта, радиоактивности, электролиза и др. Данные явления помогли физикам предложить различные модели строения атома как сложной частицы.

Планетарная модель атома Э. Резерфорда (рис. 2.1), согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра и электронов, движущихся вокруг ядра по замкнутым орбитам подобно планетам, движущимся вокруг Солнца, не смогла объяснить излучение и поглощение энергии атомом.

Квантовая модель Н. Бора основана на постулатах, которые внесли в планетарную модель атома Э. Резерфорда новые представления.

Рис. 2.1. Планетарная модель строения атома Резерфорда



Первый постулат. Электрон движется вокруг ядра по строго определенным замкнутым стационарным орбитам в соответствии с «разрешенными» значениями энергии E_1, E_2, \dots, E_n , при этом энергия не поглощается и не излучается.

Второй постулат. Электрон переходит из одного разрешенного энергетического состояния в другое, что сопровождается излучением или поглощением кванта энергии.

Н. Бор внес квантовые представления в строение атома, но использовал при этом традиционные классические понятия механики, рассматривая электрон как частицу, движущуюся со строго определенными скоростями по строго определенным траекториям.

В 1932 г. была разработана **протонно-нейтронная теория ядра**, согласно которой ядра атомов состоят из протонов и нейтронов.

Атомное ядро каждого химического элемента характеризуется строго определенным числом протонов в нем, которое совпадает с порядковым номером элемента в Периодической таблице Д. И. Менделеева. А вот число нейтронов в атоме одного и того же элемента может быть различным. Следовательно, различными будут и относительные атомные массы таких разновидностей атомов химического элемента. Такие разновидности атомов называют изотопами.

■ **Изотопы** — это разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд атомного ядра (одинаковое число протонов в нем), но разную относительную атомную массу (разное число нейтронов).

Например, в природе встречаются изотопы кислорода с массовыми числами 16, 17, 18 (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O), изотопы хлора ^{35}Cl и ^{37}Cl , изотопы калия ^{39}K и ^{40}K , изотопы аргона ^{36}Ar и ^{40}Ar .

В Периодической таблице Д. И. Менделеева под знаками химических элементов записывают значения относительных атомных масс их природной изотопной смеси.

Ядра атомов некоторых изотопов не могут существовать длительное время, они распадаются на несколько более мелких ядер. Поскольку число протонов в новых ядрах будет отличаться от исходного ядра, при таком распаде образуются ядра новых химических элементов. Явление самопроизвольного распада атомных ядер, сопровождающееся выделением энергии и элементарных частиц, называют **радиоактивностью**.

Радиоактивные изотопы находят все более широкое применение в технике, медицине, биологии, химии, геофизике и др. Например, искусственно полученный радиоактивный изотоп кобальта ^{60}Co применяют в технике для контроля производства, обнаружения дефектов в металлах, в медицине для лучевой терапии злокачественных опухолей. Радиоактивный изотоп благородного газа криптона ^{85}Kr используют для обнаружения течей в вакуумных установках, как изотопный индикатор при исследовании коррозии, для контроля износа деталей.

На использовании радиоактивного изотопа водорода – трития ^3H и его устойчивого аналога с меньшей атомной массой – дейтерия ^2H основана водородная энергетика, поскольку при их взаимодействии выделяется огромное количество энергии:



Дейтерий Тритий Гелий Нейтрон

Процессы, при которых ядра атомов одних элементов превращаются в ядра атомов других элементов, называют **ядерными реакциями**.

Для химии большой интерес представляет строение электронной оболочки атома. Под **электронной оболочкой** понимают совокупность всех электронов в атоме.

Важнейшей характеристикой электрона является энергия его связи с атомом. Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый **электронный слой**, или **энергетический уровень**.

Наименьшей энергией обладают электроны первого электронного слоя, наиболее близкого к ядру. По сравнению с электронами первого слоя электроны последующих слоев будут характеризоваться большим запасом энергии. Следовательно, наименее прочно связаны с ядром атома электроны внешнего слоя.

Число электронных слоев в атоме равно номеру периода в Периодической таблице Д.И. Менделеева, которому принадлежит химический элемент: у атомов элементов первого периода – один слой, второго периода – два слоя и т.д.

Электрон в атоме не имеет траектории движения, т.е. можно говорить лишь о вероятности нахождения его в пространстве вокруг ядра. Он может находиться в любой части пространства,

окружающего ядра, и совокупность различных его положений рассматривают как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда.

Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называют **электронным облаком**.

Существуют четыре типа электронных облаков; их обозначают латинскими буквами s , p , d , f . Электронные s -облака имеют сферическую форму, p -облака — форму гантели или объемной восьмерки, d -облака — форму листа клевера, f -облака — форму шестилепесткового цветка (рис. 2.2).

Положение электрона в атоме характеризуют особыми математическими функциями — **орбиталями**. Каждому типу орбиталей соответствуют электронные облака определенной формы. Орбитали, как и соответствующие им электронные облака, обозначают теми же символами: s , p , d , f .

В атомах химических элементов первый электронный слой составляет одна s -орбиталь, на которой находится два s -электрона. Второму электронному слою также имеет s -орбиталь, запас энергии электронов которой выше, чем электронов первого слоя. Кроме того, на втором слое будут содержаться три p -орбитали, им соответствуют гантелеобразные электронные облака одного размера, которые взаимно перпендикулярны подобно осям координат x , y , z . Третий электронный слой помимо одной s - и трех p -орбиталей содержит пять d -орбиталей.

Каждую орбиталь могут занимать два электрона. Следовательно, максимальное число электронов, которые могут поместиться на первом уровне, равно 2, на втором — 8 (2 электрона на одной s -орбитали и 6 на трех p -орбиталях), на третьем — 18 (2 электрона на s -орбитали, 6 на трех p -орбиталях, 10 на пяти d -орбиталях).

Атом каждого элемента Периодической таблицы Д. И. Менделеева отличается от предыдущего тем, что заряд его ядра возрастает на единицу (в ядре на один протон становится больше), и, следовательно, на электронной оболочке становится на один электрон больше по сравнению с предыдущим элементом. Таким образом, формулировка Периодического закона, предложенная Д. И. Менделеевым, нуждается в современном уточнении.

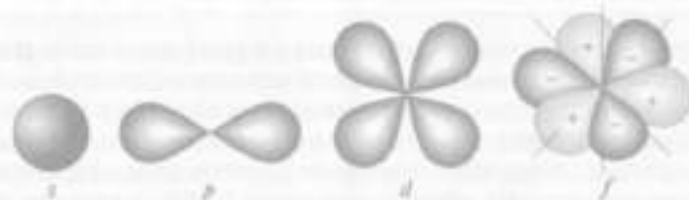


Рис. 2.2. Форма s -, p -, d - и f -электронных облаков

III Свойства химических элементов и образованных ими веществ находится в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.

В зависимости от того, на какое электронное облако отправился последний электрон, химические элементы можно разделить на семейства: *s*, *p*, *d*, *f*.

К *s*-элементам относятся элементы главных подгрупп I и II групп Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, а также гелий.

К *p*-элементам относятся элементы главных подгрупп III–VIII групп.

К *d*-элементам относятся элементы побочных подгрупп I–VIII групп.

Принадлежность химического элемента тому или иному электронному семейству можно определить по **электронной конфигурации (электронной формуле)**, которая показывает расположение электронов на электронных слоях и оболочках.

Для элементов малых периодов, входящих в главные подгруппы, записать электронную конфигурацию несложно. Например, сера – элемент № 16 главной подгруппы VI группы. Следовательно, ядро ее атома будет иметь заряд +16, на электронной оболочке будут располагаться 16 электронов:

- на первом электронном слое – два электрона на 1*s*-орбитали;
- на втором – восемь электронов (два электрона на 2*s*-орбитали и шесть на 2*p*-орбиталях);
- на третьем – шесть электронов в полном соответствии с номером группы (два электрона на 3*s*-орбитали и оставшиеся четыре – на 3*p*-орбиталях).

Отсюда и электронная конфигурация:



Таким образом, сера – это *p*-элемент.

Для элементов побочных подгрупп следует учитывать тот факт, что у атома этих элементов строится не внешний электронный слой (на нем, как правило, будут располагаться два *s*-электрона), а *d*-орбитали предвнешнего слоя (на них, как вы знаете, может поместиться не более 10 электронов). Рассмотрим, например, строение электронной оболочки элемента № 23 – ванадия, расположенного в четвертом периоде в побочной подгруппе V группы.

Следовательно, ядро атома ванадия будет иметь заряд +23, на электронной оболочке будут находиться 23 электрона:

- на первом электронном слое — два электрона на 1s-орбитали;
- на втором — восемь электронов (два электрона на 2s-орбитали и шесть на 2p-орбиталях);
- на внешнем — четвертом — два s-электрона, как у элемента побочной подгруппы;
- на третьем слое — остальные 11 электронов (два электрона на 3s-орбитали, шесть на 3p-орбиталях и оставшиеся три — на 3d-орбиталях).

Отсюда и электронная конфигурация:



Таким образом, ванадий — это d-элемент, так как последний электрон в его атоме отправился на 3d-орбиталь.

Поскольку заряды атомных ядер химических элементов в Периодической таблице Д. И. Менделеева возрастают монотонно, а свойства элементов и образованных ими веществ изменяются периодически, то, очевидно, можно дать еще одну — причинно-следственную формулировку Периодического закона:

■ **Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от периодичности изменения строения их внешних и предвнешних электронных слоев.**

С точки зрения теории строения атома стало возможным объяснение причин изменения металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах.

Чем легче атомы химических элементов отдают валентные электроны, тем более сильно выражены у них *металлические свойства*. И, наоборот, чем легче атомы химических элементов принимают недостающие до завершения внешнего энергетического уровня электроны, тем сильнее выражены у них *неметаллические свойства*.

В *периодах* с ростом порядкового номера элемента происходит увеличение числа электронов на внешнем слое атома. Следовательно, ярко выраженные металлические свойства первых элементов периода постепенно ослабевают, усиливаются неметаллические, и после наиболее ярко выраженного неметалла (галогена) период заканчивается благородным газом. Кроме того, увеличение заряда ядра атомов в периоде приводит к уменьшению радиу-

сов атомов элементов. Например, радиус атома азота меньше, чем атома углерода, а атома фтора меньше, чем атома кислорода.

В *главных подгруппах* с ростом порядкового номера элемента растет радиус его атома, поскольку увеличивается число электронных слоев. Валентные электроны располагаются дальше от ядра, слабее с ним связаны, поэтому металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают.

ЗАДАНИЯ

1. Какие явления доказывают сложность строения атома?
- *2. Какие модели сложного строения атома вы знаете? В чем их достоинства и недостатки?
3. Как устроено атомное ядро? Что такое изотопы? Напишите символы изотопов хлора, калия и аргона. Почему свойства различных изотопов одного и того же элемента идентичны, хотя их относительные атомные массы различны?
4. Какую информацию дают номер периода и номер группы в Периодической таблице Д. И. Менделеева, в которых расположен химический элемент?
5. Как заполняются электронные слои и облака атомов химических элементов главных и побочных подгрупп Периодической таблицы Д. И. Менделеева? В чем их сходство и различие?
6. Напишите электронные конфигурации атомов элементов, имеющих порядковые номера 6, 15, 20, 25. К какому электронному семейству относятся эти элементы?
- *7. Подготовьте сообщение на тему: «Эволюция представлений о строении атома».

ГЛАВА 3 СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

3.1. ИОННАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

В Периодической системе элементов особняком стоят благородные газы. Это уникальные химические элементы, так как даже в форме простых веществ они существуют в виде отдельных атомов, не связанных друг с другом.

Почему же атомы благородных газов так самодостаточны? Проанализировав их положение в Периодической системе элементов, вы сами сможете назвать причину. Все дело в том, что атомы благородных газов имеют *завершенный внешний электронный слой*, на котором у атома гелия находится два электрона, а у остальных — восемь. Атомы всех других элементов стремятся приобрести именно такую устойчивую электронную конфигурацию и часто достигают этого либо в результате *присоединения* электронов от других атомов (такой процесс в химии называют *восстановлением*), либо в результате *отдачи* своих внешних электронов другим атомам (процесс *окисления*). Атомы, присоединившие чужие электроны, превращаются в отрицательные ионы, или *анионы*. Атомы, отдавшие свои электроны, превращаются в положительные ионы, или *катионы*. Понятно, что между катионами и анионами возникают силы электростатического притяжения, которые и будут удерживать их друг около друга, осуществляя тем самым ионную химическую связь.

■ *Ионная химическая связь* — это связь, образованная между катионами и анионами за счет их электростатического притяжения.

Поскольку катионы образуются преимущественно атомами металлов, а анионы — атомами неметаллов, можно сделать вывод, что этот тип связи характерен для соединений, образованных типичными металлами (щелочными и щелочноземельными) и типичными неметаллами (галогенами, кислородом). Классическим примером вещества с ионной связью являются галогениды и оксиды щелочных и щелочноземельных металлов (рис. 3.1).

Схему образования ионной связи между атомами натрия и хлора можно представить так:



Два разнополюсно заряженных иона, связанных силами взаимного притяжения, не теряют способности взаимодействовать и с другими противоположно заряженными ионами. В результате образуются кристаллические соединения.

Кристаллические вещества характеризуются правильным расположением частиц (в нашем случае ионов), из которых они состоят, в строго определенных точках пространства. При соединении этих точек прямыми линиями образуется пространственный каркас, который называют *кристаллической решеткой*. Точки, в которых размещены частицы кристалла, называют *узлами решетки*. Понятно, что вещества с ионным типом связи имеют *ионные кристаллические решетки* (см. вклейка, рис. 2). Такие соединения представляют собой твердые, прочные, нелетучие вещества с высокими температурами плавления. При обычных условиях кристаллы таких веществ не проводят электрический ток, а растворы и расплавы большинства ионных соединений представляют собой прекрасные электролиты.

Вещества с ионными кристаллическими решетками хрупки. Если попытаться деформировать такую кристаллическую решетку, один из слоев ее будет двигаться относительно другого до тех пор, пока одинаково заряженные ионы не окажутся друг против



Рис. 3.1. Схема образования ионной связи между атомом кальция и атомом кислорода

друга. Эти ионы сразу начнут отталкиваться, и решетка разрушится. Отсюда и хрупкость ионных соединений.

Ионные соединения – это не только бинарные соединения щелочных и щелочноземельных металлов. Это также соединения, образованные тремя и более элементами. Это все соли, а также гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

Приведем классификацию ионов по разным признакам.

1. По составу различают *простые* (Na^+ , Cl^- , Ca^{2+}) и *сложные* (OH^- , SO_4^{2-} , NH_4^+) ионы.

2. По знаку заряда различают *положительные ионы*, или *катионы* (M^n , NH_4^+ , H^+ или, точнее, H_3O^+), и *отрицательные ионы*, или *анионы* (OH^- , анионы кислотных остатков).

3. По наличию гидратной оболочки различают *гидратированные* (например, синие ионы $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$) и *негидратированные* (например, неокрашенные ионы Ca^{2+}) ионы.

ЗАДАНИЯ

*1. Почему благородные газы раньше относили к нулевой группе Периодической системы? Почему сейчас их относят к восьмой группе? Какие металлы по аналогии называют благородными? Почему?

*2. Подготовьте сообщение на тему: «Инертные или благородные?».

3. Охарактеризуйте понятие «ионная связь». Каков механизм ее образования?

4. Охарактеризуйте понятия «катион», «анион». Какие группы катионов и анионов вы знаете?

*5. Почему принято делить ионы на гидратированные и негидратированные? Связывается ли наличие гидратной оболочки на свойствах ионов?

6. Охарактеризуйте понятия «кристаллическая решетка», «ионная кристаллическая решетка».

7. Какими физическими свойствами характеризуются вещества с ионными кристаллическими решетками?

8. Среди приведенных формул укажите формулы соединений с ионными кристаллическими решетками: KCl , CaBr_2 , NH_3 , BaO , Li_2S , SiO_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2SO_4 .

*9. Подготовьте сообщение о роли ионных соединений в неживой природе и жизни человека.

3.2. КОВАЛЕНТНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическим синонимом понятия «ковалентная связь» является понятие «атомная связь». Логично предположить, что образовывать эту связь в соединениях будут атомы химических элементов.

Это могут быть атомы одного химического элемента, и в этом случае ковалентную связь называют *неполярной*. Это могут быть атомы разных химических элементов, и в этом случае говорят о ковалентной *полярной* связи.

— Как образуется ковалентная связь? В случае ионной химической связи атомы одного элемента отдали свои электроны, атомы другого — приняли их, образовались ионы, которые благодаря силам электростатического притяжения существуют в одном ионном химическом соединении. А как нейтральные атомы удерживаются в одной молекуле вещества? Каков механизм образования ковалентной связи?

Рассмотрим его на примере простейшей молекулы водорода H_2 . Атомы водорода стремятся быть похожими на атомы благородного газа гелия, внешний и единственный слой которого содержит два электрона. Если встречаются два одинаковых атома водорода, то они объединяют свои электроны, делают их общими, т. е. создают общую электронную пару. При этом электронные облака перекрываются, и в пространстве между ядрами двух водородных атомов возникает некоторая дополнительная электронная плотность — отрицательный заряд, стягивающий положительные ядра взаимодействующих атомов. Сближение ядер будет происходить до тех пор, пока силы межъядерного отталкивания не будут уравновешены силами притяжения к общей электронной плотности:



Таким образом возникает ковалентная связь у всех двухатомных молекул простых веществ (F_2 , Cl_2 , N_2 и др.):



■ **Ковалентная химическая связь** — это связь, возникающая между атомами за счет образования общих электронных пар.

Аналогичный механизм возникновения ковалентной связи наблюдается между атомами разных химических элементов, например:





Нетрудно заметить, что, так же как и в случае образования ковалентной связи между атомами одного элемента, связь между атомами разных элементов возникает за счет образования общих электронных пар. При этом необходимо учитывать такую характеристику химических элементов, как электроотрицательность.

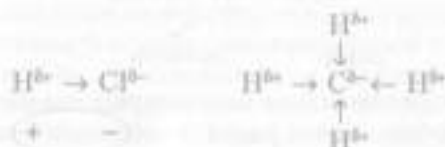
■ **Электроотрицательностью** называют способность атомов химических элементов оттягивать к себе общие электронные пары.

Важнейшие неметаллы можно расположить в следующий ряд по усилению их электроотрицательности (**ряд электроотрицательности**):



↓
Электроотрицательность возрастает

Поскольку атомы разных элементов обладают разной электроотрицательностью, общая электронная пара оказывается смещенной к более электроотрицательному элементу. В результате на атоме такого элемента образуется частичный отрицательный заряд δ^- . На атоме менее электроотрицательного элемента возникает такой же частичный, но уже положительный заряд δ^+ . Таким образом, по линии ковалентной связи возникают два полюса – отрицательный и положительный. Поэтому такую ковалентную связь называют **полярной**. Понятно, что ковалентная связь между атомами одного химического элемента называется **неполярной**, так как в этом случае заряды-полюса по линии связи не возникают. В рассмотренных примерах для молекул хлороводорода и метана связи $\text{H}-\text{Cl}$ и $\text{C}-\text{H}$ являются ковалентными полярными:



Поскольку ковалентная химическая связь в линейной молекуле хлороводорода полярна, полярной будет и сама молекула. В ней присутствуют два противоположно заряженных полюса, поэтому

Поскольку результатом образования ковалентных связей между атомами является возникновение молекул, а такие связи преобладают в химическом мире, то огромное число веществ имеет молекулярное строение. Это почти все двадцативятимиллионное многообразие органических веществ, все газы, подавляющее большинство жидкостей и многие твердые вещества. Однако и газы, и жидкости при определенных условиях (высоком давлении, низкой температуре) можно перевести в твердое кристаллическое состояние.

Для веществ с ковалентной связью характерны два типа решеток — молекулярные и атомные.

В узлах *молекулярных кристаллических решеток* располагаются молекулы, образованные за счет прочных ковалентных связей. А вот между молекулами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения, а потому вещества с такими решетками непрочные, легкоплавкие, летучие.

Молекулярные кристаллические решетки характерны для газов и жидкостей в твердом состоянии, кристаллического йода, серы, белого фосфора, большинства органических веществ.

Ковалентные связи могут приводить к образованию вещества не молекулярного, а атомного строения, т. е. вещества с *атомной кристаллической решеткой*. Такие вещества характеризуются тем, что в узлах их кристаллических решеток располагаются отдельные атомы, которые соединены между собой очень прочными ковалентными связями. Примером вещества с таким типом кристаллических решеток могут служить все аллотропные модификации углерода и в первую очередь — алмаз (цв. вклейка, рис. 3).

Необычайная твердость алмаза по особой шкале твердости веществ (шкале Мооса) оценена самым высоким баллом — 10. Благодаря высокой твердости алмаз используют для изготовления буров, сверл, шлифовальных инструментов, стеклорезов, хотя в сознании большинства алмаз — это камень ювелиров, которые используют ограненные алмазы — бриллианты.

Другая аллотропная модификация углерода — графит несколько противоречит утверждению о том, что вещества с атомной кристаллической решеткой обладают высокой твердостью. Мягкость графита обусловлена слоистой структурой. В кристаллической решетке графита атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны в правильные шестигольники. Связи между слоями малопрочные, а потому графит мягок (цв. вклейка, рис. 4). Однако, как и алмаз, он тугоплавок. Из графита готовят электроды, смазки, стержни для карандашей, замедлители нейтронов в ядерных реакторах.

Атомные кристаллические решетки реализуются не только у простых, но и у сложных веществ. Например, все разновидности

оксида алюминия: корунд, рубин, сапфир — имеют атомную кристаллическую решетку. Наиболее распространенное в неживой природе соединение с атомной кристаллической решеткой — это оксид кремния (IV). Практически чистым диоксидом кремния является минерал кварц (см. вклейка, рис. 5).

ЗАДАНИЯ

1. Какую химическую связь называют ковалентной? Какие признаки учитывают при классификации ковалентных связей?
2. Дайте определение понятия «электроотрицательность». В чем различие ковалентной полярной связи и ковалентной неполярной связи?
- *3. Может ли молекула быть неполярной, если связи в ней полярные? От каких факторов зависит полярность молекулы? Приведите примеры.
4. Каковы механизмы образования ковалентной связи?
5. Охарактеризуйте понятие «кратность» ковалентной связи. Приведите примеры веществ с одинарной, двойной и тройной связями.
6. Дайте определение понятия «молекулярная кристаллическая решетка». Чем она отличается от ионной решетки? Приведите примеры.
7. Дайте определение понятия «атомная кристаллическая решетка». Чем она отличается от ионной и молекулярной решеток? Приведите примеры.
- *8. Какие материалы называют абразивами? Какова химическая формула наиболее известных абразивов? Где они используются?
- *9. Сравните состав, строение и свойства алмаза и графита. Назовите области технического применения графита и алмаза.

3.3. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Атомы металлов характеризуются двумя отличительными особенностями. Первая особенность — как правило, они имеют 1–3 электрона на внешнем энергетическом уровне. Однако у атомов олова и свинца валентных электронов четыре, у сурьмы и висмута — пять, у полония — шесть. Почему же эти элементы являются металлами? Очевидно, начинает сказываться вторая отличительная особенность строения атомов металлов — их сравнительно большой радиус.

При сближении атомов металлов их электронные облака могут перекрываться, и валентные электроны получают возможность перемещаться с электронного облака одного атома на близкие по

энергии облака соседних атомов. Атом, от которого «ушел» электрон, превращается при этом в ион. В результате в металлическом кусочке или кусочке металла формируется совокупность свободных электронов, которые непрерывно перемещаются между ионами. При этом, притягиваясь к положительным ионам металла, электроны вновь превращают их в атомы, затем снова отрываючись, превращая в ионы, и так бесконечно. В простых веществах металлах происходит бесконечное превращение атом \rightleftharpoons ион, которое осуществляют валентные электроны, а частицы, из которых состоит металл, так и называют *атом-ионами*:



Такая же картина наблюдается в металлических сплавах.

■ **Металлической** называют связь в металлах и сплавах между атом-ионами металлов, осуществляемую совокупностью валентных электронов.

Металлическая связь определяет и особое кристаллическое строение металлов и сплавов — **металлическую кристаллическую решетку**.

Металлическая кристаллическая решетка и металлическая связь обуславливают и все наиболее характерные свойства металлов: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск, способность к образованию сплавов.

Пластичностью объясняется способность металлов расплющиваться при ударе или вытягиваться в проволоку под действием силы. Это одно из важнейших механических свойств металлов (лабораторный опыт № 2). Пластичность металлов объясняется тем, что под внешним воздействием слои атом-ионов в кристаллах легко смещаются, как бы скользят относительно друг друга без разрыва связи между ними. Некоторое представление об этом вам может дать простейший опыт. Если между двумя плоскими стеклянными пластинами, например между зеркальцами, поместить несколько капелек воды, то зеркальца будут легко скользить друг по другу, а вот разъединить их будет достаточно трудно. В таком опыте вода играет роль совокупности электронов металла. Наиболее пластичны золото, серебро и медь. Например, из золота можно изготовить самую тонкую фольгу толщиной всего 0,003 мм. Такие же тонкие листочки фольги используют для золочения изделий, например деревянной резьбы.

Высокая *электрическая проводимость* металлов как раз и обусловлена наличием в них совокупности подвижных электронов, которые под действием электрического поля приобретают направленное движение. Лучшими проводниками электрического тока являются серебро и медь. Немного уступает им алюминий. Однако в большинстве стран все чаще провода изготавливают не из меди, а из более дешевого алюминия. Хуже всего электрический ток проводит марганец, свинец и ртуть, а также вольфрам и некоторые подобные ему тугоплавкие металлы. Электрическое сопротивление вольфрама настолько велико, что он начинает светиться при прохождении через него тока. На этом эффекте основано использование вольфрама в качестве нитей накала в производстве электрических ламп.

Аналогично электропроводности изменяется и *теплопроводность* металлов. Она также объясняется высокой подвижностью электронов, которые, сталкиваясь с колеблющимися в узлах решетки ионами металлов, обмениваются с ними тепловой энергией. С повышением температуры эти колебания ионов с помощью электронов передаются другим ионам, и температура металла быстро выравнивается (лабораторный опыт № 3).

Гладкая поверхность металла или металлического изделия характеризуется *металлическим блеском*, который является результатом отражения световых лучей. Высокой световой отражательной способностью обладают ртуть, серебро, палладий и алюминий. Последние три металла используют при изготовлении зеркал, прожекторов, отражателей светотехники. В порошке металлы теряют блеск, приобретая черную или серую окраску, и только магний и алюминий сохраняют его. Отраженный поверхностью металлов свет и определяет серебристо-белый цвет большинства металлов.

Чрезвычайно важными для технического использования являются *магнитные свойства* металлов (лабораторный опыт № 4).

Металлическая химическая связь и металлическая кристаллическая решетка характерны не только для индивидуальных металлов, но и для их сплавов. Еще в глубокой древности люди заметили, что сплавы обладают другими, нередко более полезными свойствами, чем составляющие их чистые металлы. Поэтому и чистом виде металлы используют редко, чаще применяют их сплавы. Из чуть более 80 известных металлов получены десятки тысяч различных сплавов. Например, прочность первого полученного человеком сплава — *бронзы* выше, чем составляющих ее меди и олова. *Сталь* и *чугун* прочнее чистого железа. Чистый алюминий — очень мягкий металл, а сплав, состоящий из алюминия, магния, марганца, меди, никеля, называемый *дюралюминием*, в 4 раза прочнее алюминия на разрыв, а потому используется для изготовления конструкций самолетов.

Кроме большей прочности сплавы обладают и более высокой коррозионной стойкостью и твердостью, лучшими литейными свойствами, чем чистые металлы. Так, чистая медь очень плохо поддается литью, и в то же время оловянная бронза имеет прекрасные литейные качества – из нее отливают художественные изделия, которые требуют тонкой проработки деталей. Чугун – сплав железа с углеродом – также великолепный литейный материал.

Кроме высоких механических качеств сплавам присуща свойства, которых нет у чистых металлов. Например, нержавеющая сталь – сплав на основе железа – обладает высокой коррозионной стойкостью даже в агрессивных средах и высокой жаропрочностью.

Начавшаяся примерно 100 лет назад научно-техническая революция, затронувшая и промышленность, и социальную сферу, также тесно связана с производством металлов и сплавов. На основе вольфрама, молибдена, титана и других металлов начали создавать устойчивые к коррозии, сверхтвердые и тугоплавкие сплавы, применение которых значительно расширило возможности машиностроения. В ядерной и космической технике из сплава вольфрама и рения делают детали, работающие при температуре до 3000 °С. В медицине используют хирургические инструменты и имплантаты из сплавов тантала и платины.

ЗАДАНИЯ

1. Каими особенностями характеризуется строение атомов металлов?
2. Охарактеризуйте понятие «металлическая связь». Что сближает эту связь с ионной и ковалентной связями?
3. Что представляет собой металлическая кристаллическая решетка?
- *4. Как особенности строения металлов простых веществ сказываются на их физических свойствах?
- *5. Дайте характеристику физических свойства металлов, укажите области их использования.
- *6. С какими металлами и сплавами вы имеете дело на производственной практике и столкнетесь в будущей профессиональной деятельности? Какие их свойства лежат в основе применения?
- *7. К технологическим свойствам металлов относят ковкость, жидкотекучесть, свариваемость, обрабатываемость режущим инструментом. Какие из этих свойств имеют значение при выполнении тех или иных операций на производстве вашего профиля?
- *8. К механическим свойствам металлов относят прочность, вязкость, упругость. Какие конструкционные сплавы, известные вам из производственной практики, обладают этими свойствами?

3.4. АГРЕГАТНЫЕ СОСТОЯНИЯ ВЕЩЕСТВА. ВОДОРОДНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Вода – самое распространенное и самое удивительное вещество на нашей планете. Она вездесуща. На Земле нет ничего, что в своем составе не содержало бы воды. Покрывающий $\frac{3}{4}$ нашей Земли океан, в котором миллиарды лет назад зародилась жизнь, – это вода (см. вклейка, рис. 6). Снежные шапки горных вершин, бескрайние ледяные пустыни Арктики и Антарктики – это тоже вода. Тучи и облака, туман и осадки, несущие влагу всему живому на планете, – и это вода.

В атмосферном воздухе всегда содержится вода в газообразном состоянии. Если вы прислушиваетесь к прогнозу погоды, то наверняка обратили внимание на фразу типа «относительная влажность воздуха 70%». Это вовсе не означает, что объемная (или массовая) доля воды в воздухе вдруг подскочила до такого невероятного значения. Относительная влажность показывает долю максимально возможного содержания в воздухе паров воды при данной температуре.

Молекулы газообразных веществ находятся настолько далеко друг от друга, что их взаимодействием можно пренебречь. Это приводит к тому, что частицы газа перемещаются по всему сосуду, в котором он находится. Следовательно, газы не имеют собственного объема и формы (рис. 3.2). Благодаря большому расстоянию между молекулами газы смешиваются друг с другом в любых отношениях. Важнейшими природными смесями газов являются воздух, природный и попутный нефтяной газы.

Газы легко сжимаемы. При этом расстояние между частицами уменьшается, давление газа на стенки сосуда увеличивается.



Рис. 3.2. Схема взаимных переходов агрегатных состояний вещества

Часто вместо термина «газ» применительно к воде в газообразном состоянии используют слово «пар». Пары воды прозрачны и бесцветны, их невозможно увидеть. А вот в бытовом понимании *водяным паром* называют мельчайшие капельки сконденсированной влаги, например туман, пар над поверхностью водоема в холодное утро, пар из носика кипящего чайника. Процесс перехода вещества из газообразного в жидкое агрегатное состояние называют *конденсацией* (см. рис. 3.2).

В жидкостях частицы вещества расположены гораздо ближе друг к другу, и благодаря силам взаимного притяжения молекул жидкости обладают такой важной физической характеристикой, как собственный объем. Если вы попробуете сжать жидкость, то у вас ничего не получится: при попытке уменьшить расстояние между молекулами возникают силы их взаимного отталкивания, поэтому жидкие вещества практически несжимаемы. Однако поступательное движение молекул, хотя и затруднено по сравнению с газами, все-таки сохраняется. Это обуславливает такое важнейшее свойство жидкостей, как *текучесть*.

Поверхностное натяжение заставляет жидкие вещества принимать форму шара, но это возможно только в невесомости или при свободном падении капли (см. вклейка, рис. 7).

Воду в огромных количествах используют в промышленности в качестве теплоносителя, растворителя, реагента. В металлургии для выплавки 1 т чугуна и переплавки его в сталь требуется 300 т воды, для получения 1 т меди — 500 т, а 1 т никеля — 4000 т воды.

Может показаться, что запасы воды неисчерпаемы. Однако это не так. Водные ресурсы Земли (1345 млн км³) складываются из соленой и пресной воды, причем на долю последней приходится всего 2,8% ее общего запаса. А теперь отнимите из этого числа 2,5% пресной воды полярных ледников, которые еще недоступны для использования. Все чаще поступают тревожные сообщения из разных уголков планеты о нехватке пресной воды, все настойчивее звучит призыв экологов бороться с загрязнением природных водоемов. Каждый житель крупного города на бытовые нужды расходует около 35 л воды в сутки. Однако из-за нерационального ее использования, потерь при транспортировке, неисправного оборудования или аварий, а то и просто по причине нашей халатности, этот показатель увеличивается порой в 20 раз!

Большинство жидких веществ при охлаждении переходит в твердое агрегатное состояние. Такой процесс называют *кристаллизацией* (см. рис. 3.2). Для воды этот процесс происходит при температуре 0 °С.

Частицы твердого вещества находятся настолько близко друг к другу, что очень ограничены в движении. Они совершают колеба-

В молекуле воды два атома водорода и две неподеленные электронные пары атома кислорода. Следовательно, каждая молекула способна к образованию не одной, а четырех водородных связей. Образуется своеобразный пространственный каркас, скрепляющий между собой множество молекул воды.

Водородная связь может возникать между атомом водорода одной молекулы и атомами неметаллов с высокой электроотрицательностью, имеющими неподеленные электронные пары, другой молекулы.

■ Химическую связь между атомом элемента с высокой электроотрицательностью, имеющим неподеленные электронные пары (атомом фтора, кислорода, азота), одной молекулы и атомом водорода другой молекулы называют *водородной*.

Водородная связь примерно в 10 раз слабее, чем ковалентная полярная, однако ее образование приводит к тому, что молекулы воды сцеплены друг с другом. Такая ассоциация придает воде аномальные свойства, которые и позволяют считать ее самым удивительным веществом на Земле. Например, для того чтобы «оторвать» одну молекулу воды от другой, требуется затратить некоторое количество энергии.

Если бы водородных связей не было, вода закипала бы при температуре -80°C , а замерзала бы при -100°C . В таком случае наша Земля превратилась бы в безжизненную пустыню: все реки, моря и океаны выкипели бы, а на небе не было бы ни облачка, ни тучки.

Плотность воды тоже аномальна. Молекулы воды в твердом агрегатном состоянии (лед) «упакованы» так, что между ними ос-



Рис. 3.3. Водородные связи между молекулами воды

тается довольно много «пустого места» (рис. 3.3). Поэтому плотность льда меньше, чем плотность воды: лед плавает. Благодаря этому аномальному свойству водоемы не промерзают до дна, и даже при самых сильных морозах температура воды на глубине подо льдом не опускается ниже $+4^{\circ}\text{C}$. Именно при этой температуре плотность воды самая большая.

Способность некоторых газов за счет образования водородных связей легко сжиматься и вновь переходить в газообразное состояние с поглощением теплоты позволяет использовать их в качестве хладагентов в промышленных холодильных установках. Наиболее широко применяется в этой роли аммиак.

Переходными свойствами от жидких веществ к твердым кристаллическим обладает необычные вещества, которые так и называют – *жидкими кристаллами*. Подобно жидкостям они текут. Подобно кристаллическим веществам молекулы в них расположены сравнительно упорядоченно. Как правило, молекулы жидких кристаллов имеют сильно вытянутую линейную форму. При различных условиях (нагревании, наложении электрического или магнитного поля) оси линейных молекул жидких кристаллов ориентируются в пространстве, что приводит к изменению свойств вещества, например его цвета. На этом принципе основано использование жидких кристаллов в дисплеях электронных приборов, буквенно-цифровых индикаторах электронных часов, микрокалькуляторов и т. д.

Еще одним «пограничным» между твердым и жидким агрегатными состояниями вещества является *аморфное состояние*.

Что же такое аморфные вещества? Это твердые вещества, так как они подобно кристаллическим сохраняют свою форму достаточно долго. Однако через длительный промежуток времени форма тел, изготовленных из таких веществ, все же изменяется, и это сближает их с жидкостями. Например, восковая свеча, поставленная вертикально, через некоторое время утолщается внизу. По мере повышения температуры процесс размягчения ускоряется. А потому определенной температуры плавления у аморфных тел в отличие от кристаллических нет. Аморфное состояние вещества неустойчиво, и рано или поздно они из такого состояния переходят в кристаллическое. Например, в аморфном стекле под влиянием ударных нагрузок образуются мелкие кристаллы, и стекло мутнеет. Застывший твердый мед засахаривается, так же как засахаривается при длительном хранении стекловидная карамель.

Аморфность – ценное качество полимеров, так как оно обуславливает такое их технологическое свойство, как термопластичность. Именно благодаря ей полимер можно вытянуть в тончайшую нить, превратить в прозрачную пленку или отлить в надежде самой замысловатой формы.

Таким образом, аморфные вещества по структуре можно рассматривать как очень вязкие жидкости, а по свойствам — как твердые вещества.

ЗАДАНИЯ

1. Охарактеризуйте газообразное, жидкое и твердое состояния вещества. Приведите примеры веществ, которые могут существовать во всех трех агрегатных состояниях.

2. Охарактеризуйте роль воды в живой и неживой природе, а также в промышленном производстве. Назовите аномалии воды и охарактеризуйте их значение для существования жизни на Земле. Предложите свой проект по режиму экономии бытового потребления воды.

3. Какая связь называется водородной? Почему она носит такое название? Какими особенностями должны характеризоваться атомы — «партнеры» водорода по этой связи? Приведите примеры веществ с водородной связью.

*4. Подготовьте сообщение на тему: «Парниковый эффект в атмосфере Земли и его возможные последствия».

*5. Какое значение имеет вода в технике? Какие свойства воды лежат в основе ее использования в вашей будущей профессиональной деятельности?

*6. Какие технологические процессы используют для очистки сточных вод на промышленных предприятиях вашего профиля?

*7. Предложите пути сокращения объема и загрязненности сточных вод в технологических процессах предприятий вашего профиля.

*8. Приведите примеры приборов и устройств, используемых на предприятиях вашего профиля, с цифровой индикацией на жидкокристаллическом экране.

9. Назовите аморфные вещества и материалы, которые используются в быту и на производстве.

3.5. ЧИСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ

Один из самых любимых материалов скульпторов, архитекторов, строителей — мрамор (цв. вклейка, рис. 9). Окраска этой горной породы удивительно разнообразна: молочно-белая, серая, розоватая. Причудливый узор радует глаз. Мрамор послушен и податлив в руках мастера, он легко обрабатывается и прекрасно полируется до зеркального блеска. Мрамор — это минерал, материал, из которого можно изготовить облицовочную плитку, статую или колонну дворца. Плитка, статуя, колонна — это физические тела, изделия. А вот основу мрамора составляет вещество,

которое называется *карбонат кальция*. То же вещество входит в состав других минералов: мела, известняка.

Почему мрамор бывает разного цвета? Потому что помимо карбоната кальция в его состав входят примеси, придающие окраску.

Чистых веществ в природе, технике, быту совсем немного. Гораздо чаще встречаются *смеси* — сочетание двух или более веществ. Воздух — это смесь различных газов, нефть — природная смесь органических веществ (углеводородов), любые минералы, горные породы — это твердые смеси различных веществ.

Смеси различаются размером входящих в их состав частиц вещества. Иногда эти частицы настолько велики, что их можно видеть невооруженным глазом. Если смешать речной песок с сахарным, то без труда можно различить отдельные кристаллики. К подобным смесям можно отнести, например, стиральный порошок, кулинарные смеси для выпечки блинов или тортов, строительные смеси, образно называемые растворами.

Смеси, в которых частички составляющих их веществ видны невооруженным глазом или под микроскопом, называют *неоднородными*, или *гетерогенными*.

Есть смеси, при образовании которых вещества дробится на мельчайшие частицы (молекулы, ионы), не различимые даже в самый мощный микроскоп. Как бы вы ни всматривались в воздух, различить составляющие его газы вам не удастся. Так, бесполезно искать «неоднородность» в растворах уксусной кислоты или поваренной соли в воде. Такие смеси называют *однородными*, или *гомогенными*.

Гомогенные смеси, равно как и химические вещества, по агрегатному состоянию можно разделить на газообразные, жидкие и твердые.

Смесь любых газов всегда гомогенна. Жидкие однородные смеси могут представлять собой растворы газов, жидких или твердых веществ в жидкостях. Представителями твердых смесей могут служить некоторые сплавы.

Состав газовой смеси характеризуют *объемной долей* каждого из ее компонентов.

■ *Объемной долей* (φ) газа в смеси называют отношение объема данного газа (V_i) к общему объему смеси ($V_{\text{см}}$), выраженное в долях единицы или процентах:

$$\varphi = \frac{V_i}{V_{\text{см}}} \cdot 100 \%$$

Объемная доля показывает, какую часть общего объема смеси занимает конкретный газ. Например, объемная доля кислорода в воздухе составляет 21 %, азота – 78 %. Оставшийся 1 % приходится на благородные газы, углекислый газ и другие компоненты воздуха.

Очевидно, что сумма объемных долей всех газов в смеси равна 100 %.

Состав жидких и твердых смесей принято характеризовать величиной, которая называется *массовой долей компонента*.

■ **Массовой долей (w)** вещества в смеси называют отношение массы данного вещества (m_x) к общей массе смеси ($m_{см}$), выраженное в долях единицы или процентах:

$$w = \frac{m_x}{m_{см}} 100 \%$$

Практически любая таблетка в домашней аптечке – это спрессованная смесь одного или нескольких лекарственных веществ и наполнителя, в качестве которого может выступать мел, крахмал, глюкоза. Строительные и кулинарные смеси, парфюмерные композиции и краски, удобрения и пластмассы имеют состав, который может быть выражен в массовых долях образующих их компонентов.

В некоторых областях техники использование недостаточно чистых веществ недопустимо. Микросхему компьютера не сделать без особо чистого кристалла кремния. В атомной энергетике предъявляются повышенные требования к очистке ядерного топлива. Световой сигнал «погаснет» в стекловолоконном кабеле, «наткнувшись» на посторонние примеси.

Вещества с примесями – это тоже смеси. Только в таких смесях принято выделять главное (основное) вещество и посторонние компоненты, которые называют одним словом – примеси. Чем меньше примесей, тем чище вещество.

Иногда вещество, содержащее примеси, называют *техническим образцом* или просто – *образцом*.

Степень чистоты вещества принято характеризовать *массовой долей основного компонента* или *массовой долей примесей*.

■ **Массовой долей примесей (w_x)** называют отношение массы примесей (m_x) к общей массе образца (m_0), выраженное в долях единицы или процентах:

$$w_x = \frac{m_x}{m_0} 100 \%$$

Очевидно, что масса образца m_0 складывается из массы основного вещества m_1 и массы примесей m_2 :

$$m_0 = m_1 + m_2.$$

Мы уже говорили о том, что смеси веществ, особенно в том случае, если частички каждого из них очень мелкие, обладают специфическими свойствами, непохожими на свойства чистых компонентов.

Изучением подобных смесей занимается особый раздел нашей науки, который называют *коллоидной химией*.

ЗАДАНИЯ

1. Что такое смесь? Какие типы смесей различают по агрегатному состоянию образующих их веществ? Какие типы смесей различают по признаку однородности?

*2. Каков состав атмосферного воздуха? Как воздух разделить на составляющие его компоненты?

*3. Какой объем кислорода содержится в 500 м^3 (н. у.) воздуха?

*4. В природном газе некоторого месторождения объемные доли предельных углеводородов составляют: метана – 85%, этана – 10%, пропана – 4%, бутана – 1%. Сколько литров каждого из газов может быть получено из 125 л природного газа (н. у.)?

*5. Минерал пиролюзит содержит 45% оксида марганца(IV). Сколько килограммов марганца можно получить из 1 т пиролюзита?

*6. В состав сухой цементной смеси для штукатурных работ входит 25% цемента и 75% песка. Сколько килограммов каждого компонента нужно взять для приготовления 150 кг такой смеси?

7. Сколько граммов хлорида натрия и сколько миллилитров воды необходимо взять для приготовления 600 г физиологического раствора, массовая доля соли в котором составляет 0,9%?

8. Золото пробы 585 содержит 58,5% этого металла, остальное – медь. Какое количество вещества и сколько граммов золота содержит кольцо из металла этой пробы массой 4,7 г?

*9. В 250 мл воды растворили 67,2 л (н. у.) хлороводорода. Какова массовая доля соляной кислоты в полученном растворе?

3.6. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Среди всего многообразия смесей особое место занимают гетерогенные, т. е. такие, частицы компонентов которых заметны невооруженным глазом или с помощью оптических приборов (луны, увеличительного стекла, микроскопа).

Гетерогенные смеси могут состоять как из равномерно, так и из неравномерно распределенных компонентов. В первом случае гетерогенные смеси называют дисперсными системами.

■ **Дисперсными системами** называют гетерогенные смеси, в которых одно вещество в виде очень мелких частиц равномерно распределено в другом.

То вещество, которое распределено в другом, называют **дисперсной фазой**. Вещество, в котором распределена дисперсная фаза, носит название **дисперсионной среды**.

В зависимости от агрегатного состояния дисперсной фазы и дисперсионной среды различают восемь типов дисперсных систем (табл. 3.1).

Таблица 3.1. Классификация дисперсных систем

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Название дисперсной системы	Примеры дисперсных систем
Газ	Жидкость	Аэрозоли	Туман, облака; облачко, выпущенное из аэрозольного баллончика
Газ	Твердое вещество	Аэрозоли	Дым, снег, пыль в воздухе
Жидкость	Газ	Пена	Газированные напитки, мыльные сливки
Жидкость	Жидкость	Эмульсия	Молоко, майонез, жидкие среды организма (плазма крови, лимфа), жидкое содержимое клеток
Жидкость	Твердое вещество	Золь, суспензия	Речной и морской ил, строительные растворы, пасты
Твердое вещество	Газ	Твердая пена	Керамика, пенопласты, полиуретан, поролон
Твердое вещество	Жидкость	Гель	Желе, желатин, косметические (тушь, помада) и медицинские (мази) средства
Твердое вещество	Твердое вещество	Твердый золь	Горные породы, цветные стекла, некоторые сплавы

- По размеру частиц дисперсной фазы различают:
- **грубодисперсные системы (взвеси)** — размер частиц более 100 нм;
 - **тонкодисперсные (коллоидные) системы (или коллоиды)** — размер частиц от 1 до 100 нм.

Взаимодействием раствора гидроксида кальция с углекислым газом можно получить грубодисперсную систему (лабораторный опыт № 5):



Малорастворимый карбонат кальция в виде мельчайших крупинок находится в воде во взвешенном состоянии. Полученная мутная жидкость — это дисперсная система, называемая *суспензией*.

Однако пройдет немного времени, и частицы карбоната кальция под действием силы тяжести оседут на дно стакана, жидкость станет прозрачной. Это доказательство того, что наша система получилась грубодисперсной.

■ Грубодисперсные системы с твердой дисперсной фазой и жидкой дисперсионной средой называют *суспензиями*.

Суспензиями являются многие краски, побелка, строительные растворы (цементный раствор, бетон), пасты (в том числе зубная), кремы, мази.

Грубодисперсную систему можно получить из двух не смешивающихся друг с другом жидкостей, например кобальтовая растительное масло с водой. Такая смесь называется *эмульсией*. Со временем она расслаивается, так как тоже представляет собой грубодисперсную систему. Примерами эмульсий могут служить молоко (капельки жира в водной основе), майонез, млечный сок каучуконосных деревьев (латекс), пестицидные препараты для обработки посевов.

Аэрозоли — это грубодисперсные системы, в которых дисперсионной средой является воздух, а дисперсной фазой могут быть капельки жидкости (облака, радуга, выдуваемый из баллончика лак для волос или дезодорант) или частицы твердого вещества (пылевое облако, смог).

Если частицы дисперсной фазы достаточно малы, коллоидная система называется *тонкодисперсной* и напоминает истинный раствор, откуда и происходит название — *коллоидный раствор*. Такая система образуется, например, при растворении небольшого количества яичного белка в воде.

По внешнему виду коллоидный раствор трудно отличить от истинного. Для этого можно воспользоваться специфическим оптическим свойством коллоидных растворов. Оно заключается в появлении в коллоидном растворе светящейся дорожки при пропускании через него луча света. Это явление называют эффектом Тиндаля. Такой эффект можно наблюдать, пропуская луч лазерной указки через раствор белка (цв. вклейка, рис. 10).

Объясняется эффект Тиндаля тем, что размер частиц дисперсной фазы (от 1 до 100 нм) в коллоидной системе составляет примерно $\frac{1}{10}$ длины волны видимого излучения. Частицы такого размера вызывают рассеивание света, приводящее к характерному визуальному эффекту.

Существует несколько основных способов получения коллоидных систем. Один из них — дробление вещества на мелкие частицы, которое можно осуществлять механически с помощью специальных машин — коллоидных мельниц. Так получают, например, тушь, жидкие акварельные, водоземulsionные и вододисперсионные краски.

Классификация дисперсных систем может быть представлена следующим образом:



Важнейшими типами коллоидных систем являются золи и гели (студни).

Золи — это коллоидные системы, в которых дисперсионной средой является жидкость, а дисперсной фазой — твердое вещество.

С течением времени при нагревании или под действием электродитов частицы золь могут укрупняться и оседать. Такой процесс называют *коагуляцией*.

Гели — особое студнеобразное коллоидное состояние. При этом отдельные частицы золи связываются друг с другом, образуя сплошную пространственную сетку. Внутри ячеек сетки попадают частицы растворителя. Дисперсная система теряет свою текучесть, превращаясь в желеобразное состояние. При нагревании гель может превратиться в золь.

Получить гель можно химическим путем, если, например, к раствору сульфата меди(II) добавить несколько капель раствора гидроксида натрия, образуется гель осадка гидроксида меди(II):



Осадки гидроксидов металлов, кремниевой кислоты принято называть студневидными.

Гели широко распространены в нашей повседневной жизни. Любому известны пищевые гели (зефир, мармелад, холодец), косметические (гель для душа), медицинские.

Для гелей с жидкой дисперсионной средой характерно явление синерезиса (или расслоения) — самопроизвольного выделения жидкости. При этом частицы дисперсной фазы уплотняются, слипаются и образуют твердый коллоид, а в дисперсионной среде возвращается текучесть.

Чаще всего с явлением синерезиса приходится бороться, поскольку именно оно ограничивает сроки годности пищевых, косметических, медицинских гелей. Например, при длительном хранении мармелада и торта «Птичье молоко» выделяется жидкость, они становятся непригодными к употреблению.

Из твердого коллоида желатина (продукта белкового происхождения) при набухании в теплой воде образуется студнеобразный гель — желе. Но в кулинарных рецептах всегда предупреждают: нельзя доводить желе до кипения, иначе гель превратится в золь и не примет студневидной формы.

Окружающий нас мир представляет собой красочное многообразие различных дисперсных систем. Посмотрим вокруг (лабораторный опыт № 6). Например, косметика и средства гигиены: зубная паста, мыло, шампунь, лак для ногтей, губная помада, тушь, крем, облачко дезодоранта, выпущенное из баллончика, — все это дисперсные системы. Теперь взглянем на кухню. Молоко, кис-

ной бульон, широкое, зефир, майонез, кетчуп – тоже дисперсные системы. Выйдем на улицу, и снова дисперсные системы: облака, дым, смог, туман. Заглянем в аптеку – и опять дисперсные системы: мази, гели, пасты, спреи, суспензии. Наш собственный организм представляет сочетание бесчисленного множества коллоидных систем: содержимое клеток, кровь, лимфа, пищеварительный сок, тканевые жидкости. Недаром биологи сходятся во мнении, что возникновение жизни на нашей планете – это эволюция коллоидных систем.

ЗАДАНИЯ

1. Охарактеризуйте понятие «дисперсная система». Чем дисперсная система отличается от остальных смесей?
2. Какие типы дисперсных систем в зависимости от агрегатного состояния среды и фазы вы знаете? Приведите примеры. Охарактеризуйте их значение в природе и жизни человека.
3. Какие системы называют грубодисперсными? На какие группы они делятся? Какой признак лежит в основе такой классификации? Приведите примеры.
4. Какие системы называют тонкодисперсными? На какие группы они делятся? Какой признак лежит в основе такой классификации? Приведите примеры. Укажите роль тонкодисперсных систем.
- *5. Как отличить истинный раствор от коллоидного? Какое явление лежит в основе эффекта Тиндаля?
6. Какие процессы, происходящие в дисперсных системах, ограничивают срок годности продуктов, лекарственных и косметических препаратов?
7. С какими дисперсными системами вы сталкиваетесь на производственной практике и будете иметь дело в профессиональной деятельности?
- *8. Подготовьте сообщение о типах фильтрующих устройств для очистки воздуха, применяемых на промышленных предприятиях вашего профиля.



4.1. РАСТВОРЫ. РАСТВОРЕНИЕ

■ *Растворами* называют однородные смеси, состоящие из двух или более компонентов.

В зависимости от агрегатного состояния компонентов различают несколько типов растворов: смеси газов, растворы газов, жидких и твердых веществ в жидкостях; менее привычны для нас растворы твердых веществ.

Наиболее важную роль в природе, технике, производстве, повседневной жизни играют растворы веществ в воде. Как правило, если одним из компонентов раствора является вода, ее и называют *растворителем*, остальные компоненты — *растворенными веществами*.

Растворимость в воде газообразных веществ существенно различается. Например, кислород, водород, азот, углекислый газ растворяются плохо, поэтому их можно собирать в сосуд методом



Рис. 4.1. Некоторые газы можно собирать в сосуд методом вытеснения воды

вытеснения воды (рис. 4.1). Тем не менее именно растворенным в воде кислородом дышат все водные обитатели. Газообразный хлороводород хорошо растворим в воде, такой раствор называют *хлороводородной (соляной) кислотой*. Примером хорошо растворимого в воде газа может служить аммиак (его раствор называют *водным аммиаком*, или *пиштырным спиртом*).

Бензин, растительное масло, ртуть практически не растворяются в воде. Серная кислота, уксусная кислота, ацетон — примеры жидкостей, которые растворяются в воде неограниченно. Среди твердых веществ также есть малорастворимые: это карбонат кальция, оксид кремния, золото. Напротив, сахар, поваренная соль, нитрат серебра(I) в воде растворяются хорошо.

Если растворять в воде небольшими порциями поваренную соль, наступит такой момент, когда кристаллы вещества перестанут растворяться. Раствор «насытился» хлоридом натрия, поэтому его так и называют — *насыщенным*.

■ Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называют *насыщенным*.

Понятно, что раствор, в котором содержится меньше растворенного вещества, чем в насыщенном, называют *ненасыщенным*. Некоторые вещества способны образовывать *перенасыщенные* растворы. Однако это довольно нестабильные жидкости: если их встряхнуть или потереть стеклянной палочкой о внутреннюю стенку сосуда, избыток растворенного вещества выпадает в осадок.

Содержание вещества в насыщенном растворе может служить *мерой его растворимости*. Как правило, *растворимость* (или *коэффициент растворимости*) выражают в граммах вещества в 100 г растворителя (например, воды). Если растворимость превышает 1 г в 100 г воды, вещество считается *растворимым*, от 0,1 до 1,0 г — *малорастворимым*. Вещества растворимостью менее 0,1 г в 100 г воды условно называют *нерастворимыми* (табл. 4.1). Почему условно? Потому что абсолютно нерастворимых веществ не бывает. Если серебряную ложечку опустить в стакан с водой, то и тогда в раствор переходит ничтожно малое количество атомов металла. Именно этим объясняется тот факт, что такая вода способна храниться очень долго, ведь серебро обладает бактерицидным действием (лат. *bacterium* — бактерия, *caedo* — убивать).

Растворимость вещества зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, температуры, давления (для газообразных веществ) и других факторов.

Таблица 4.1. Растворимость некоторых веществ в воде при температуре 20 °С

Вещество	Формула	Растворимость, г в 100 г воды	Характеристика растворимости
Кислород	O ₂	0,00433	Нерастворимое
Оксид углерода(IV)	CO ₂	0,169	Малорастворимое
Аммиак	NH ₃	52,9	Растворимое
Гидроксид меди(II)	Cu(OH) ₂	0,00000232	Нерастворимое
Сульфат кальция	CaSO ₄	0,204	Малорастворимое
Хлорид натрия	NaCl	36,0	Растворимое

Еще алхимикам было известно правило: *подобное растворяется в подобном*. Вода относится к полярным растворителям благодаря ковалентным полярным связям между атомами водорода и кислорода и угловому строению молекулы. Поэтому в воде хорошо растворяются полярные вещества: галогеноводороды, аммиак, кислоты, щелочи, многие соли, а неполярные (жиры, сера, фосфор, парафин и др.) растворяются плохо. Зато жиры хорошо растворимы в неполярных растворителях, например бензине.

При увеличении температуры растворимость газов уменьшается. Чтобы удалить из воды значительную часть растворенных газов, ее кипятят. Растворимость в воде жидкостей и твердых веществ с повышением температуры, как правило, увеличивается.

Чем больше давление, тем выше растворимость газов в воде. Каждый знает, что при открывании бутылки или банки с газированным напитком давление внутри резко падает, и углекислый газ в виде пузырьков, а порой и пены вырывается из раствора на свободу.

По отношению к растворам часто употребляют термины «концентрированный» и «разбавленный». Понятия эти весьма относительные. Если раствор содержит большое количество растворенного вещества, его называют **концентрированным**. Раствор с небольшим содержанием растворенного вещества называют **разбавленным**. Как правило, концентрированными или разбавленными называют растворы хорошо растворимых в воде веществ.

Растворение веществ в жидкостях – это сложный физико-химический процесс. Вещество при растворении «разбивается» на мельчайшие частицы, которые за счет диффузии равномерно распределяются по всему объему раствора. Это физическая сторона растворения. В процессе растворения между молекулами растворителя и частицами растворенного вещества происходит взаимодействие – гидратация. Это уже химический процесс.

В пользу химического взаимодействия свидетельствует изменение температуры при растворении вещества. При растворении в воде серной кислоты происходит выделение теплоты. Растворение в воде нитрата аммония, напротив, сопровождается поглощением теплоты. Растворение в воде безводного сульфата меди(II) CuSO_4 также сопровождается выделением теплоты. Кроме того, при растворении кристаллов CuSO_4 белого цвета раствор приобретает голубую окраску. Как вы знаете, изменение цвета является признаком химической реакции. Если оставить раствор сульфата меди(II) в открытом сосуде, вода через некоторое время испарится, и на дне вы увидите – нет, не белые, а синие кристаллы. В отличие от исходного вещества, которое имело формулу CuSO_4 , выделившаяся соль содержит молекулы воды. Формула этого вещества $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

■ Твердые вещества, которые в своем составе содержат молекулы воды, называют *кристаллогидратами*.

Кристаллогидрат сульфата меди(II) часто называют медным купоросом. В химической формуле кристаллогидрата между формулами соли и молекул воды ставят точку, а его название произносят так: «Сульфат меди(II) с пятью молекулами воды».

Помимо медного купороса наиболее известными кристаллогидратами являются:

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова соль;
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – кристаллическая сода;
- $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – железный купорос;
- $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гипс;
- $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – алебастр.

Содержание растворенного вещества в растворе называют *концентрацией*.

На этикетках разнообразных растворов, используемых в быту, можно найти указание на содержание растворенного вещества; например, уксусная кислота 70 %, настойка вода 5 %, нашатырный спирт 25 %. Это один из самых распространенных способов выражения концентрации растворов, который называется *массовой долей растворенного вещества*.

■ *Массовой долей растворенного вещества* (w_x) называют отношение массы растворенного вещества (m_x) к массе раствора (m_p):

$$w_x = \frac{m_x}{m_p} \cdot 100 \%$$

Это понятие аналогично массовой доле вещества в любой смеси, как гетерогенной, так и гомогенной. Массовую долю растворенного вещества выражают в процентах (от 0 до 100%) или долях единицы (от 0 до 1).

Очевидно, что масса раствора m_p складывается из массы растворителя $m_{(ж)}$ и массы растворенного вещества m_x :

$$m_p = m_x + m_{(ж)}$$

Отмерять жидкости взвешиванием не очень удобно, гораздо проще отмерить нужный объем. Чтобы рассчитать массу известного объема V раствора, необходимо знать его плотность ρ :

$$m_p = V\rho.$$

Как правило, плотность раствора измеряют в граммах на миллилитр (г/мл) или граммах на кубический сантиметр (г/см³), причем численно эти значения равны, поскольку 1 мл – это объем, равный 1 см³. Необходимо помнить, что плотность чистой воды равна 1 г/мл.

ЗАДАНИЯ

1. Какие смеси называют растворами? Какие типы растворов вы знаете?
2. Охарактеризуйте понятие «растворимость вещества в воде». В каких единицах выражается растворимость?
- *3. Какие факторы влияют на растворимость в воде газов, жидкостей и твердых веществ?
- *4. Какие водные и неводные растворы используют предприятия вашего профиля? Какие правила необходимо соблюдать при работе с ними?
3. Определите массу соли и массу воды в 750 кг медного купороса.
- *6. Какой процесс лежит в основе приготовления медицинских гипсовых повязок и изделий из гипса?
- *7. Сколько килограммов воды потребуется для превращения 1,2 т алебаstra в гипс?
8. В 80 мл воды растворили 20 г хлорида натрия. Рассчитайте массовую долю соли в растворе.
9. При выпаривании 160 г раствора карбоната натрия получили 8 г твердой соли. Рассчитайте ее массовую долю в исходном растворе.
10. Сколько граммов сахара и сколько литров воды необходимо взять для приготовления 2 кг 30%-го сахарного сиропа?
- *11. К 50 г 30%-го раствора пероксида водорода добавили 100 г воды. Рассчитайте массовую долю вещества в полученном растворе.
- *12. В 100 г воды растворили 22,4 л хлороводорода (н. у.). Определите массовую долю HCl в полученной соляной кислоте.

*13. В 150 мл 10%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,1 г/мл) растворили 10 г NaOH. Какой стала концентрация щелочи в растворе?

*14. Смешали 130 г 20%-го и 120 г 5%-го растворов хлорида бария. Определите массовую долю вещества в полученном растворе.

*15. Массовая доля соли в рассоле составила 6%. При упаривании 500 г такого рассола его масса уменьшилась на 100 г. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.

4.2. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

В процессе растворения вещество распадается в растворителе на мельчайшие частицы (*Что представляют собой эти частицы?*) и равномерно распределяется по всему объему раствора. Одни вещества при растворении в воде распадаются на отдельные молекулы, которые окружены связанными с ними молекулами воды — гидратной оболочкой. Растворы таких веществ не проводят электрический ток, поскольку в них нет заряженных частиц, способных перемещаться в электрическом поле. В этом легко убедиться с помощью прибора для определения электропроводности растворов.

■ **Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называют неэлектролитами.**

К неэлектролитам относятся сахар, глицерин, этиловый спирт и др. Растворы других веществ, например хлорида натрия, гидроксида калия, серной кислоты, прекрасно проводят электрический ток. Впервые объяснение этому явлению дал выдающийся шведский химик, лауреат Нобелевской премии С. Аррениус. В 1887 г. для объяснения электропроводности растворов веществ он выдвинул гипотезу, получившую название *теории электролитической диссоциации*. Большой вклад в развитие этой теории внесли отечественные химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский.

Если раствор вещества проводит электрический ток, следовательно в нем содержатся заряженные частицы. Поскольку молекулы электронейтральны, такими частицами могут быть ионы, которые несут элек-



Сванте Август Аррениус
(1859 — 1927)

трической заряд. Следовательно, вещества, растворы которых проводят электрический ток, распадаются при растворении не на молекулы, а на ионы.

■ Процесс распада вещества на ионы называют *электролитической диссоциацией*.

Если с помощью прибора для определения электропроводности испытать раствор хлорида натрия, лампочка ярко загорится. Между электродами находится жидкость, которая выполняет роль проводника, цепь замкнута.

■ Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называют *электролитами*.

К электролитам относятся в первую очередь вещества с ионным и ковалентным полярным типом связи.

Как же происходит распад вещества на ионы? Иными словами, каков механизм электролитической диссоциации?

Вещества с ионным типом связи образуют ионную кристаллическую решетку. В узлах такой решетки находятся катионы и анионы, которые притягиваются друг к другу за счет электростатических сил. При погружении вещества в растворитель, например в воду, поверхностный слой ионов сразу же окружают полярные молекулы воды — диполи. Суммарная сила взаимодействия между дипольми воды и ионом становится больше силы его притяжения в кристалле, и гидратированный ион переходит в раствор (рис. 4.2).

Процесс электролитической диссоциации выражают уравнением, в левой части которого пишут формулу электролита, а в правой — те ионы, на которые он диссоциирует, например:



Сульфат меди(II) в водном растворе распадается (диссоциирует) на простой катион меди Cu^{2+} и сложный анион SO_4^{2-} . В отличие от катиона натрия и хлорид-аниона, это двухзарядные ионы. Уравнение электролитической диссоциации имеет вид



Подобным образом диссоциируют вещества с ковалентными полярными связями. Полярная молекула электролита окружается

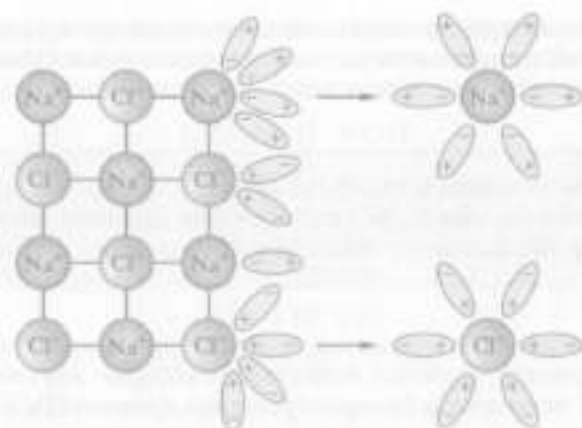


Рис. 4.2. Схема электролитической диссоциации вещества с ионной связью

диполями воды, которые «растаскивают» частицу в разные стороны (рис. 4.3). Длина ковалентной полярной связи увеличивается, возрастает ее полярность. В какой-то момент связь даже превращается в ионную. Наконец, молекула электролита распадается на гидратированные ионы, потерявшие связь друг с другом.

Уравнение электролитической диссоциации хлороводорода в водном растворе имеет вид



Повторим известные вам из курса основной школы положения теории электролитической диссоциации.

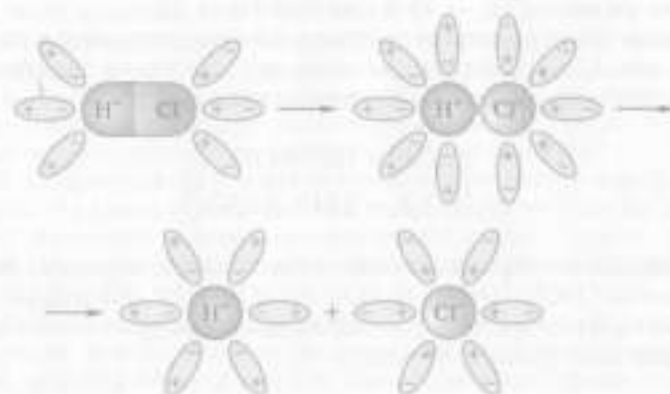


Рис. 4.3. Схема электролитической диссоциации вещества с ковалентной полярной связью

1. По способности проводить электрический ток в растворах все вещества можно разделить на электролиты и неэлектролиты.

К электролитам относятся все соли, щелочи, многие кислоты.

Оксиды металлов также будут являться электролитами, но только в виде расплавов. Так, электролизом расплава электролита — оксида алюминия в промышленности получают алюминий.

К неэлектролитам относится подавляющее большинство органических веществ, простые вещества, некоторые двухэлементные соединения неметаллов (например, оксид кремния(IV)).

2. В растворах электролиты диссоциируют, т. е. распадаются на ионы.

3. Разные электролиты в различной степени диссоциируют на ионы.

Эту способность электролитов количественно характеризуют степенью электролитической диссоциации (α).

■ Отношение количества вещества, распавшегося на ионы (n_n), к общему количеству растворенного вещества (n_p) называют *степенью электролитической диссоциации*:

$$\alpha = n_n / n_p$$

По степени диссоциации все электролиты можно условно разделить на *сильные* ($\alpha \rightarrow 1$) и *слабые* ($\alpha \rightarrow 0$).

Сильные электролиты в растворах почти полностью распадаются на ионы, и уравнение диссоциации для таких электролитов принято записывать как необратимый процесс:



К сильным электролитам относятся щелочи, все соли, некоторые кислоты (HCl, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, HBr, HI и др.).

Слабые электролиты в растворах диссоциируют незначительно, причем этот процесс обратим:



К слабым электролитам относятся многие неорганические (H_2S , H_2CO_3 , HCN) и почти все органические кислоты. Вода, определяя сам процесс диссоциации, диссоциирует незначительно:



4. По характеру образующихся в результате диссоциации ионов различают три типа электролитов: кислоты, основания и соли.

Кислоты – это электролиты, диссоциирующие на катионы водорода и анионы кислотного остатка:



Основания – это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы гидроксигруппы:



Соли – это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы кислотного остатка:



ЗАДАНИЯ

1. Какие вещества называют электролитами? Приведите примеры таких веществ.
2. Какие вещества называют неэлектролитами? Приведите примеры таких веществ.
3. Какую роль играет вода в процессе электролитической диссоциации?
4. Докажите, что диссоциация электролита – это результат процесса гидратации. Какую роль сыграли русские химики в изучении этого аспекта теории электролитической диссоциации?
5. Охарактеризуйте понятие «степень электролитической диссоциации». На какие группы делится электролиты по степени диссоциации? Приведите примеры представителей каждой группы.
6. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации.
7. На какие классы с точки зрения теории электролитической диссоциации делится сложные вещества? Дайте им определение, приведите примеры вещества каждого класса, напишите уравнения их диссоциации.
- *8. Подготовьте сообщение об использовании электролитов в технике.

4.3. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ. СПОСОБЫ УСТРАНЕНИЯ ЖЕСТКОСТИ

Круговорот воды в природе действует непрерывно в трех основных геосферах: гидросфера – атмосфера – литосфера (рис. 4.4). С поверхности Мирового океана ежегодно испаряется 453 000 км³ воды. Испаряющаяся вода, конденсируясь, образует облака и в виде осадков выпадает на землю. Эти осадки поглощаются почвой и в результате подземного и поверхностного стока воды вновь возвращаются в моря и океаны.

Круговорот воды – это хорошо отрегулированный механизм, который непрерывно «качает» воду из океана на материк и обратно.

Теоретически можно считать водные ресурсы неисчерпаемыми, если принять, что при рациональном использовании они непрерывно возобновляются в процессе круговорота. Вместе с тем потребление воды увеличивается, так как она служит одним из главных видов сырья для промышленности. Например, для получения 1 т синтетического каучука требуется 2 100 т воды, лаасана – 4 200 т, капрона – 5 600 т. Для изготовления автомобиля нужно 246 т воды, а для запуска межконтинентальной баллистической ракеты – почти 190 000 т! Мы уже приводили подобные цифры по использованию воды в промышленности в подразд. 3.4.

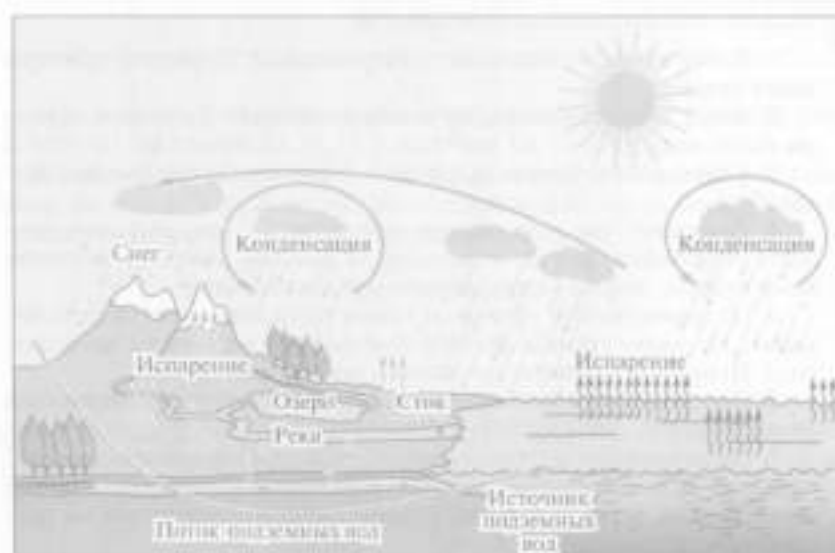


Рис. 4.4. Круговорот воды в природе

Для потребителя, использующего воду в бытовых и технических целях, важна особая характеристика воды, которая называется *жесткостью*.

Вода считается *жесткой*, если она содержит катионы кальция Ca^{2+} , магния Mg^{2+} и железа(III) Fe^{3+} . Понятно, что содержание этих катионов в воде обуславливают растворимые соединения кальция, магния и железа(III), например соли (хлориды, нитраты, сульфаты) или гидроксиды (гидроксид кальция немного растворим в воде). В жесткой воде мыло не мылится, волосы не промываются. Все дело в том, что мыла представляют собой натриевые (твердые) или калиевые (жидкие) соли жирных кислот, общую формулу которых можно условно записать так: RCOONa или RCOOK . Как и все калиевые и натриевые соли, мыла растворимы в воде и диссоциируют:



чего не скажешь об аналогичных солях кальция и магния. И до тех пор, пока все ионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{3+} не будут переведены с помощью мыла в осадок:



оно мылить, т. е. стирать и мыть, не будет. В жесткой воде мясо и крупы плохо развариваются.

И это далеко не весь список неприятностей, которые приносит человеку жесткая вода. Загляните внутрь чайника или, если в вашем доме или квартире делали капитальный ремонт, в разрез труб центрального отопления. Вы увидите белый, сероватый, рыхловатый слой накипи.

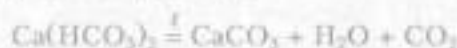
Оказывается, не только средние растворимые соли кальция и магния являются причиной жесткости воды, но и особая группа солей, которые называют кислыми.

Кислыми называют соли, которые можно рассматривать как продукты неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл. Понятно, что такие соли могут давать только многоосновные кислоты, в том числе угольная. Например, вам хорошо известна средняя натриевая соль угольной кислоты — карбонат натрия Na_2CO_3 (ее также называют технической содой), продукт полного замещения двух атомов водорода на атомы натрия. На кухне в шкафу обязательно имеется еще одна сода — питьевая (или пищевая). Это кислая соль NaHCO_3 (ее химическое название — гидрокарбонат натрия) — продукт неполного замещения атомов водорода на атомы натрия. Почему кислая? Потому что в составе кислотного остатка, как в кислоте, присутствует атом водорода.

Кальций и магний также образуют карбонат и гидрокарбонат. Гидрокарбонаты этих металлов хорошо растворимы в воде и диссоциируют, обуславливая тем самым ее жесткость:



Карбонаты кальция и магния практически нерастворимы. При нагревании воды, жесткость которой обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния, последние превращаются в нерастворимые карбонаты:



Именно они и образуют накипь в чайнике, трубах центрального отопления, паровых котлах и т. д. (цв. вклейка, рис. 11).

Жесткость воды, обусловленная содержанием гидрокарбонатов кальция и магния и устраняемая кипячением, называется *временной*. Жесткость воды, обусловленная содержанием других соединений кальция и магния и кипячением не устраняемая, называется *постоянной*.

И временная, и постоянная жесткость воды легко устраняются добавлением соды (карбоната натрия), поэтому последняя называется спиральной:



или



Временную жесткость воды можно устранить, добавляя к ней рассчитанное количество суспензии гидроксида кальция — так называемого известкового молока. При этом кислые соли (гидрокарбонаты) переходят в средние соли (карбонаты) и выпадают в осадок:



или



(Подумайте, почему следует избегать добавления избытка известкового молока.)

Современным и наиболее эффективным способом устранения жесткости воды, в том числе постоянной, является очистка ее с помощью особых реагентов, называемых ионитами. Иониты делятся на два типа — катиониты и аниониты. Катиониты обладают способностью заменять содержащиеся в воде катионы металлов на катионы водорода, а аниониты заменяют содержащиеся в воде анионы кислотных остатков на гидроксил-ионы. Катионы водорода и гидроксил-ионы соединяются, образуя воду. Таким образом происходит обессоливание воды.

Самая жесткая природная вода – это вода морская. Общее среднее содержание солей в Мировом океане составляет 35 г на 1 литр. Самая мягкая природная вода – это дождевая и талая, содержание солей в них близко к нулю. Самая мягкая искусственная вода – *дистиллированная*. Казалось бы, дистиллированная вода наиболее полезна для организма. Однако ее использование нежелательно и даже вредно, так как она «вымывает» из организма человека необходимые минеральные соли. Эти соли поступают в организм с пищей и напитками, в том числе с минеральной водой природной или искусственной.

Некоторые природные источники содержат растворенные в воде катионы K^+ , Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , а также анионы Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- и др., т.е. необходимые организму минеральные соли, содержание которых превышает 1 г/л; такие воды называют *минеральными*, равно как и их источники. Наиболее богат минеральными источниками район кавказских Минеральных вод. Так, наиболее известная и широко применяемая минеральная вода – кисловодский нарзан рекомендована как лечебно-столовая сульфатно-гидрокарбонатная вода. Содержание солей в ней составляет 2 – 3 г/л.

ЗАДАНИЯ

1. Как вода совершает круговорот в природе?
2. Достаточно ли запаса пресной воды на планете? Можно ли отнести воду к абсолютно возобновляемым природным ресурсам? Обоснуйте свою точку зрения.
3. Предложите свой проект по режиму экономии бытового потребления воды.
- *4. Какова роль воды в различных промышленных производствах? Предложите свой проект по режиму экономии производственного потребления воды.
- *5. Какая вода называется жесткой? Какие виды жесткости воды различают? Какой вред человеку наносит жесткая вода? Как устранить жесткость воды?
6. Какую воду называют минеральной? Для каких целей ее используют?
- *7. Какой объем при нормальных условиях займут 108 кг водяных паров?
- *8. В 1 л жесткой воды содержится 450 мг хлорида кальция. Сколько граммов кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ необходимо добавить к 250 л такой воды для устранения ее постоянной жесткости?

ГЛАВА 5 КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА

5.1. КИСЛОТЫ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

■ **Кислоты** — это электролиты, которые диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Классификация кислот

Кислоты — это многочисленный класс соединений, а потому нуждается в классификации, т.е. делении на группы по определенным признакам. Классификация кислот по разным признакам приведена в табл. 5.1.

Таблица 5.1. Классификация кислот

Признак классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие атома кислорода	Кислородсодержащие	H_2SO_4 , HNO_3 , H_2PO_4
	Бескислородные	H_2S , HCl , HCN
Основность (число атомов водорода в молекуле, способных заменяться на металл)	Одноосновные	HCl , HNO_3
	Двухосновные	H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3
	Трехосновные	H_3PO_4
Растворимость	Растворимые	H_2SO_4 , HNO_3 , HBr
	Нерастворимые	H_2SiO_3

Признак классификации	Группа кислот	Примеры
Летучесть	Летучие	HCl, H ₂ S
	Нелетучие	H ₂ SO ₄ , H ₂ SiO ₃
Степень электролитической диссоциации	Сильные (α → 1)	H ₂ SO ₄ , HCl, HNO ₃
	Слабые (α → 0)	H ₂ S, H ₂ CO ₃
Стабильность	Стабильные	H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄ , HCl
	Нестабильные	H ₂ CO ₃ , H ₂ SO ₃ , H ₂ SiO ₃

Химические свойства кислот

Кислый вкус, действие на индикаторы, электрическая проводимость, взаимодействие с металлами, оксидами и амфотерными оксидами, основаниями и солями — все эти свойства являются общими для неорганических кислот. Общие свойства кислот определяются их диссоциацией с образованием катионов водорода.

Изменение окраски индикаторов (лабораторный опыт № 7). В растворах кислот индикаторы изменяют свою окраску.

Взаимодействие металлов с растворами кислот (лабораторный опыт № 8). Это взаимодействие происходит при соблюдении ряда условий:

- металл должен находиться в ряду напряжений левее водорода;
- в результате реакции должна образоваться растворимая соль, так как в противном случае она покрывает металл пленкой и доступ кислоты к поверхности металла прекратится;
- для этих реакций не рекомендуется использовать щелочные металлы (*Почему?*);
- концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации взаимодействуют с металлами по-особому.

Например, при взаимодействии соляной кислоты с цинком образуется водород:



Концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода и после водорода, при этом никогда не выделяется водород. В результате реакций этих кислот с металлами

ми образуются соль, вода и продукт восстановления сульфит- или нитрат-анионов. Так, при взаимодействии концентрированной серной кислоты с медью образуется оксид серы(IV):



При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с медью выделяется бурый оксид азота(IV):



Аналогичная реакция меди с разбавленной азотной кислотой дает бесцветный оксид азота(II) в качестве продукта восстановления нитрат-ионов:



Концентрированная серная кислота обугливает органические вещества (см. вклейка, рис. 12), так как является очень гигроскопичной. *(Вспомните правило разбавления концентрированной серной кислоты!)*

Взаимодействие кислот с оксидами металлов (лабораторный опыт № 9). С основными и амфотерными оксидами взаимодействуют все сильные кислоты; например:



или общее ионное уравнение реакции:



Взаимодействие кислот с гидроксидами металлов (лабораторный опыт № 10). С основаниями (щелочами и нерастворимыми в воде основаниями) и амфотерными гидроксидами взаимодействуют все кислоты:



Взаимодействие кислот с солями (лабораторный опыт № 11). С солями кислоты взаимодействуют, если в результате реакции образуется осадок или газ.

Качественной реакцией на галогенид-ионы $X^- = Cl^-, Br^-, I^-$ (кроме ионов F^-) является реакция с нитратом серебра(I) (точнее – с катионами серебра(I)), так как $AgNO_3 = Ag^+ + NO_3^-$:



Качественной реакцией на серную кислоту и ее соли является реакция с раствором соли бария:



Качественной реакцией на соли угольной кислоты (карбонат- или гидрокарбонат-ионы) является их взаимодействие с кислотами:



Основные способы получения кислот

Бескислородные кислоты получают двумя основными способами.

Первый способ заключается в синтезе соответствующих водородных соединений неметаллов из простых веществ с последующим растворением их в воде. Так в промышленности получают хлороводородную (соляную) кислоту:



Аналогично можно получать и другие галогеноводородные кислоты.

Второй способ заключается в вытеснении галогеноводородов из твердых солей концентрированной серной кислотой:



или



Кроме бескислородных кислот вытеснением из солей серной кислотой получают и некоторые оксигеносодержащие кислоты, например фосфорную:



В последнем случае кислоту отделяют от малорастворимого сульфата кальция фильтрованием или отстаиванием. Поскольку получаемая ортофосфорная кислота загрязнена примесями, ее используют для производства фосфорных удобрений.

Чистую фосфорную кислоту получают термическим способом в несколько стадий, используя в качестве сырья фосфат кальция. Из него вначале получают фосфор, который окисляют до оксида фосфора(V), а затем последний растворяют в воде:



Аналогично взаимодействием кислотного оксида с водой получают многие другие кислородсодержащие кислоты:



Азотную кислоту получают растворением в воде оксида азота(IV) в присутствии кислорода:



Малорастворимую кремниевую кислоту можно получить реакцией обмена между растворимым в воде силикатом и, например, соляной кислотой:



Неорганические кислоты широко используют в промышленности.

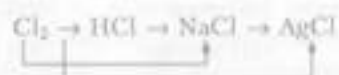
Серную кислоту H_2SO_4 применяют для получения солей, красителей, удобрений, взрывчатых веществ, лекарств, для очистки нефтепродуктов, травления металлов. Раствор серной кислоты в качестве электролита используется в свинцовых аккумуляторах.

Соляную кислоту HCl используют для получения ее солей, обработки руд, травления металлов, в химическом синтезе. Очень разбавленный раствор соляной кислоты употребляют в лечебных целях при повышенной кислотности желудка.

Фосфорная кислота H_3PO_4 в отличие от серной и соляной не такая сильная и не столь агрессивная. Тщательно очищенная фосфорная кислота применяется даже в пищевой промышленности для подслащивания напитков. Многотоннажное производство фосфорной кислоты началось после того, как ее соли стали применять в качестве удобрений.

ЗАДАНИЯ

1. Дайте определение кислотам исходя из их состава и с точки зрения теории электролитической диссоциации.
2. На какие группы делят кислоты?
3. Исходя из принципов классификации кислот дайте полную характеристику азотной и фосфорной кислотам.
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



*5. На полную нейтрализацию 110 г раствора серной кислоты потребовалось 80 г 10%-го раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовую долю кислоты в исходном растворе.

*6. Выведите формулу кислоты, если известно, что в ее состав входит 2,13% водорода, 29,79% азота и 68,08% кислорода.

7. К 980 мл 40%-го раствора серной кислоты (плотность 1,3 г/мл) добавили 120 мл воды. Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.

8. Как определять наличие кислоты в продуктах питания?

5.2. ОСНОВАНИЯ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

■ **Основания** – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы гидроксигруппы.

Классификация оснований

Принципы классификации оснований аналогичны принципам классификации кислот, в чем вы можете убедиться, ознакомившись с табл. 5.2.

Таблица 5.2. Классификация оснований

Принцип классификации	Группа оснований	Примеры
Наличие атома кислорода	Кислородсодержащие	KOH, Ca(OH) ₂
	Бескислородные	NH ₃ ·H ₂ O

Окончание табл. 3.2

Критерий классификации	Группа оснований	Примеры
Кислотность (число групп OH^- в молекуле или число присоединяемых ионов H^+)	Одноосновные	NaOH , KOH , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
	Двуосновные	$\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$
Растворимость	Растворимые	NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
	Нерастворимые	$\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$
Летучесть	Летучие	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
	Нелетучие	NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
Степень диссоциации	Сильные ($\alpha \rightarrow 1$)	LiOH , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
	Слабые ($\alpha \rightarrow 0$)	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Стабильность	Стабильные	KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
	Нестабильные	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Химические свойства оснований

Водные растворы щелочей мыльные на ощупь, разъедают кожу, ткань, изменяют окраску индикаторов (лабораторный опыт № 12). Общие свойства щелочей связаны с наличием в их растворах ионов OH^- .

Нерастворимые основания этими свойствами не обладают.

Объединяет все группы оснований общее свойство – взаимодействие с кислотами с образованием солей. В эту реакцию вступают все основания: и щелочи, и нерастворимые гидроксиды металлов.

Реакцию нейтрализации между щелочью и кислотой мы уже рассмотрели в подразд. 3.1:

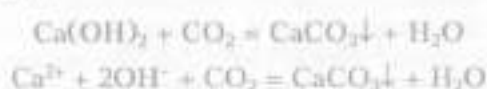


Также мы уже познакомились с взаимодействием кислот с нерастворимыми основаниями:



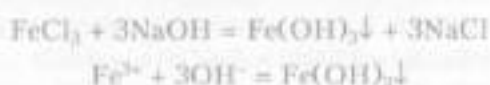
Взаимодействие оснований с кислотными оксидами. Это свойство характерно для щелочей. Например, для обнаружения углекислого газа в роли реактива используют известковую воду, и, наоборот, для распознавания раствора гидроксида кальция в ка-

честве реагента используют углекислый газ. В обоих случаях происходит один и тот же химический процесс – одна и та же качественная реакция:



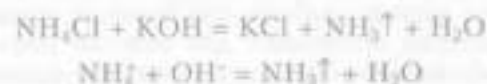
Взаимодействие оснований с солями (лабораторный опыт № 13). Эта реакция подчиняется общему правилу взаимодействия между электролитами – в результате реакции должны образоваться осадок, газ или малодиссоциирующее вещество.

Для получения осадка можно воспользоваться общим способом синтеза нерастворимых гидроксидов металлов – взаимодействием их солей с щелочами:



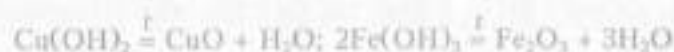
Свежеполученные осадки нерастворимых гидроксидов показаны на рис. 13 (на вклейке).

Примером реакции между щелочью и солью, идущей с образованием газа, может служить качественная реакция на соли аммония, т.е. качественная реакция на катион NH_4^+ :



Выделяющийся аммиак обнаруживают либо по запаху, либо по посинению влажной лакмусовой бумажки, либо по появлению белого «дыма» при поднесении палочки, смоченной концентрированной соляной кислотой.

Разложение нерастворимых оснований (лабораторный опыт № 14). При нагревании нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды разлагаются на оксид соответствующего металла и воду:

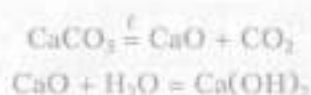


Основные способы получения оснований

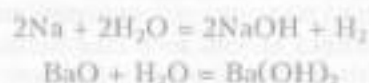
В промышленности щелочи получают электролизом растворов солей щелочных металлов:



Гидроксиды щелочноземельных металлов получают обжигом их карбонатов с последующим гашением образующихся оксидов водой:



В лабораторных условиях щелочи можно получить взаимодействием щелочного или щелочноземельного металла или их оксидов с водой:



Малорастворимые основания получают реакцией обмена между растворами щелочи и соли соответствующего металла:



Растворимые в воде основания разъедают ткани, бумагу, а на коже оставляют долго не заживающие раны. Именно поэтому гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов называют *едкими щелочами*, а гидроксид натрия — *едким натром*, *каустической содой* или *каустиком* (от греч. *kaustikos* — едкий, жгучий). Работать с этими веществами нужно крайне осторожно, избегая их попадания на одежду, мебель, тем более на руки и лицо.

Гидроксид натрия применяют для очистки нефти и масел, в производстве бумаги, мыла, искусственных волокон. Раствор NaOH используют в качестве электролита в аккумуляторах, которые так и называют — щелочные.

Гидроксид калия по свойствам очень похож на гидроксид натрия. Это едкое вещество, которое вызывает еще более сильные химические ожоги. Его второе название — *едкое кали* также отражает этот факт. Поскольку гидроксид калия «жадно» поглощает воду, его применяют для осушки некоторых жидкостей и газов. Гидроксид калия используют для получения соединений этого металла, жидкого мыла, в качестве электролита в щелочных аккумуляторах.

Гидроксид кальция Ca(OH)_2 представляет собой белый пылящий порошок, из-за чего его иногда называют *пушонка*. Это вещество именуют также *гашеной известью*, поскольку получают взаимодействием оксида кальция CaO (*негашеной извести*) с водой (процесс *гашения*).

В отличие от гидроксидов калия и натрия гидроксид кальция мало растворим в воде: в 100 г воды при комнатной температуре растворится всего 0,16 г гидроксида кальция. Гетерогенную смесь избытка гидроксида кальция с водой называют *известковым мо-*

локом. Если дать этой смеси отстояться, над осадком появится бесцветный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — известковая вода. Гидроксид кальция применяют в строительстве для приготовления особого цементного раствора — известкового. В сельском хозяйстве известь используют для понижения кислотности почв (известкование почвы), для борьбы с вредителями. Гидроксид кальция применяют в производстве стекла, используют при получении сахара из сахарной свеклы.

ЗАДАНИЯ

1. Дайте определение основаниям исходя из их состава и с точки зрения теории электролитической диссоциации.
2. На какие группы делит основания?
3. Исходя из принципов классификации оснований дайте полную характеристику гидроксида бария и гидроксида алюминия.
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



5. В 120 мл воды растворили 48 г гидроксида натрия, содержащего 3% примесей. Найдите массовую долю щелочи в полученном растворе.
6. При взаимодействии 585 г 20%-го раствора хлорида аммония с необходимым количеством гидроксида кальция было получено 33,6 л аммиака (н. у.). Рассчитайте выход продукта реакции в процентах от теоретически возможного.
- *7. В любой домашней аптечке обязательно имеется пузырек или ампула с нашатырным спиртом — 10% и раствором аммиака в воде. Сколько миллилитров газообразного аммиака (н. у.) и граммов воды содержится в одной ампуле, масса раствора в которой 2 г?
8. Найдите массу осадка, выпавшего при добавлении к 160 г 2%-го раствора сульфата меди(II) необходимого количества раствора гидроксида натрия. Какое количество вещества гидроксида натрия вступило в реакцию?

5.3. СОЛИ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

■ **Соли** — это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла (или аммония) и анионы кислотного остатка.

Это определение справедливо только для средних (нормальных) солей.

Обратимся к классификации солей.

Классификация солей

В начале XIX в. шведский химик Й. Я. Берцелиус сформулировал определение солей как продуктов реакций кислот с основаниями или соединений, полученных замещением атомов водорода в кислоте на металл. По этому признаку различают соли средние, кислые и основные (табл. 5.3).

Таблица 5.3. Классификация солей

Группа солей	Характеристика	Примеры
Средние (или нормальные)	Продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла или ионы аммония	NaCl , CaCO_3 , K_2SiO_3 , $\text{Ba(NO}_3)_2$, NH_4Cl
Кислые	Продукты неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атомы металла	NaHCO_3 , $\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$
Основные	Продукты неполного замещения гидроксигрупп в молекуле основания на кислотный остаток	$(\text{CoOH})_2\text{CO}_3$, ZnOHCl

Химические свойства солей

Взаимодействие солей с кислотами и щелочами было рассмотрено в подразд. 5.1, 5.2.

Взаимодействие солей с металлами. Еще одним свойством солей является способность взаимодействовать с металлами (лабораторный опыт № 15). Такое взаимодействие происходит при соблюдении ряда условий:

- металл должен находиться в ряду напряжений левее металла соли;
- в результате реакции должна образоваться растворимая соль, так как в противном случае она образует слой осадка на поверхности металла и доступ раствора к металлу прекратится;

• для этих реакций не рекомендуется использовать щелочные металлы, так как они активно взаимодействуют с водой.

Например, при соблюдении этих условий реагируют:



На рис. 14 (циф. вставка) показана красивая реакция замещения медью ионов серебра(I):



Взаимодействие солей с другими солями (лабораторный опыт № 16). Условием такой реакции является выпадение осадка. Так, при осуществлении эксперимента по доказательству состава какой-либо соли проводят определение катиона и аниона, образующих эту соль, с помощью качественных реакций с использованием реagensов на данный катион и данный анион. В роли таких реagensов часто выступают другие соли. Например, чтобы доказать состав хлорида бария, необходимо провести качественную реакцию на катион Ba^{2+} с раствором сульфата натрия и качественную реакцию на хлорид-анион с раствором нитрата серебра(I):



Основные способы получения солей

Рассмотрение способов получения солей позволяет повторить свойства основных классов неорганических соединений, акцентируя внимание на тех свойствах, в результате которых образуются соли.

1. Взаимодействие кислот с металлами:



2. Взаимодействие кислот с оксидами металлов:



3. Взаимодействие кислот с гидроксидами металлов:



4. Взаимодействие кислот с солями:



5. Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами:



6. Взаимодействие щелочей с солями:



7. Взаимодействие солей с металлами:



8. Взаимодействие солей с другими солями:



9. Взаимодействие основных оксидов с кислотными:



10. Взаимодействие металла с неметаллом:



Отдельные представители солей

Хлорид натрия NaCl. Минерал хлорида натрия называется *каменная соль*, или *галит*. В быту эта соль известна под прозаическим названием — *поваренная*. Без этой соли невозможна жизнь растений, животных и человека, так как она обеспечивает важнейшие физиологические процессы в организме: в крови человека и животных соль создает необходимые условия для существования эритроцитов, в желудке образует соляную кислоту, без которой было бы невозможно переваривание и усвоение пищи.

Каменная соль образует мощные отложения. В Соли-Илецке, например, толщина пласта соли превышает 1,5 км. Соли, находящейся в озере Баскунчак в Астраханской области, хватит нашей стране на 400 лет.

Хлорид натрия — это не только консервант продуктов и обязательный атрибут обеденного стола, но и ценное химическое сырье. Он используется в получении пищевой соды, хлороводородной кислоты. Электролизом расплава и раствора хлорида натрия получают хлор, гидроксид натрия, водород, металлический натрий.

Карбонат кальция CaCO_3 . Это вещество является главной составной частью некоторых минералов и осадочных пород: кальцита, известняка, мела, мрамора, а также доломита, состав которого можно выразить формулой $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$.

Не менее важную роль карбонат кальция играет в живой природе. Давно замечено, что на почве, посыпанной известняком, растительность чувствует себя лучше. Особенно это важно для молодых растений. Без кальциевых солей их корни делаются вялыми, быстро загнивают.

Карбонат кальция входит в состав наружного скелета морских звезд, кораллов (см. вклейка, рис. 15), раковин, двустворчатых и брюхоногих моллюсков, панцирей морских ежей и скелетов микроорганизмов, которые, отмирая, опускаются на дно и скапливаются там, постепенно превращаясь в залежи известняка и мрамора. Карбонат кальция — это главная составная часть жемчуга и перловой скорлупы.

В промышленности карбонат кальция (известняк) служит сырьем в производстве извести, цемента, карбида кальция. Из прозрачной разновидности минерала кальцита (исландского шпата)готавливают оптические призмь. Карбонат кальция, получаемый химическим путем, используют в качестве наполнителя бумаги, резины, в производстве зубной пасты и косметических препаратов.

Фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. В земной коре фосфат кальция входит в состав нескольких минералов: фосфоритов, апатитов, фтороапатитов.

Фосфат кальция — главный «конструкционный материал» для построения внутреннего скелета позвоночных: костей, зубов; содержится в мышцах, нервных тканях; он особенно необходим для построения скелета ребенка. Нехватка этой соли в организме человека и животного приводит к заболеванию рахитом. Источниками фосфата кальция являются также продукты, как сыр, говядина, печень, рыба, белый хлеб, яйца, молоко, йогурт.

В промышленности фосфат кальция используют для осветления сахарных сиропов, в качестве протравы при крашении тканей, стабилизатора полимеров, компонента взрывчатых порошков. В химической промышленности из фосфата кальция получают фосфор и фосфорную кислоту. В сельском хозяйстве используют минеральное удобрение — костную муку, основную часть которой составляет фосфат кальция.

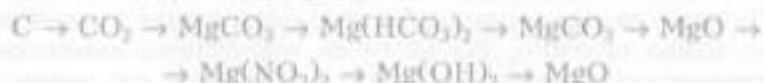
ЗАДАНИЯ

1. Дайте определение солям исходя из состава этих соединений. Для какой группы солей это определение справедливо?

2. Как классифицируют соли? Что общего между основаниями и кислотными солями? Что их отличает?

3. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения всех реакций, с помощью которых можно получить сульфат цинка.

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



*5. Сколько граммов гидрокарбоната натрия (разрыхлителя теста) потребуется для получения 9 л газов (н.у.), включая водяные пары?

*6. Подготовьте сообщение на тему: «Значение соды в народном хозяйстве и история содового производства».

*7. Какие соли используют на производстве вашего профиля? С какой целью?

5.4. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Согласно химической теории образования растворов частицы (молекулы или ионы) растворенного вещества в воде окружены гидратной оболочкой. В некоторых случаях такой тесный контакт приводит к химическому взаимодействию с образованием новых молекул или ионов, т.е. протекает химическая реакция.

■ **Гидролизом** называют обменное взаимодействие веществ с водой, приводящее к их разложению.

Обменному взаимодействию с водой могут подвергаться также вещества, говорить о растворимости которых в воде не имеет смысла, так как в присутствии влаги они полностью разлагаются. Подобным образом ведет себя, например, сульфид алюминия:



Такие соли в таблице растворимости отмечают прочерком, так как они не существуют в растворах. Их гидролиз необратим, поскольку один или оба продукта удаляются из сферы реакции в виде осадка или газа.

Таблица 5.4. Четыре группы солей в зависимости от силы кислоты и основания

Основание	Кислота	
	сильная	слабая
Сильное	NaCl, K ₂ SO ₄ , Ba(NO ₃) ₂	Na ₂ CO ₃ , K ₂ SiO ₃ , Li ₂ S
Слабое	ZnCl ₂ , Pb(NO ₃) ₂ , NH ₄ NO ₃	NH ₄ NO ₂ , (CH ₃ COO) ₂ Zn

Кроме необратимого существует гидролиз обратимый. Сущность обратимого гидролиза солей сводится к обменному химическому взаимодействию катиона металла (аммония) или аниона кислотного остатка с молекулами воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение, а в водном растворе появляется избыток катионов водорода или гидроксил-анионов, обуславливающих соответственно кислотную или щелочную реакцию среды.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой. Например, карбонат натрия образован сильным основанием NaOH и слабой кислотой H₂CO₃. В зависимости от силы основания и кислоты как электролитов все соли можно разделить на четыре группы (табл. 5.4).

Рассмотрим поведение солей различных групп в водных растворах.

Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой (лабораторный опыт № 17). Выбранный нами в качестве примера карбонат натрия образован сильным основанием и слабой кислотой:



Карбонат натрия хорошо растворим в воде и полностью диссоциирует:



Угльная кислота — слабый электролит. Следовательно, катионы водорода прочно удерживаются карбонат-анионом и с трудом отщепляются. Верно и обратное: анион CO₃²⁻ охотно присоединяет катион H⁺, отрывая его у молекулы воды. Карбонат-анион при этом превращается в гидрокарбонат, являющийся слабым электролитом, а от молекулы воды в растворе остается анион OH⁻:



Мы получили ионное уравнение гидролиза. В результате этого процесса в растворе накапливаются анионы OH⁻, определяющие щелочную реакцию среды.

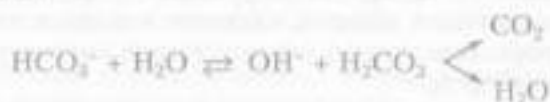
Кислотную, щелочную или нейтральную реакцию среды характеризует особая величина, которую называют **водородным показателем** (рН). Для нейтральной среды рН = 7, для кислотной рН < 7, для щелочной рН > 7.

В нашем случае рН раствора больше 7, т.е. среда щелочная. Рассмотренный процесс гидролиза называют также **гидролизом по аниону**.

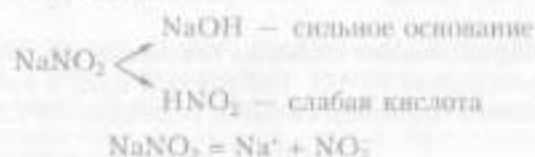
Молекулярное уравнение гидролиза карбоната натрия имеет вид



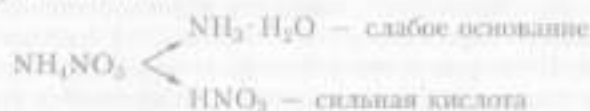
Приведенное выше уравнение соответствует гидролизу карбоната натрия *по первой ступени*. Возможна и *вторая ступень*: образовавшийся гидрокарбонат-анион взаимодействует со второй молекулой воды:



Число ступеней гидролиза соли по аниону совпадает с зарядом этого аниона. Следовательно, гидролиз нитрита натрия будет протекать лишь в одну стадию:



Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой (лабораторный опыт № 17). К солям такого типа относятся, например, нитрат аммония:



В водном растворе нитрат аммония диссоциирует:



Гидролизу подвергается тот ион, который принадлежит слабому основанию. Данная соль **гидролизруется по катиону**. От-

рываая от молекулы воды гидроксил-анион, катион NH_4^+ способствует накоплению в растворе катионов водорода:



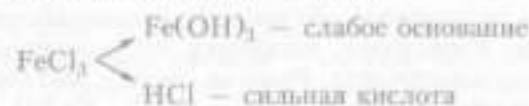
Молекулярное уравнение гидролиза легко получить, дописав в полном уравнении нитрат-анионы:



Реакцию среды в растворе данной соли определяет наличие катионов H^+ : среда кислотная. В этом случае $\text{pH} < 7$.

Гидролизуются могут также двухзарядные (Mg^{2+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} , Co^{2+} и другие, кроме катионов щелочноземельных металлов) и трехзарядные (Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} и др.) катионы металлов. В этом случае число стадий гидролиза будет таким, каков заряд катиона.

При длительном хранении раствор хлорида железа(III) мутнеет и из истинного превращается в коллоидный. Это связано с протеканием гидролиза по нескольким ступеням:



В водном растворе хлорид железа(III) диссоциирует по уравнению



Поскольку с водой взаимодействует трехзарядный ион железа, число ступеней гидролиза также равно трем:

I ступень



II ступень

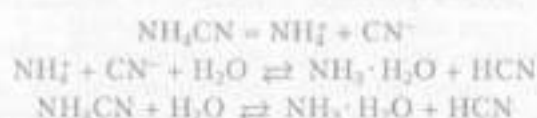
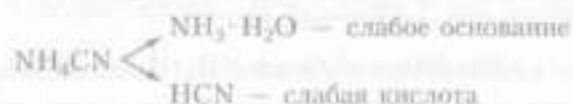


III ступень



Продуктами гидролиза являются основные соли – гидроксохлорид железа(III) и дигидроксохлорид железа(III), а также гидроксид железа(III). Вторым продуктом реакции – соляная кислота, она и определяет кислотную реакцию среды в растворе FeCl_3 .

Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой. Такие соли также подвергаются гидролизу, причем как по катиону, так и по аниону. Катион и анион «делит» между собой молекулу воды, присоединяя соответственно гидроксил-анион и катион водорода. Так гидролизуется, например, цианид аммония:



Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (лабораторный опыт № 17). Такие соли гидролизу не подвергаются. В водном растворе подобных солей катионы металла (щелочного или щелочноземельного) и анионы кислотного остатка окружены гидратными оболочками; взаимодействия с молекулами воды не происходит, поскольку это не приводит к образованию слабого электролита. Реакции среды в растворе негидролизующихся солей (например, CaCl_2 , KNO_3 , Na_2SO_4 , LiClO_4) нейтральная; pH раствора равен 7.

ЗАДАНИЯ

1. Какой процесс называют гидролизом? Какие типы гидролиза вы знаете?

2. Почему в таблице растворимости в некоторых клеточках стоит проверка? Напишите формулы некоторых таких соединений и уравнения реакций их гидролиза.

3. Что представляет собой соль как продукт реакции обмена и продукт реакции замещения? Только ли кислота и основание могут в результате обмена образовать соль?

4. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени следующих солей и укажите среду раствора: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 , ZnCl_2 , K_2S , Na_2SiO_3 , NH_4Cl , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

*5. Дополните левые части уравнений реакций:



*6. Смешали растворы карбоната натрия и сульфата алюминия. При этом выделился газ и выпал осадок. Напишите уравнение реакции.

*7. Какие аспекты вашей будущей профессиональной деятельности требуют знания о pH? Обоснуйте ответ.

3.3. ОКСИДЫ

Среди неорганических бинарных соединений (хлоридов, гидридов, фосфидов, нитридов и др.) наибольшее значение имеют оксиды.

■ **Оксиды** — это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 .

Это определение исключает из числа оксидов пероксиды (например, Na_2O_2), а также фториды кислорода (например, O^+F_2).

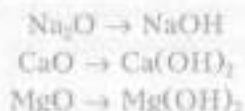
Классификация оксидов

Класс оксидов делится на два больших подкласса.

1. **Несолеобразующие оксиды** — оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни с щелочами, а потому солей не образуют. Таковыми оксидами являются: N_2O , NO , CO , SiO .

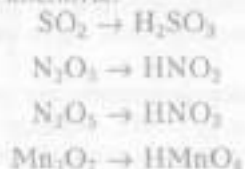
2. **Солеобразующие оксиды** в свою очередь делятся на три группы.

• **Основные оксиды** — это оксиды, которым в качестве гидроксидов соответствуют основания:



Как правило, основные оксиды — это оксиды металлов в степени окисления $+1$, $+2$.

• **Кислотные оксиды** — это оксиды, которым в качестве гидроксидов соответствуют кислоты:

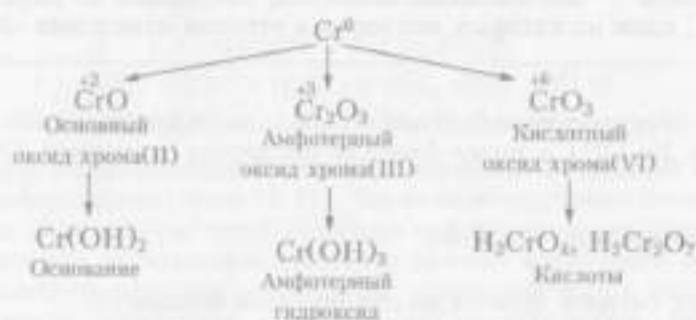


Как правило, кислотные оксиды — это оксиды неметаллов или металлов в высоких степенях окисления.

• **Амфотерные оксиды** — это оксиды, которым соответствуют амфотерные гидроксиды:



Если металл проявляет несколько степеней окисления, то, как правило, оксид и гидроксид с низкой степенью окисления являются основными, с высшей — кислотными, а с промежуточной — амфотерными:



Химические свойства оксидов

Химические свойства основных и кислотных оксидов сопоставлены в табл. 5.5.

Основным химическим свойством амфотерных оксидов является их взаимодействие как с кислотами, так и с щелочами с образованием солей:



Следовательно, амфотерным оксидам присущи свойства как основных, так и кислотных оксидов. У различных амфотерных оксидов эта двойственность может быть выражена в разной степени.

Например, оксид цинка одинаково легко растворяется и в кислотах, и в щелочах, т.е. у этого оксида основная и кислотная функции выражены примерно в равной мере. Оксид железа(III) обладает преимущественно основными свойствами, и кислотные свойства проявляет только при взаимодействии с щелочами при высокой температуре:



Таблица 5.5. Химические свойства основных и кислотных оксидов

Свойство	Основные оксиды	Кислотные оксиды
Взаимодействие с гидроксидами противоположного класса	Взаимодействуют с кислотами: $MgO + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + H_2O$ $Na_2O + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O$	Взаимодействуют с щелочами: $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + H_2O$ $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$
Взаимодействие с оксидами противоположного класса	Взаимодействуют с кислотными оксидами: $CaO + SiO_2 = CaSiO_3$ $CrO + SO_3 = CrSO_4$ $BaO + CO_2 = BaCO_3$	Взаимодействуют с основными оксидами: $SO_2 + K_2O = K_2SO_3$ $B_2O_3 + Na_2O = 2NaBO_2$ $N_2O_5 + CaO = Ca(NO_3)_2$
Взаимодействие с водой, если образуется растворимый гидроксид	$SiO + H_2O = Si(OH)_2$ $Li_2O + H_2O = 2LiOH$	$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$ $CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$
Окислительно-восстановительные реакции	Взаимодействуют с восстановителями: $FeO + CO = Fe + CO_2$ Взаимодействуют с окислителями: $2Cu_2O + O_2 = 4CuO$	Взаимодействуют с восстановителями: $SiO_2 + 2Mg = Si + 2MgO$ Взаимодействуют с окислителями: $P_2O_3 + O_2 = P_2O_5$

У амфотерного оксида олова(IV) преобладают, наоборот, кислотные свойства:



Основные способы получения оксидов

Оксиды получают прямым синтезом, окислением и разложением сложных веществ.

1. Оксиды получают взаимодействием простых веществ с кислородом – прямым синтезом:



Исключение составляют благородные газы, галогены, золото и платина.

При температуре электрической дуги азот взаимодействует с кислородом с образованием оксида азота(II):



2. Оксиды могут быть получены при полном или неполном окислении сложных веществ кислородом:



3. Оксиды получают разложением сложных веществ:

а) солей, например карбонатов различного типа



б) оснований и амфотерных гидроксидов



в) кислот



Отдельные представители оксидов

Оксид углерода(IV) CO_2 . Содержание оксида углерода(IV) (углекислого газа) в воздухе составляет в среднем 0,03%. Выдыхаемый человеком воздух содержит уже около 4% CO_2 . В атмосферу в результате сжигания различных видов топлива поступает более 10 млрд т углекислого газа ежегодно! При большом содержании в воздухе углекислый газ ядовит. При повышении содержания CO_2 в воздухе до 6,2% появляется головокружение, тошнота, резкое снижение работоспособности. Воздух, который содержит 14% углекислого газа, смертелен.

Углекислый газ мало растворим в воде. В одном литре жидкой воды растворяется примерно 1 л газообразного CO_2 .

В последние десятилетия равновесие круговорота углекислого газа в природе нарушилось. Все больше и больше его поступает в атмосферу за счет развития промышленности, а массовая вырубка лесов и уничтожение планктона из-за загрязнения Мирового океана снижают возможности утилизации. В результате возникает и усиливается так называемый «парниковый эффект». Углекислый газ атмосферы беспрепятственно пропускает солнечные лучи, они нагревают поверхность Земли, а вот обратному излучению тепла в космическое пространство CO_2 мешает.

Углекислый газ используют при производстве сахара и пищевой соды, удобрения мочевины и некоторых других соединений. Им газифицируют напитки, его используют при тушении пожаров.

Углекислый газ в сжатом состоянии хранят в баллонах черного цвета с надписью «Углекислота».

Оксид кремния(IV) SiO_2 . Если гидросфера Земли — это водная оболочка планеты, то основу земной коры составляют соединения кремния. В результате эрозии скалы, горные породы превращаются в песок, состав которого можно выразить формулой SiO_2 .

Оксид кремния(IV) содержат некоторые растения (диатомитовые водоросли, хвощ) и даже животные (например, кремниевые губки, в которых это вещество «отвечает» за образование твердых скелетных частей, тканей или коллечек).

Оксид кремния(IV) является сырьем для производства цемента, его добавляют в качестве наполнителя в бетон и цементные растворы.

6.1. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

В химии существует множество классификаций химических реакций по различным признакам. Со многими из них вы знакомы. Давайте обобщим известные нам сведения о типологии химических реакций.

1. По числу и составу реагирующих и образующихся веществ, как вы знаете, в неорганической химии различают реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

• Реакции, при которых из двух или более исходных веществ образуется одно сложное вещество, называют **реакциями соединения**.

Например, магний горит на воздухе ослепительно-ярким пламенем (см. вклейка, рис. 16). В результате образуется сложное вещество – оксид магния:



• Реакции, при которых из одного сложного вещества образуется два или более новых веществ, называют **реакциями разложения**.

Например, нерастворимые в воде гидроксиды металлов при нагревании разлагаются с образованием оксида металла и воды:



• Реакции, при которых атомы простого вещества замещают атомы другого элемента в сложном веществе, называют **реакциями замещения**.

На реакциях замещения основано получение многих металлов из их оксидов. Например, хром вытесняют из оксида хрома(III) алюминием:



• Реакции, при которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями, называют **реакциями обмена**.

При добавлении к раствору нитрата свинца(II) раствора нитрата калия выпадает ярко-желтый осадок труднорастворимой соли — нитрида свинца(II) (цв. вилейка, рис. 17). В растворе присутствует иная продукт реакции — нитрат калия. По уравнению реакции нетрудно заметить, что две соли обменялись катионами, при этом одно из вновь образованных веществ выпало в осадок:



• Особый тип реакций обмена, протекающих между растворами кислот и щелочей, называют **реакциями нейтрализации**. При сливании реагентов щелочь и кислота реагируют друг с другом, и реакция среды образовавшегося раствора становится нейтральной:



2. По использованию катализатора различают **каталитические** и **некаталитические реакции**.

■ **Катализатором** называют вещество, которое существенно увеличивает скорость химической реакции, а после окончания реакции оно не изменяет своего химического состава.

■ Явление изменения скорости реакции в присутствии катализатора называют **катализом**.

Например, реакцию синтеза аммиака из азота и водорода проводят в присутствии катализатора — особым образом подготовленного железа. Это каталитическая реакция:



Взаимодействие железа с соляной кислотой не требует применения катализатора; это некаталитическая реакция:



3. По возможности протекания процесса в двух взаимно противоположных направлениях реакции делят на обратимые и необратимые.

Например, при взаимодействии оксида магния с раствором серной кислоты образуется соль сульфат магния и вода:



В тех же условиях из продуктов реакции невозможно получить серную кислоту и оксид металла. Подобные реакции протекают только в одном направлении и называются необратимыми.

Необратимыми называют химические реакции, в результате которых исходные вещества практически полностью превращаются в конечные продукты.

Рассмотренное выше взаимодействие азота с водородом приводит к образованию аммиака:



В тех же условиях аммиак может разлагаться на простые вещества:



Эти химические уравнения отражают два взаимно противоположных процесса. Их часто объединяют в одно уравнение, заменяя знак равенства на стрелки обратимости:



Обратимыми называют химические реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях — прямом и обратном.

4. По фазовому состоянию реагирующих веществ различают гомогенные и гетерогенные химические реакции.

Вы знаете, что смеси веществ бывают гомогенные и гетерогенные. Если реагирующие вещества находятся в одном агрегатном состоянии (точнее — в одной фазе), то реакцию называют **гомогенной**. Например, гомогенными являются все реакции, протекающие между газообразными веществами:



Если реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях (разных фазах), то реакция называется **гетерогенной**:



Здесь и далее символом (г.) обозначено газообразное состояние вещества, (тв.) — твердое состояние.

5. По *тепловому эффекту* реакции делят на экзотермические и эндотермические.

Немаловажным результатом протекания реакций является выделение или поглощение теплоты. Выделяющуюся тепловую энергию люди давно научились использовать в своих целях.

В большинстве случаев человек использует тепловую энергию, которая выделяется в результате реакций горения. Горит газ на кухне, мазут в печах теплоэлектростанций, дрова в костре, уголь в доменной печи. В цилиндрах двигателя внутреннего сгорания протекает реакция горения паров бензина, и выделяющаяся энергия превращается в механическую, заставляет вращаться колеса.

■ **Количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате протекания химической реакции, называют *тепловым эффектом*.**

Тепловой эффект обозначают буквой Q и измеряют в килоджоулах (кДж) или килокалориях в расчете на 1 моль (кДж/моль) какого-либо из участников реакции – исходного вещества или продукта.

■ **Реакции, протекающие с выделением тепловой энергии, называют *экзотермическими*, а с поглощением – *эндотермическими*.**

Для экзотермических реакций тепловой эффект положителен ($Q > 0$), для эндотермических – отрицателен ($Q < 0$).

Уравнения химических реакций, в которых указан тепловой эффект, называют *термохимическими*, например:



Зная тепловой эффект реакции, по термохимическому уравнению можно рассчитать количество теплоты, которое выделится или поглотится при ее протекании.

6. По *изменению степеней окисления* атомов элементов, образующих реагенты и продукты реакции, различают окислительно-восстановительные и не окислительно-восстановительные реакции.

■ **Окислительно-восстановительными** называют реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, образующих вещества, участвующие в реакции.

Степенью окисления называют условный заряд атомов в химическом соединении, если предполагают, что оно состоит только из простых ионов.

Рассмотрим окислительно-восстановительные процессы на примере одной из реакций замещения — *алюминотермии* (восстановление металлов из их оксидов алюминием (см. вклейка, рис. 18)).

Обозначим степени окисления всех элементов в формулах веществ — реагентов и продуктов реакции:



Как видно из уравнения, два элемента — железо и алюминий изменили степени окисления. Что с ними произошло?

Алюминий из нейтрального атома превратился в условный ион в степени окисления +3, т. е. отдал 3 электрона:



Элемент (или вещество), отдающий электроны, называют **восстановителем**; сам он при этом **окисляется**.

Условный ион железа в степени окисления +3 превратился в нейтральный атом, т. е. получил при этом три электрона:



Элемент (или вещество), принимающий электроны, называют **окислителем**, сам элемент при этом **восстанавливается**.

Принимая электроны, атомы химического элемента восстанавливаются и понижают свою степень окисления, являясь окислителем для другого участника этого процесса. Теряя электроны, химический элемент окисляется и повышает свою степень окисления, играя при этом роль восстановителя для элемента-окислителя.

ЗАДАНИЯ

1. Как классифицируют химические реакции по числу и составу реагирующих и образующихся веществ? Приведите примеры реакций каждого типа. Реакции какого типа всегда являются окислительно-восстановительными?
2. Какое вещество называют катализатором? Какое явление называют катализом? Приведите примеры каталитических реакций.
3. Напишите уравнение реакции окисления оксида серы(IV) кислородом до оксида серы(VI) и уравнение обратной реакции. Каким образом в уравнении реакции показать ее обратимость?
- *4. Как в вашей будущей профессии используется теплота, выделяющаяся при протекании экзотермических реакций?

*5. Какое количество теплоты потребуется для разложения 1,5 т карбоната кальция в соответствии с термохимическим уравнением реакции



6. Какие реакции называют окислительно-восстановительными? Почему они имеют двойное название? Какие процессы называют окислением? Восстановлением? Какое вещество называют окислителем? Восстановителем?

7. Определите степени окисления элементов в соединениях, имеющих формулы: Ca_3P_2 , P_2O_3 , H_2PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

8. Азотная кислота любой концентрации восстанавливается металлами не до водорода, а, например, до оксида азота(II). Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в уравнении реакции азотной кислоты с медью:



9. Химические свойства металлов характеризуются одним словом — восстановители. Напишите уравнения реакций алюминия: а) с соляной кислотой; б) хлоридом меди(II); в) кислородом; г) серой. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

*10. Какое количество вещества железа образуется в результате взаимодействия 640 г оксида железа(III), содержащего 5% примесей, с избытком алюминия?

6.2. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Самым сильным из известных окислителей и восстановителей является электрический ток. Он восстанавливает даже щелочные и щелочноземельные металлы и алюминий из их соединений и окисляет ионы галогенов и кислорода из их соединений до простых веществ.

■ **Электролизом** называют окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

Электролиз расплавов электролитов. При плавлении электролиты распадаются на ионы, только в отличие от ионов в водных растворах они не гидратированы. При пропускании электрического тока через расплав эти ионы будут направляться к противоположно заряженным электродам и разряжаться на них.

Рассмотрим электролиз расплава хлорида натрия. В расплаве эта соль диссоциирует:



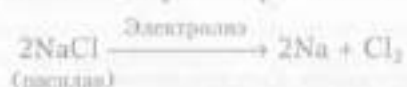
Под действием электрического тока катионы натрия направляются к катоду (отрицательному полюсу источника тока) и разряжаются на нем, т. е. восстанавливаются:



Под действием электрического тока анионы хлора направляются к аноду (положительному полюсу источника тока) и разряжаются на нем, т. е. окисляются:



Итоговое уравнение электролиза расплава хлорида натрия:



Схематично этот процесс представлен на рис. 6.1.

Именно так в промышленности получают щелочные и щелочноземельные металлы, а также галогены. Впервые использовал электролиз для получения металлов английский химик Г. Дэви. Французский химик А. Муассан электролизом жидкого фтороводорода впервые получил фтор.

Не только из солей, но и из расплавов других соединений, например оксидов, могут быть получены активные металлы. Так, мировая алюминиевая промышленность использует для производства этого металла обезвоженные бокситы (рис. 6.2). Будучи веществом атомного строения, оксид алюминия имеет атомную кристаллическую решетку и является чрезвычайно тугоплавким веществом. Поэтому его получение изначально было очень дорогим. Немногом более ста лет назад американский студент-химик Ч. Холл открыл, что обезвоженные бокситы (или глинозем — оксид алюминия) можно растворить при температуре 950 °С в расплавленном криолите $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$ и затем путем электролиза выделить из него алюминий. В том же 1885 г. французский металлург П. Эрру разработал такой же метод получения алюминия. Метод Холла — Эрру сделал возможным промышленное получение алюминия.

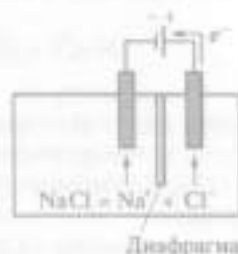


Рис. 6.1. Схема установки для электролиза расплава хлорида натрия

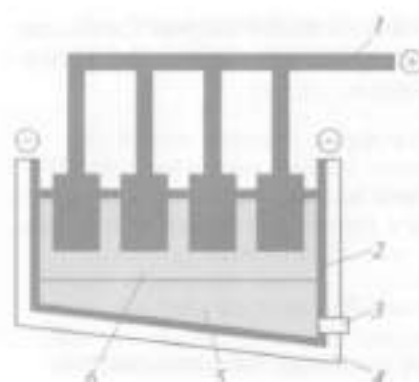


Рис. 6.2. Схема установки для получения алюминия:
 1 — графитовые аноды; 2 — корпус электролизера — катод, где протекает реакция $Al^{3+} + 3e^{-} \rightarrow Al$; 3 — отверстие для слива расплавленного алюминия; 4 — изоляционное покрытие; 5 — расплав алюминия; 6 — расплав электролита: оксид алюминия Al_2O_3 , растворенный в криолите Na_3AlF_6 .

Электролиз растворов электролитов. В этом процессе приходится учитывать не только те ионы, на которые диссоциирует электролит, но и ионы, образующиеся при незначительной диссоциации молекул воды:



Рассмотрим электролиз раствора хлорида натрия.

В водном растворе хлорид натрия полностью распадается на ионы — диссоциирует:



При электролизе раствора хлорида натрия на катод отправятся сразу два вида ионов: Na^{+} и H^{+} . На катоде происходит восстановление катионов водорода:



К аноду за счет сил электрического поля направляются анионы Cl^{-} и OH^{-} . На аноде происходит окисление хлорид-анионов, а в растворе останутся гидроксид-анионы:



Суммарно рассмотренный процесс описывается уравнением окислительно-восстановительной реакции:



Следовательно, продуктами электролиза раствора хлорида натрия являются: водород, хлор и гидроксид натрия.

В промышленности электролиз широко применяется:

- для получения щелочных, щелочноземельных металлов и алюминия;

- получения галогенов, водорода, кислорода;

- для нанесения металлических покрытий на поверхность изделий (*гальваностегия*) — никелирование, хромирование, золочение;
- изготовления рельефных металлических копий (*гальванопластика*);
- очистки цветных металлов от примесей (*рафинирование*).

ЗАДАНИЯ

1. Какой процесс называют электролизом? Какую роль играют катод и анод в этом процессе?
2. Чем отличается электролиз раствора от электролиза расплава?
- *3. Что такое гальванопластика? Приведите примеры ее использования.
- *4. Что такое гальваностегия? Приведите примеры ее использования.
- *5. Что такое рафинирование? Приведите примеры его использования.
- *6. На основе суммарного уравнения электролиза раствора хлорида натрия рассчитайте объемы газов и количество щелочи, образовавшихся в результате электролиза 385 г хлорида натрия, содержащего 10 % примесей. Выход продуктов составляет 95 % теоретически возможного.
7. Назовите продукты электролиза раствора и расплава хлорида меди(II).
8. Назовите предметы домашнего обихода и оборудования квартиры, при изготовлении которых были использованы гальванопластика и гальваностегия.

6.3. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Известно, что одни химические реакции протекают за доли секунды, другие — за минуты, часы, сутки. Например, при сливании растворов хлорида бария и серной кислоты мгновенно образуется белый осадок сульфата бария:



Наоборот, реакция ржавления железа (коррозия) идет так медленно, что проследить за ее результатами можно лишь по истечении длительного времени. Чтобы характеризовать быстроту течения химической реакции, пользуются понятием *скорость химической реакции*, которую обозначают буквой v .

■ **Скорость химической реакции (v)** определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени:

$$v = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t},$$

где C_1, C_2 — молярные концентрации реагирующих (или образующихся) веществ в момент времени t_1 и t_2 соответственно.

Количество вещества в единице объема называют **молярной концентрацией**; она измеряется в молях на литр (моль/л). Так как время измеряется в секундах (минутах, часах), то можно вывести и единицы измерения скорости химической реакции: 1 моль/(л·с); 1 кмоль/(м³·мин) и т. д.

Рассмотрим факторы, определяющие скорость химической реакции.

Природа реагирующих веществ. Например, зависимость скорости взаимодействия кислоты с металлами от их природы можно наблюдать экспериментально (лабораторный опыт № 18).

Концентрация реагирующих веществ. Увеличение концентрации веществ обуславливает рост скорости реакции (лабораторный опыт № 19).

Температура. Известно, что при нагревании скорость химической реакции увеличивается (лабораторный опыт № 20). В конце XIX в. голландский химик Я. Вант-Гофф сформулировал правило:

■ При увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза:

$$v_2 = v_1 \gamma^{10},$$

где v_2 — скорость реакции при конечной температуре t_2 ; v_1 — скорость реакции при начальной температуре t_1 .

Величину γ называют **температурным коэффициентом реакции**. Его физической смысл заключается в том, что он показывает, во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры на каждые 10 градусов. Именно значение температурного коэффициента для большинства реакций составляет от 2 до 4.

Поверхность соприкосновения реагирующих веществ. Скорость гетерогенных реакций, т. е. реакций, протекающих на границе раздела фаз, зависит при прочих равных условиях от свойств поверх-

ности веществ. Например, растертый в порошок мел быстрее растворяется в соляной кислоте, чем равный по массе кусочек мела.

В промышленности для увеличения скорости гетерогенных реакций используют технологический прием, называемый «метод кипящего слоя». Поток газообразных или жидких реагентов под давлением подают в нижнюю часть реактора, заполненного слоем твердого реагента или катализатора на твердом носителе. Поток газа или жидкости равномерно омывает твердые частицы, заставляя их переворачиваться, перемешиваться, как бы «кипеть». Так в производстве серной кислоты проводят окисление оксида серы(IV) до оксида серы(VI).

Использование катализаторов. Это один из важнейших и самых эффективных способов повышения скорости химических реакций. Современную химическую промышленность невозможно представить без использования каталитических процессов. Производство серной и азотной кислот, аммиака и метанола, уксусной кислоты и полимеров, нефтепереработка и производство лекарственных препаратов — около 90 % всех химических производств используют катализаторы.

Если катализатор находится в одной фазе с реагирующими веществами, его называют *гомогенным*. Очевидно, что твердых гомогенных катализаторов не бывает, они всегда *гетерогенные*. В этом случае каталитическая реакция протекает на поверхности катализатора. Например, разложение пероксида водорода при обычных условиях протекает довольно медленно:



Здесь и далее символом (р.) обозначено состояние в растворе, (ж.) — жидкое состояние.

При добавлении нескольких капель раствора хлорида железа(III) реакция протекает достаточно бурно. Катионы Fe^{3+} в растворе осуществляют гомогенный катализ разложения пероксида водорода. Такой же эффект наблюдается при добавлении к раствору пероксида водорода твердого оксида марганца(IV). В этом случае катализатор является гетерогенным.

В химической технологии применяют еще одну группу веществ, которые называют промоторами. Сами промоторы не обладают каталитической активностью, но усиливают действие катализатора. Например, синтез аммиака ведут в присутствии железа, промотированного оксидом калия. Если убрать из системы железо, каталитический эффект исчезает, а без оксида калия железный катализатор менее активен.

Одной из важнейших характеристик катализаторов является срок их службы. В технологическом процессе твердые частицы катализатора при трении друг о друга измельчаются и уносятся потоком газообразных или жидких продуктов реакции. Кроме того, на катализаторе накапливаются (адсорбируются) различные вещества (смолы, вязкие жидкости), а ведь именно на поверхности гетерогенного катализатора происходит взаимодействие реагентов. Особенно страшны для катализаторов так называемые *каталитические яды*. Это вещества, не просто оседающие на поверхности катализатора, а «отравляющие» его, т. е. вступающие в химическое взаимодействие с образованием неактивных соединений. Сильными каталитическими ядами являются соединения серы, мышьяка, ртути. Чтобы избежать отравления катализатора и продлить срок его службы, исходные вещества тщательно очищают. Например, перед процессом крекинга из нефтепродуктов удаляют соединения серы.

Существуют вещества, которые замедляют химические реакции; их называют *отрицательными катализаторами*, или *ингибиторами*. Они способствуют удалению из реакционной смеси активных частиц, вступаая с ними во взаимодействие, тем самым замедляют реакцию или даже сводят ее скорость к нулю.

Ингибиторы используют для замедления нежелательных процессов. Например, разложение пероксида водорода в растворе, используемом в медицине, ингибируют с помощью глицерина. Если в соляную кислоту добавить небольшое количество уротропина (медицинское название гексаметиленetetраамина), она перестает реагировать с железом. При этом все прочие свойства кислоты сохраняются.

ЗАДАНИЯ

1. Охарактеризуйте понятие «скорость химической реакции». В каких единицах измеряется и от каких факторов зависит скорость химической реакции?
2. Почему кистер разжигает с помощью бумаги и небольших щепочек?
3. Почему «кипящий слой» так называется? Какой фактор, влияющий на скорость реакции, «работает» при использовании этого метода?
4. За 12 мин концентрация одного из реагентов изменилась от 0,44 до 0,20 моль/л. Рассчитайте среднюю скорость реакции за данный промежуток времени.
5. Во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры от 10 до 40 °С, если температурный коэффициент равен 2?

6. При понижении температуры реакции от 100 до 70 °С скорость реакции уменьшилась в 27 раз. Рассчитайте температурный коэффициент.

*7. Какие катализаторы используют на производственных предприятиях нашего профиля?

8. Почему продукты хранят в холодильнике?

6.4. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Все химические реакции можно разделить на необратимые и обратимые.

Большинство реакций, лежащих в основе промышленного получения важнейших продуктов химического производства, являются обратимыми. Таковым является, как вы уже знаете, окисление оксида серы(IV) до оксида серы(VI) – одна из стадий получения серной кислоты:



Синтез аммиака из азота и водорода также представляет собой обратимую химическую реакцию:



В обратимом химическом процессе в момент смешивания исходных веществ скорость прямой реакции максимальна, так как максимальна концентрация реагентов. С течением времени исходные вещества расходуются, превращаясь в продукты, их концентрация падает, следовательно уменьшается и скорость прямой реакции. Концентрация же продуктов, напротив, увеличивается, а значит скорость обратной реакции возрастает.

В любой обратимой реакции рано или поздно наступает такой момент времени, когда скорости прямой и обратной реакций становятся равными. При этом и прямая, и обратная реакция продолжают идти, но концентрации веществ не изменяются. Дело в том, что количество вещества, образовавшегося в единицу времени в результате прямой реакции, равно количеству того же вещества, израсходованного в обратном процессе. Такое состояние обратной реакции называют *химическим равновесием*.

■ Состояние обратимого химического процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называют *химическим равновесием*.



Анри Ле Шателье
(1850—1936)

При неизменных условиях (температуре, давлении) реакции равновесие обратной реакции может сохраняться сколь угодно долго.

Химическое равновесие является динамичным (подвижным), поскольку существует возможность ускорить протекание прямой или обратной реакции до состояния нового равновесия. Такое ускорение называют *смещением химического равновесия* в сторону прямой (вправо) или обратной (влево) реакции. Сместить химическое равновесие процесса можно путем изменения условий его протекания: повышением или понижением температуры, давлением, добавлением или удалением из сферы реакции участвующих в ней веществ.

В каком направлении будет смещаться химическое равновесие при изменении перечисленных выше условий? Впервые ответ на этот вопрос дал в 1885 г. французский химик А. Ле Шателье. Его знаменитый закон смещения химического равновесия известен под названием *принципа Ле Шателье*:

■ Если изменить одно из условий — температуру, давление или концентрацию веществ, при которых данная система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие сместится в направлении, которое препятствует этому изменению.

Этот принцип можно было бы назвать «принципом вредности» или «принципом наоборот». Рассмотрим, как нужно поступить, чтобы сместить равновесие, если изменять каждое из условий реакции, на примере реакции синтеза аммиака:



1. На состоянии равновесия оказывает влияние *температура*. Реакция соединения водорода и азота сопровождается выделением теплоты, т. е. является *экзотермической*. Естественно, что разложение аммиака — *эндотермический* процесс:



Если в состоянии равновесия увеличить температуру реакционной смеси, то это вызовет ускоренное разложение аммиака, т. е.

смещение равновесия влево. Это реакция эндотермическая, идет с поглощением теплоты, и, следовательно, система препятствует повышению температуры.

Можно запомнить частное правило: *увеличение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции.*

2. Если хотя бы один из участников обратимой реакции является газом, на состояние равновесия оказывает влияние *давление*.

Синтез аммиака сопровождается понижением давления, так как из четырех объемов исходных газов получается два объема газообразного продукта (в соответствии с коэффициентами в уравнении реакции). Если в состоянии равновесия увеличить давление в системе, то равновесие сместится вправо: при этом объем смеси уменьшится, и давление также станет меньше.

Получается, что *увеличение давления смещает равновесие в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением суммарного объема газообразных веществ.*

Обратите внимание, что при определении влияния давления на состояние равновесия следует принимать во внимание только газообразные вещества. Например, увеличение давления в равновесной системе:



приведет к смещению равновесия влево, поскольку в левой части уравнения только одно газообразное вещество, коэффициент перед его формулой равен 1, а в правой части коэффициент перед формулой газообразного вещества равен 2.

Если же суммы коэффициентов перед формулами газообразных веществ в обеих частях обратимой реакции равны, например:



то давление не оказывает влияние на состояние равновесие.

3. На состояние равновесия можно повлиять, изменяя *концентрации веществ*.

Допустим, в равновесную смесь азота, водорода и аммиака мы добавили дополнительное количество азота, т.е. увеличили его концентрацию. Равновесие в системе согласно «принципу наоборот» будет смещаться таким образом, чтобы азота стало меньше. Это возможно при смещении равновесия вправо.

Следовательно, добиться большего выхода продукта в реакции синтеза аммиака, т.е. смещения равновесия вправо, можно уменьшением температуры, повышением давления, увеличением концентрации азота или водорода и уменьшением концентрации аммиака.

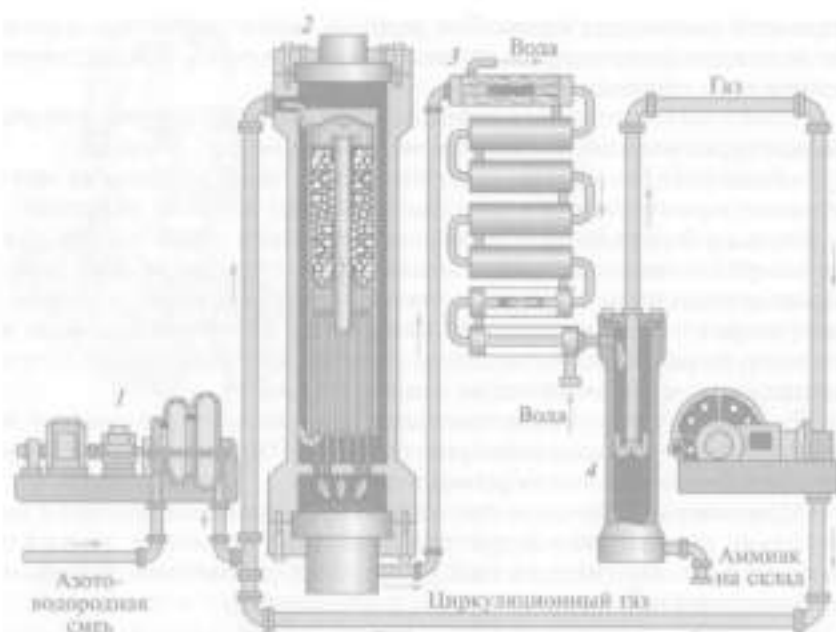


Рис. 6.3. Схема производства аммиака:

1 — компрессор; 2 — колонна синтеза; 3 — холодильник; 4 — сепаратор

Синтез аммиака — это каталитический процесс, и вам известно, что катализатор увеличивает скорость химической реакции. Однако внесение катализатора не изменяет положения равновесия в обратном процессе, так как он в равной мере ускоряет как прямую, так и обратную реакцию. Зачем же в таком случае его используют? Дело в том, что катализатор, ускоряя процесс в обоих направлениях обратной реакции, в миллионы раз сокращает время установления равновесия.

С этой же целью синтез аммиака ведут при повышенной температуре даже в ущерб смещению равновесия в нужном направлении. Иначе равновесие будет устанавливаться так долго, что производство потеряет всякий практический смысл.

Как можно убедиться на рассмотренных примерах, применение принципа Ле Шателье к обратным химическим процессам открывает путь к управлению химическими реакциями.

Синтез аммиака проводят в особых промышленных установках — колоннах синтеза, высота которых достигает 20 м (рис. 6.3). Так как синтез протекает при высокой (450 — 500 °С) температуре и высоком (порядка 30 МПа) давлении, эти колонны сделаны из специальных сортов стали. Чтобы материал колонны мог сохра-

нить на долгое время прочность при таких высоких значениях температуры и давления, при конструировании колонны между цилиндрической коробкой с катализатором (в качестве последнего используют порошкообразное железо с добавками оксида алюминия и оксида калия) и корпусом колонны оставляют щель. Холодная азотоводородная смесь поступает в колонну синтеза через эту щель и предохраняет ее стенки от чрезмерного нагревания. Теплота выходящих из колонны синтез газов используется для подогрева входящей в нее азотоводородной смеси — соблюдается принцип теплообмена. При указанных условиях в состоянии равновесия реально образуется только 0,1–0,4 объемных доли аммиака. Поэтому смесь охлаждают, аммиак сжижают, а не вступившие в реакцию азот и водород опять направляют в колонну синтеза. Такой технологический процесс, в котором непрореагировавшие вещества отделяют от продуктов реакции и вновь возвращают в реакционный аппарат, называют циркуляционным.

ЗАДАНИЯ

1. Какие реакции называют необратимыми? Приведите примеры таких реакций и напишите их уравнения.
2. Какие реакции называют обратимыми? В чем заключается химическое равновесие? Как его сместить?
3. Сформулируйте принцип Ле Шателье. Рассмотрите влияние каждого фактора (температуры, давления, концентрации вещества) на смещение химического равновесия.
4. Дайте характеристику реакции синтеза оксида серы(VI) из оксида серы(IV) и кислорода. Рассмотрите, как нужно изменить концентрацию вещества, давление и температуру, чтобы сместить равновесие вправо.
5. Как нужно изменить концентрацию вещества, температуру и давление в реакции конверсии метана, чтобы сместить равновесие вправо:



6. Как влияет увеличение давления на положение равновесия в следующих обратимых реакциях:
 - a) $\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{Cl}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{г.})$;
 - б) $2\text{NO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г.})$;
 - в) $\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3(\text{р.})$;
 - г) $3\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв.}) + \text{CO}(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв.}) + \text{CO}_2(\text{г.})$?
- *7. Какие научные принципы лежат в основе организации производственного процесса на предприятиях вашего профиля?

7.1. МЕТАЛЛЫ — ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

Начинаясь примерно 100 лет назад научно-техническая революция, затронувшая и промышленность, и социальную сферу, тесно связана с производством металлов. На основе вольфрама, молибдена, титана и других металлов начали создавать коррозионно-стойкие, сверхтвердые, тугоплавкие сплавы, применение которых сильно расширило возможности машиностроения. В большинстве сплавов применяется давно известный металл железо, а основу многих легких сплавов составляют сравнительно «молодые» металлы — алюминий и магний. Сверхчистыми стали композиционные материалы, представляющие, например, полимер или керамику, которые внутри (как бетон железными прутьями) упрочнены металлическими волокнами, которые могут быть из вольфрама, молибдена, стали и других металлов и сплавов.

Как вы уже знаете, общие физические свойства металлов обусловлены металлической кристаллической решеткой и металлической химической связью. Это металлический блеск, пластичность, высокая электро- и теплопроводность, рост электрического сопротивления при повышении температуры, а также такие практически значимые свойства, как плотность, температура кипения и температура плавления, твердость, магнитные свойства (лабораторный опыт № 21).

Все металлы — твердые при обычных условиях вещества, кроме жидкой ртути, которая при низких температурах становится твердой и кожной, как свинец. Не обладают пластичностью лишь висмут и марганец, которые хрупки.

Все металлы имеют серебристо-белый или серый цвет. Стронций, золото и медь в большей степени поглощают короткие волны

(близкие к фиолетовому цвету) и отражают длинные волны светового спектра, а потому имеют соответственно светло-желтый, желтый и «медный» цвет. Очень тонкие листочки серебра и золота имеют голубовато-зеленый оттенок, а мелкие порошки этих металлов кажутся темно-серыми, даже черными. И только магний и алюминий в порошках сохраняют серебристо-белый цвет.

В технике металлы принято классифицировать по различным физическим свойствам:

- *плотности* — легкие ($\rho < 5 \text{ г/см}^3$) и тяжелые ($\rho > 5 \text{ г/см}^3$);
- *температуре плавления* — легкоплавкие и тугоплавкие.

Железо и его сплавы в технике принято считать *черными металлами*, а все остальные — *цветными*.

Существует классификация металлов и по химическим свойствам.

Металлы с низкой химической активностью называют *благородными*: серебро, золото, платина и аналоги последней — осмий, иридий, рутений, палладий, родий.

По близости химических свойств выделяют *щелочные* (металлы главной подгруппы I группы), *щелочноземельные* (металлы главной подгруппы II группы, начиная с кальция), а также *редкоземельные* (скандий, иттрий, лантан и лантаноиды) металлы.

Химические свойства металлов можно охарактеризовать одним предложением: *все металлы проявляют только восстановительные свойства*.

Взаимодействие металлов с неметаллами. Металлы являются прекрасными восстановителями, их атомы отдают свои электроны атомам неметаллов; последние, разумеется, проявляют при этом окислительные свойства. В результате образуются бинарные соединения, названия которых формируются по единому принципу:



Металлы взаимодействуют с галогенами с образованием солей, потому последние так и называют — *галогены*, т. е. рождающие соли; например, хлорид натрия (поваренную соль) можно получить по реакции



В колбе, наполненной хлором, красиво вспыхивают и сгорают кристаллики измельченной сурьмы, образуя при этом смесь хлоридов сурьмы(III) и сурьмы(V):

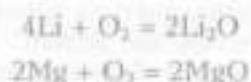


Характеризуя это свойство металлов, следует подчеркнуть, что в случае переменной степени окисления металла продукт его взаимодействия с неметаллом зависит от окислительных свойств последнего. Например, при взаимодействии железа с серой образуется сульфид железа(II), а с хлором — хлорид железа(III) (см. вклейка, рис. 19):



При взаимодействии с кислородом металлы образуют различные по составу продукты: нормальные и смешанные оксиды, а также пероксиды. Полученные в результате таких реакций оксиды проявляют либо основные, либо амфотерные свойства.

Например, при горении лития и магния образуются основные оксиды:



Алюминий сгорает ярким ослепительным пламенем, а потому используется в порошкообразном виде в качестве компонента зажигательных ракет, фейерверков, салютов, бенгальских огней и других пиротехнических средств:



Железо сгорает в кислороде с образованием смешанного оксида Fe_3O_4 ($\text{Fe}^{2+}\text{O}^{2-} \cdot \text{Fe}_2^{3+}\text{O}_3^{2-}$) — железной окалины:



Натрий при взаимодействии с кислородом образует не оксид, а пероксид:



Оксид натрия может быть получен из пероксида при его прокаливании с натрием:



Взаимодействие металлов с водой. При обычных условиях с водой энергично взаимодействуют щелочные и щелочноземельные металлы, образуя при этом щелочь и водород, т. е. в полном соответствии с названием подгрупп.

Скорость химической реакции щелочных металлов с водой зависит от природы металла, и если водород, выделяющийся в реакции с литием, можно собрать, накрывая металл пробиркой, то подобное ни с натрием, ни с калием проделать нельзя, так как

водород выделяется очень активно и может загореться. В этом случае возможен взрыв и выброс щелочи:



Аналогично можно собирать водород и в реакциях магния и кальция с водой. Следует отметить, что реакция магния с водой протекает еле заметно, и в воду необходимо поместить очень мелкую стружку металла:



Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей. Это свойство металлов вытекает из их положения в *электрохимическом ряду напряжений*:



Взаимодействие металлов с растворами кислот происходит при соблюдении ряда условий, которые мы приводили в подразд. 5.1. (*Назовите их, приведите уравнения реакций.*)

Взаимодействие металлов с растворами солей происходит при соблюдении условий, рассмотренных в подразд. 5.3. (*Назовите их, приведите уравнения реакций.*)

Металлотермия. Некоторые активные металлы — литий, магний, кальций, алюминий — способны вытеснять другие металлы из их оксидов при поджигании смеси. Это свойство используют для получения более ценных металлов, а также для изготовления термитных смесей:



ЗАДАНИЯ

1. Сколько литров воздуха (н.у.) потребуется для сжигания 36 г магния, содержащего 2,5% примеси оксида этого металла? (Напомним, что объемная доля кислорода в воздухе составляет 0,21.)

2. Сколько миллилитров водорода (н.у.) может быть получено при растворении в воде 120 мг кальция, если выход газа составляет 80% от теоретически возможного?

3. Можно ли получить водород взаимодействием свинца с раствором серной кислоты? Почему?

4. Определите коэффициенты в следующем уравнении реакции, используя метод электронного баланса:



Какой ион проявляет в этой реакции окислительные свойства?

*5. К способам термической обработки металлов относятся отжиг, нормализация, закалка, отпуск. Если ваша будущая профессия связана с металлургией, охарактеризуйте их и назовите, где используют эти способы термической обработки металлов.

*6. К способам химико-термической обработки металлов относятся цементация, азотирование, цианирование и диффузная металлизация. Если ваша будущая профессия связана с металлургией, охарактеризуйте их и назовите, где используют эти способы химико-термической обработки металлов.

7.2. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ. СПОСОБЫ ЗАЩИТЫ ОТ КОРРОЗИИ

Коррозией (лат. *corrodere* — разъедать) называется самопроизвольное разрушение металлов и сплавов под влиянием окружающей среды.

Ежегодно из-за коррозии теряется около четверти всего произведенного и юре железа. Однако не только потеря металлов, но и порча изготовленных из них изделий обходится очень дорого. Затраты на ремонт или замену деталей судов, автомобилей, аппаратуры химических производств, приборов и коммуникаций во много раз превышают стоимость металла, из которого они изготовлены.

Коррозия вызывает серьезные экологические последствия. Утечка газа, нефти и других опасных химических продуктов на разрушенных коррозией трубопроводах приводит к загрязнению окружающей среды, что отрицательно воздействует на здоровье и жизнь людей. Понятно, почему на защиту металлов и сплавов от коррозии тратятся большие средства.

Коррозию металлов и сплавов (их окисление) вызывают такие компоненты окружающей среды, как вода, кислород, оксиды углерода и серы, содержащиеся в воздухе, водные растворы солей (морская вода, грунтовые воды). Эти компоненты непосредственно окисляют металл — происходит **химическая коррозия**.

Чаще всего коррозии подвергается изделия из железа. Особенно сильно корродирует металл во влажном воздухе и в воде. Упрощенно этот процесс можно выразить с помощью следующего уравнения:



Однако химически чистое железо почти не корродирует. Вместе с тем техническое железо, которое содержит различные примеси, например чугуны и стали, ржавеет. Следовательно, одной из причин возникновения коррозии является наличие примесей в металле, его неоднородность.

Химическую сущность коррозионного процесса для этого случая покажем на следующем примере: если два различных металла, находящихся в контакте, опустить в водный раствор электролита (в реальных условиях это, например, грунтовые воды, конденсированная влага из атмосферы), то металл более активный, расположенный в электрохимическом ряду напряжений левее, будет разрушаться, предохраняя тем самым менее активный металл от коррозии. Например, при контакте железа с медью в водной среде железо как более активный металл будет постепенно окисляться, переходя в воду в виде ионов железа. При этом электроны, высвободившиеся из атомов железа, перейдут к меди и на ее поверхности соединятся с ионами водорода, выделившимися из компонентов водной среды (например, серной или других кислот; вам, очевидно, известно такое выражение, как «кислотные дожди»). Этот **электрохимический процесс** (или **электрохимическую коррозию**) можно представить так:



Эксперимент по изучению влияния условий окружающей среды на коррозию металлов представлен на рис. 20 (см. вклейку).

На рис. 7.1 представлено все многообразие различных видов коррозии металлов — дана классификация по различным признакам.

Для борьбы с коррозией существует много способов. Назовем некоторые из них.

1. *Нанесение защитных покрытий* на поверхность предохраняемого от коррозии металла. Для этого часто используют масляные краски, эмали, лаки. Эти неметаллические покрытия дешевые, но обычно недолговечные. Раз в два года, а иногда и чаще их требуется обновлять. Так, например, красят Эйфелеву башню в Париже, на что расходуется каждый раз более 70 т краски.

Предохраняемый металл можно покрыть слоем другого металла: золота, серебра, хрома, никеля, цинка и др. Одним из первых металлов, который стали применять для этой цели, было олово. Покрытие железного листа тонким слоем олова называют *лужением*, а полученный материал — *белой жестию*.

2. *Использование нержавеющей сталей*, содержащих специальные добавки. Например, «нержавейка», из которой изготавливают столовые приборы, содержит до 12 % хрома и до 10 % никеля. Легкие нержавеющей сплавы включают алюминий или титан. Каждый, кто был во Всероссийском выставочном центре в Моск-



Рис. 7.1. Классификация видов коррозии металлов

не, видел перед входом обеленный «Покорителям космоса», облицованный пластинками из титанового сплава. На его матовой блестящей поверхности нет ни одного пятнышка ржавчины.

3. Введение в рабочую среду, где находятся металлические детали, веществ, которые в десятки и сотни раз уменьшают агрессивность среды; такие вещества называют *ингибиторами коррозии*.

Ингибиторы коррозии вводят в замкнутые системы охлаждения, в нефтепродукты и даже впрыскивают в газопроводы для снижения коррозии труб изнутри. Для предотвращения коррозии

железа в серной кислоте к ней добавляют в качестве ингибитора азотную кислоту.

4. Создание контакта с более активным металлом — *протектором*. Например, для защиты стальных корпусов морских судов обычно используют цинк. Да и на суше металлическую конструкцию (трубу, линию электропередачи и т.д.) соединяют с листом или куском более активного металла. С этой же целью к деталям конструкции мостов приваривают листы цинка.

ЗАДАНИЯ

1. В чем заключается коррозия металлов? Какие типы и виды коррозии различают?
2. Напишите уравнения всех возможных реакций, в результате которых латунь корродирует на воздухе.
- *3. Что такое гальваностегия? Как ее используют для защиты металлов от коррозии?
4. Назовите различные способы защиты металлов от коррозии.
- *5. В состав нержавеющей стали входит 12% никеля, 8% хрома, остальное — железо. Сколько килограммов каждого из металлов необходимо для получения 2 т такой стали? Какое количество вещества каждого из металлов входит в 2 т стали?
- *6. С какими видами коррозии борются на предприятиях вашего профиля? Каким образом? С каким эффектом?

7.3. ОБЩИЕ СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ МЕТАЛЛОВ

Металлы встречаются в природе в свободном виде — это так называемые *самородные металлы*. К ним относятся металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода: золото и платина (только в самородном виде), медь, ртуть и серебро (встречаются в самородном виде, но гораздо чаще образуют соединения).

Самородные металлы обычно содержатся в небольших количествах в виде зерен или включений в горных породах. Изредка встречаются и довольно крупные куски металлов — самородки. Так, самый крупный самородок меди весил 420 т, серебра — 13,5 т, золота — 112 кг.

Значительная химическая активность металлов приводит к тому, что в земной коре они встречаются главным образом в виде соединений — *минералов*: оксидов, сульфидов, хлоридов, сульфатов, карбонатов и т.д. Минералы входят в состав горных пород и руд.

Минералы и горные породы, содержащие металлы и их соединения, из которых выделение чистых металлов технически возможно и экономически целесообразно, называют *рудами*.

Обычно перед получением металлов из руды ее предварительно *обогащают* – отделяют пустую породу, примеси и т. д. В результате образуется *концентрат*, служащий сырьем для металлургического производства.

■ **Металлургия** – это наука о методах и процессах производства металлов из руд и других металлосодержащих продуктов, о получении сплавов и обработке металлов.

■ **Металлургия** – важнейшая отрасль тяжелой промышленности, занимающаяся получением металлов и сплавов.

Металлы получают методами пиро-, гидро- и электрометаллургии. Все эти методы основаны на восстановлении металлов из их соединений:



Пирометаллургия – это способы восстановления металлов из руд при высоких температурах с помощью восстановителей. В качестве последних выступают уголь (кокс), оксид углерода(II), водород, активные металлы. Наиболее пригодны для получения металлов этим способом их оксиды, поэтому сульфидные руды или карбонатные соединения предварительно обжигают в специальных печах, получая таким образом оксиды.

Например, с помощью кокса и оксида углерода(II) в цветной металлургии получают медь из красной медной руды – куприта:



Для получения вольфрама в качестве восстановителя используют водород (**водородотермия**):



Восстановление металлов из их оксидов с помощью более активных металлов называют **металлотермией**. В качестве таких металлов-восстановителей используют алюминий (**алюминотермия**), магний, кальций, литий. Так, с помощью алюминотермии получают, как вы уже знаете, хром:



В черной металлургии методом пирометаллургии получают чугуны, из которого затем производят сталь (лабораторный опыт № 22).

В качестве руд для получения железа и его сплавов используются минералы **магнетит** Fe_3O_4 , **гематит** Fe_2O_3 и **лимонит**

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (лабораторный опыт № 23). Чугун производят в доменных печах (см. вклейка, рис. 21), в которые загружают железную руду, кокс и флюсы (преимущественно известняк). Последний образует с пустой породой (диоксидом кремния и алюмосиликатами) шлак. Восстановителем в доменном процессе служит оксид углерода(II). Химизм процесса можно описать с помощью уравнения



Чугун представляет собой сплав железа с углеродом, в котором массовая доля последнего составляет от 2 до 4%. Если из чугуна удалить часть углерода, понизив его содержание до 0,2–1,9%, полученный сплав будет называться *сталью*. Излишек углерода из чугуна «выжигают» с помощью кислорода в аппаратах, называемых конвертерами (см. вклейка, рис. 22, 23).

Гидрометаллургия — это способы получения металлов из растворов их солей. Данный способ получения металлов реализуют в два этапа.

1. Природные соединения «растворяют» в подходящем реагенте с целью получения раствора соли этого металла.

2. Из полученного раствора металл вытесняют более активным металлом или восстанавливают электролизом. Например, чтобы получить медь из руды, содержащей оксид меди(II), ее обрабатывают разбавленной серной кислотой:



Затем медь извлекают из раствора сульфата меди(II) либо электролизом, либо вытесняют ее железом:



Таким образом в цветной металлургии получают серебро, цинк, молибден, золото, уран и др.

Электрометаллургия — это способы получения металлов с помощью электрического тока — электролиза. Напомним, что этим методом получают в основном легкие металлы: алюминий, щелочные и щелочноземельные металлы из расплавов оксидов, гидроксидов или хлоридов.

Электролитическим способом из расплавов соединений получают 70% магния, большое количество калия, лития, кальция, бария, стронция, бериллия, марганца, а также тугоплавкие металлы: титан, вольфрам, молибден, ванадий, цезионий, тантал, ниобий. Эти металлы широко используют в авиации, космонавтике, атомной промышленности, электротехнике, медицине.

Из расплавов соединений получают лантаноиды (они применяются как присадки к сталям и чугунам, входят в состав лаков,

красок, легирующих, катализаторов) и актиноиды, многие из которых являются топливом в ядерных реакторах.

ЗАДАНИЯ

1. Почему щелочные и щелочноземельные металлы нельзя получить гидрометаллургическим методом?

*2. Предложите технологическую цепочку получения свинца из минерала галенита PbS . Напишите уравнения реакций.

3. Как из шпата FeS_2 получить железо и серную кислоту? Напишите уравнения реакций.

4. Сколько килограммов меди получается из 120 т обогащенной горной породы, содержащей 20 % медного блеска Cu_2S , если выход меди составляет 90 % от теоретически возможного?

5. Составьте уравнения реакций получения:

а) меди из оксида меди(II) с помощью углерода и оксида углерода(II);

б) кадмия из оксида кадмия(II) и марганца из оксида марганца(IV) с помощью водорода.

Рассмотрите процессы окисления – восстановления.

*6. Подготовьте сообщение о металлургических предприятиях вашего региона (если таковых не имеется, можете взять сведения из Интернета о металлургических предприятиях Старого Оскода, Череповца, Норильска, Красноярска). Какие общие способы получения металлов используют на этих предприятиях?

7.4. НЕМЕТАЛЛЫ – ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

Особенности строения электронных оболочек атомов неметаллов и их кристаллического строения вы уже знаете. Также вам хорошо знакомо явление аллотропии, которое для неметаллов более характерно, чем для металлов.

Физические свойства неметаллов. Несмотря на то что неметаллов гораздо меньше, чем металлов, для них трудно выделить общие признаки. Судите сами: водород, кислород, озон, фтор, хлор, азот – газы при обычных условиях, бром – единственная жидкость, а бор, углерод, кремний, сера, фосфор, селен, теллур, иод, астат – твердые вещества. Окраска неметаллов – простых веществ охватывает весь спектр: красный (красный фосфор, красно-бурый бром), желтый (сера), зеленый (желто-зеленый хлор), фиолетовый (иод) и т.д. Температура плавления неметаллов также изменяется в очень широком интервале от -210°C в случае азота до 3800°C – графита. Эта особенность свойств неметаллов является следствием образования ими двух типов кристалличе-

Таблица 7.1. Физические свойства галогенов

Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура, °С	
				плавления	кипения
Фтор F ₂	Газ, не сжижающийся при обычной температуре	Светло-желтый	Резкий, раздражающий	-220	-188
Хлор Cl ₂	Газ, сжижающийся при обычной температуре под давлением	Желто-зеленый	Резкий, удушливый	-101	-34
Бром Br ₂	Жидкость	Красно-бурый	Резкий, лямонный	-7	58
Иод I ₂	Твердое вещество	Черно-фиолетовый с металлическим блеском	Резкий	114	186

ских решеток: молекулярной и атомной. (Вспомните особенности этих решеток и свойства, определяемые ими.)

На примере галогенов можно проследить изменение физических свойств неметаллов в зависимости от их положения в Периодической системе (табл. 7.1).

Химические свойства неметаллов. Если химические свойства металлов характеризуются как восстановительные, то для неметаллов характерны и восстановительные, и окислительные свойства. Способность неметаллов проявлять те или иные свойства определяется их положением в *ряду электроотрицательности*:



↓
Электроотрицательность уменьшается

Окислительные свойства неметаллов. Понятно, что наиболее ярко эти свойства проявляются в реакциях с металлами. Например, даже малоактивная ртуть при обычных условиях легко реагирует с серой:



Эта реакция используется для сбора проливной ртути. (Ртуть чрезвычайно ядовита.) Процесс называют *демеркуризацией*.

Аналогично окислительные свойства неметаллы проявляют и по отношению к водороду. (Почему?) Многие реакции синтеза водородных соединений неметаллов имеют большое практическое значение. Так, например, получают аммиак или хлороводород:



Восстановительные свойства неметаллов. Исходя из значений электроотрицательности можно предположить, что по отношению к фтору и кислороду остальные неметаллы будут проявлять восстановительные свойства. Наиболее известны и значимы реакции горения неметаллов с участием кислорода:



Эта реакция является первой стадией процесса получения серной кислоты из серы. (Напишите уравнения реакций двух других стадий.)

Восстановительные свойства неметаллы проявляют также в реакциях со сложными веществами — сильными окислителями. Например, реакция серы и фосфора с бертолетовой солью лежит в основе процесса зажигания спички:



Окислительно-восстановительные свойства галогенов характеризуются своеобразным рядом активности:



например:

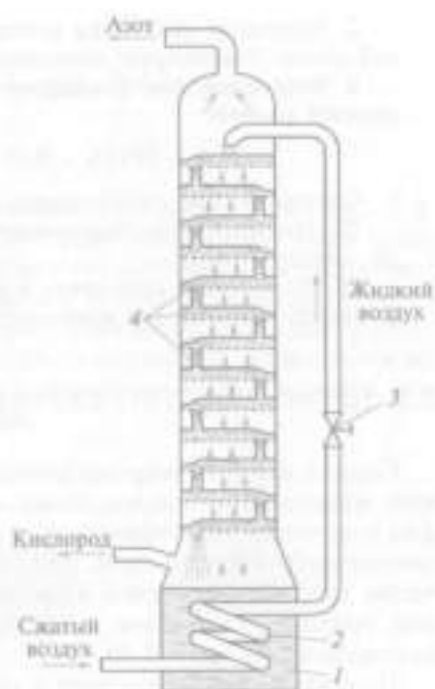


Получение неметаллов. Способы получения неметаллов гораздо более разнообразны, чем металлов. Поэтому рассмотрим получение некоторых неметаллов, встречающихся в природе в свободном состоянии или в виде соединений.

Первый способ рассмотрим на примере *фракционной перегонки жидкого воздуха*, с помощью которой получают сырье для крупнотоннажного химического производства: азот и кислород.

Процесс ректификации воздуха осуществляют в колонне двукратного действия (рис. 7.2). Она состоит из двух частей — нижней и верхней с давлением в них соответственно 0,65 и 0,15 МПа. Первичная ректификация воздуха, охлажденного до температуры 100 К, проводится в верхней части колонны, при этом из него выделяют азот. Жидкость, содержащая кислород и благородные газы, поступает в нижнюю часть колонны, где из нее в соответ-

Рис. 7.2. Колонна фракционной перегонки воздуха:
1 — испаритель; 2 — змеевик; 3 — аэриль; 4 — тарелки



стии с различными температурами кипения газов сначала отделяют аргон, затем — кислород.

Хлор в промышленности получают электролизом раствора или расплава хлорида натрия.

ЗАДАНИЯ

1. Какими особенностями строения отличаются атомы и кристаллы неметаллов? Как их строение определяет свойства вещества этого класса? Какими свойствами — окислительными или восстановительными — характеризуются неметаллы?
2. Охарактеризуйте понятие «электроотрицательность». Сравните ряд электроотрицательности неметаллов с рядом напряжений металлов.
3. Охарактеризуйте окислительные свойства неметаллов. Напишите уравнения реакций. Каким строением и какими свойствами будут обладать продукты реакций металлов с неметаллами? Приведите примеры.
4. Охарактеризуйте восстановительные свойства неметаллов. Напишите уравнения реакций. Каким строением и какими свойствами будут обладать летучие водородные соединения неметаллов?

5. Напишите уравнения реакций красного фосфора с бертолетовой солью. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

6. Взаимодействие фосфора с азотной кислотой описывается следующей схемой:



Составьте уравнение реакции.

*7. Назовите области применения серы, фосфора, хлора, углерода, азота.

*8. Подготовьте сообщение о работе кислородного цеха или завода вашего региона. Где используется продукция этого предприятия?

7.5. ПРОИЗВОДСТВО СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Серная кислота широко используется в производстве удобрений, минеральных кислот, солей, синтетических моющих средств, для получения дымнообразующих и взрывчатых веществ, как компонент нитрующих смесей, как сульфидующий реагент для получения многих красителей и лекарств, при очистке нефтепродуктов, травлении металлов, в гидрометаллургии, как электролит в аккумуляторах (рис. 7.3).

Получают серную кислоту в три стадии.

1. Получение оксида серы(IV) SO_2 . В качестве сырья применяют серный колчедан, серу или сероводород.

2. Получение оксида серы(VI) SO_3 . Окисление оксида серы(IV) кислородом проводят в присутствии катализатора (оксида ванадия(V)):



Дадим этой реакции полную классификационную характеристику. Это реакция соединения (*Почему?*), окислительно-восстановительная (*Составьте схему электронного баланса, рассмотрите процессы окисления и восстановления.*), гомогенная (*Почему?*), каталитическая, экзотермическая, обратимая. (*Предложите способы смещения равновесия в реакции вправо путем изменения давления, температуры, концентрации реагирующих веществ.*)

3. Получение серной кислоты H_2SO_4 . А вот здесь, в отличие от известной вам реакции, описываемой уравнением $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$, процесс растворения оксида серы(VI) проводят не в воде, а в концентрированной серной кислоте, при этом получается раствор, называемый олеумом.

Химические процессы производства серной кислоты можно представить в виде следующей схемы:

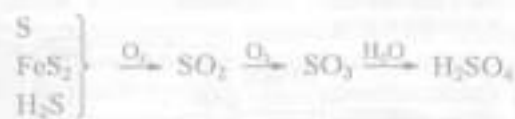


Схема производства серной кислоты представлена на рис. 7.4. *Первую стадию* проводят в печи для обжига в кипящем слое, так как обжиг колчедана — процесс гетерогенный. Перед обжигом колчедан размалывают и подают в печь ленточными транспортерами. В обжиговой печи через размолотый колчедан пропускают сильную струю воздуха. Частицы колчедана оказываются во взвешенном состоянии, создавая иллюзию кипящей жидкости, что и дало название — *кипящий слой*.

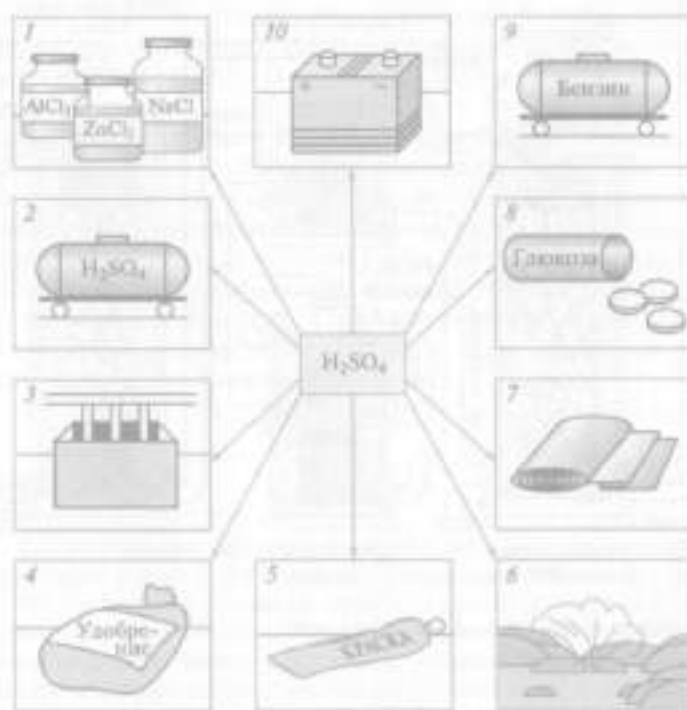


Рис. 7.3. Применение серной кислоты:

1—6 — производство химических продуктов и товаров, солей (1), кислот (2), электролитической меди (3), минеральных удобрений (4), красителей (5), вязисчатых веществ (6), искусственного шелка (7), глюкозы (8); 9 — при очистке нефтепродуктов; 10 — в качестве электролита в аккумуляторах

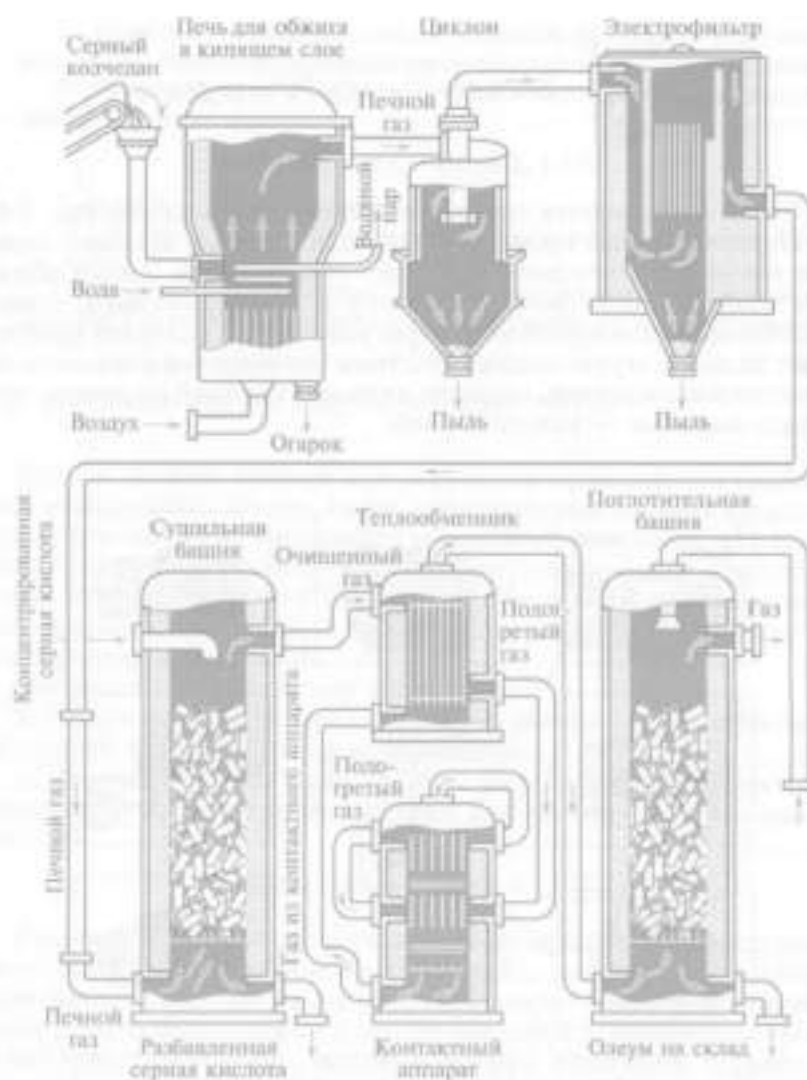


Рис. 7.4. Схема производства серной кислоты

Полученный оксид серы(IV) направляют на очистку от крупной пыли в циклон, от мелкой пыли — в электрофильтр, затем сушат в сушильной башне, промывая его серной кислотой. После этого очищенный и осушенный газ подогревают в теплообменнике.

Вторую стадию — получение SO_3 проводят в контактном аппарате. В нем на специальных полочках-решетках размещают сло-

ни катализатор, созданный на основе оксида ванадия(V) V_2O_5 . Между слоями катализатора располагаются трубки теплообменника, по которым подают обогретый газ для подогрева. При этом одновременно решают проблему нагрева SO_2 и охлаждения до необходимой температуры SO_3 . Такой принцип (*принцип теплообмена*) широко применяется на химическом производстве. Выходящий из контактного аппарата газ направляют в трубки теплообменника для дальнейшего охлаждения и передачи теплоты очищенному и осушенному SO_2 .

Для *третьей стадии* – поглощения SO_3 – воду не применяют, так как из-за выделяющейся теплоты вода превращается в пар, и серная кислота образуется в виде капелек тумана. Поэтому SO_3 в поглотительной башне растворяют в концентрированной серной кислоте. Поглощение SO_3 серной кислотой – процесс гетерогенный, и для создания большей поверхности соприкосновения поглотительную башню заполняют кольцами из огнеупорной керамики. Кислота, стекая сверху, омыкает большое число колец (*принцип противотока*), создавая тем самым большую площадь соприкосновения с SO_3 . Полученный oleum направляют на склад готовой продукции.

Производство серной кислоты создает немало экологических проблем. Выбросы и отходы серноокислотных заводов вызывают крайне негативное воздействие на окружающую среду: увеличение заболеваний дыхательной системы людей и животных, гибель растительности и подавление ее роста, повышение коррозионного износа материалов, разрушение сооружений из известняка и мрамора, закисление почв и др. Поэтому основную массу серной кислоты получают не из серного колчедана, а из серы и как побочный продукт получения цветных металлов.

ЗАДАНИЯ

1. Сравните производство аммиака и производство серной кислоты. Что общего у этих промышленных производств? Чем они отличаются?
- *2. Получение серной кислоты из серного колчедана в настоящее время признано экологически вредным производством. Используя дополнительную литературу или другие источники информации, предложите альтернативные способы получения этого важнейшего химического продукта.
- *3. Подготовьте сообщение об устройстве и принципе действия свинцового аккумулятора, в котором в качестве электролита используют серную кислоту.
- *4. Сколько тонн 98%-й серной кислоты можно получить из 2,5 т серы, содержащей 8% примесей?

*5. Сколько тонн воды необходимо добавить к 1,5 т 20%-го oleуна, чтобы получить 98%-ю серную кислоту?

6. Как, используя одну реакцию, распознать растворы сульфида, сульфита и сульфата натрия? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

7.6. СИЛИКАТНАЯ ПРОМЫШЛЕННОСТЬ

Главная область применения природных соединений кремния – силикатная промышленность. Эта отрасль объединяет производство стекла, строительных материалов (цемента, кирпича), изготовление изделий из керамики, фарфора, фаянса.

Стекло

Стекло — это твердый, аморфный, прозрачный материал, получаемый переохлаждением расплавов.

Стекло известно человеку с глубокой древности. В Египте и Месопотамии его умели изготавливать более шести тысяч лет назад. Очевидно, что древнее стекло все-таки моложе керамики, так как для его производства потребовались более высокие температуры, чем необходимые для обжига глины. Однако эти древние материалы имеют и общие свойства. Они практически не разрушаются под воздействием окружающей среды и хорошо сохраняются даже под слоем почвы. Поэтому изделия из этих материалов являются важнейшими археологическими документами древних цивилизаций. Они донесли до нас бесценную информацию об уровне культуры и техники различных эпох человеческой истории.

Главный потребитель стекла в настоящее время — это строительная индустрия. Больше половины всего производимого стекла приходится на оконное для остекления зданий и транспортных средств (автомобилей, железнодорожных вагонов, трамваев, троллейбусов). Также стекло используют в качестве стенового и отделочного материала в виде пустотелых кирпичей, блоков из пеностекла или облицовочных плиток.

Около трети выплавленного стекла используется для изготовления сосудов разного типа и назначения. Это относится в первую очередь к стеклянной таре — бутылкам и банкам.

В большом количестве стекло расходуется на изготовление столовой посуды. О том, что оно незаменимо для изготовления химической посуды, красноречиво свидетельствует лабораторное оборудование вашего кабинета химии.

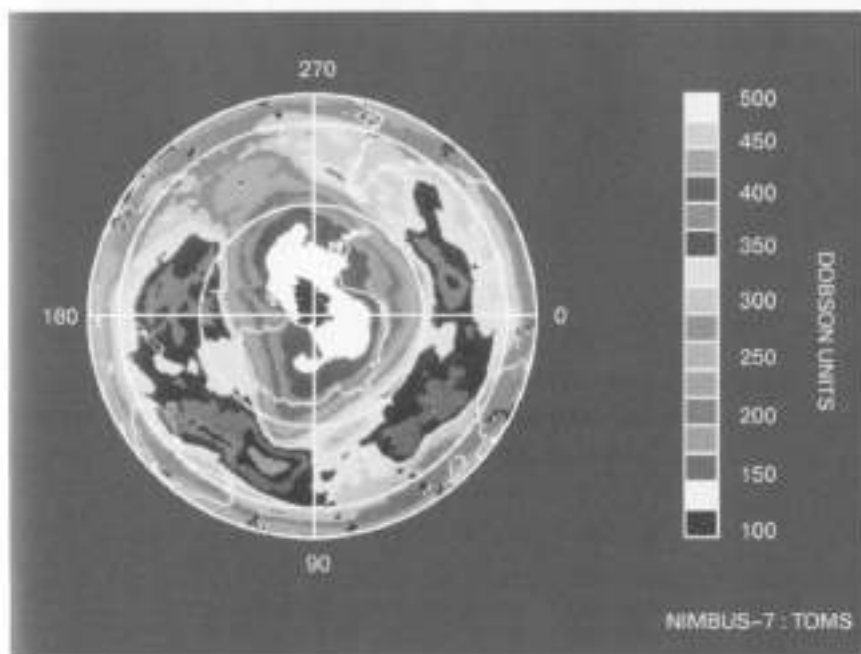


Рис. 1. Озоновый слой Земли на фото со спутника.
Белая область — наиболее тонкий слой озона

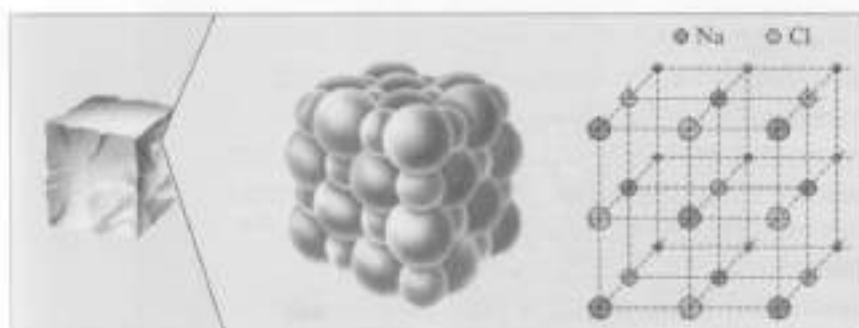


Рис. 2. Ионная кристаллическая решетка хлорида натрия



Рис. 3. Атомная кристаллическая решетка алмаза:
a — фрагмент из элементарных тетраэдров; *b* — бесконечный кристалл

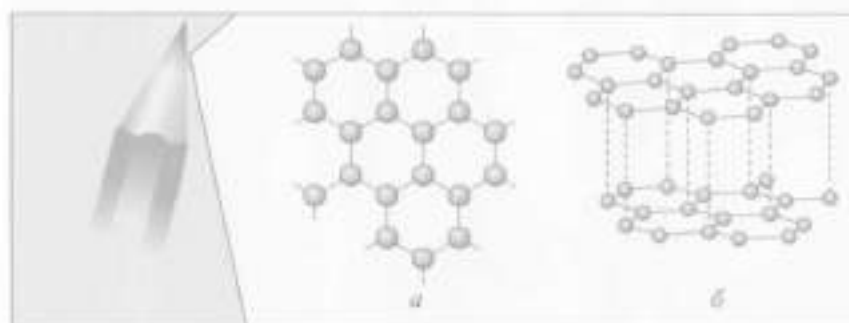


Рис. 4. Атомная кристаллическая решетка графита:
a — один слой; *b* — слои, связанные между собой



Рис. 5. Кварц — вещество с атомной кристаллической решеткой



Рис. 6. Нашей прекрасной планете
Земли больше подошло бы
название Вода



Рис. 7. Капля жидкости в свободном полете
принимает шарообразную форму



Рис. 8. «Сухой лед» используют для охлаждения
или замораживания пищевых продуктов



Рис. 9. Мрамор — любимый материал скульпторов, художников, архитекторов



Рис. 10. Эффект Тиндалли. Пропускание луча света через растворы:
1 — истинный раствор; 2 — коллоидный раствор



Рис. 11. Накипь на термоэлементе чайника

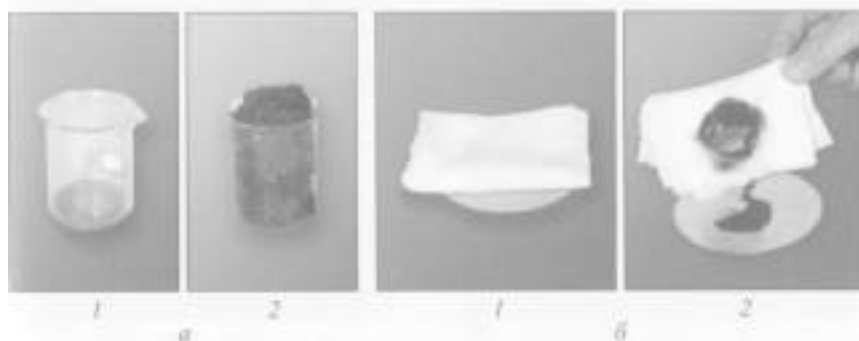
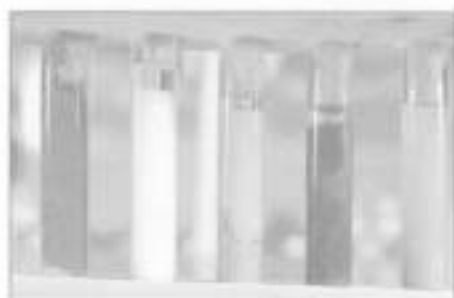


Рис. 12. Обугливание концентрированной серной кислотой органических веществ:
а — сахар; б — бумага (1 — исходное состояние; 2 — через 10 мин после действия кислоты)



1 2 3 4 5
Рис. 13. Свежеполученные гидроксиды меди(II) (1), магния(II) (2), никеля(II) (3), железа(III) (4), кобальта(II) (5)



Рис. 14. Взаимодействие меди с раствором нитрата серебра(1)

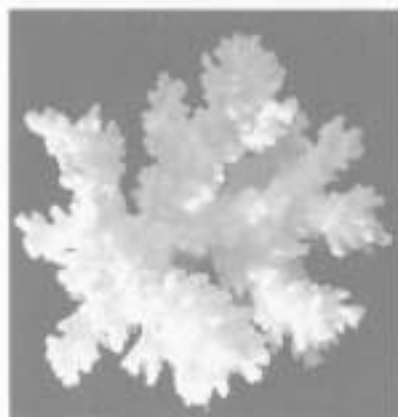


Рис. 15. Карбонат кальция входит в состав наружного скелета кораллов



Рис. 16. Горение магниевой ленты на воздухе



Рис. 17. Образование осадка гидроксида свинца(II) по реакции обмена



Рис. 18. Аллюминотермия



Рис. 19. Взаимодействие железа с хлором

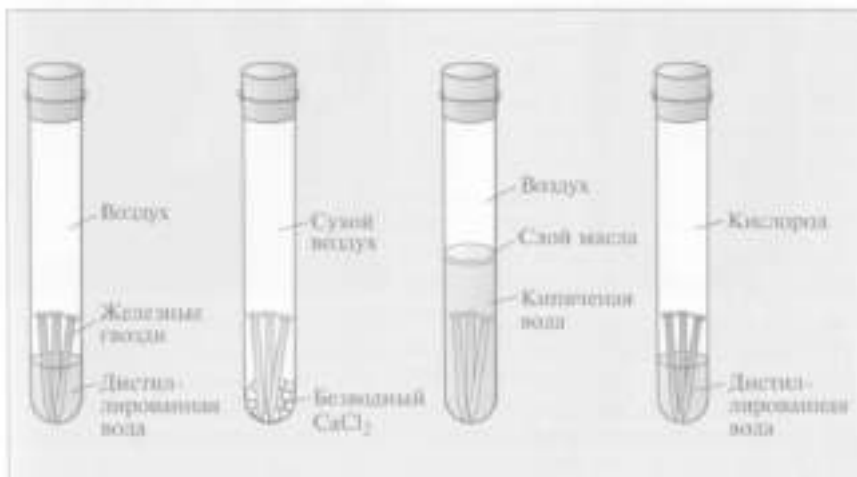


Рис. 20. Коррозия железных гвоздей в различных условиях

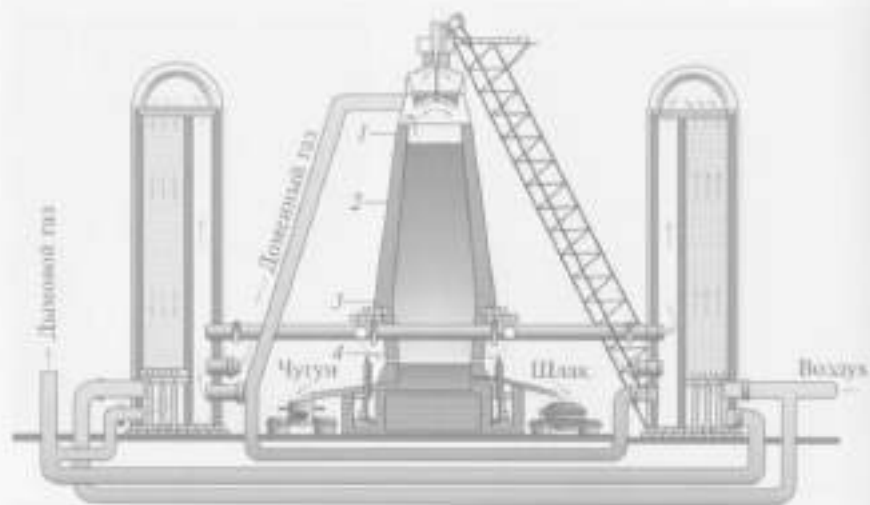


Рис. 21. Доменная печь:
 1 — колошник; 2 — шахта; 3 — распор; 4 — горн



Рис. 22. Кислородный конвертер для вылавки стали:
 1 — загрузочный ковш;
 2 — выпускное отверстие;
 3 — одноуровневая трубка



Рис. 23. Заполнение кислородного конвертера расплавленным чугуном

Значительное количество стекла используют для изготовления нити, волокон и тканей для тепловой и электрической изоляции.

Относительная дешевизна стеклянных строительных материалов обусловлена широким распространением, а следовательно, доступностью и дешевой сырьем.

Расплавленное стекло является удобным материалом для формования и изделия механизированным способом. Стекло хорошо поддается механической обработке. Это также снижает стоимость стеклянных изделий.

Сырьем для производства стекла служат карбонат натрия (сода), карбонат кальция (известняк) и оксид кремния(IV) (песок). При сплавлении смеси перечисленных веществ карбонаты металлов разлагаются, взаимодействуют с оксидом кремния, и расплав застывает в виде прозрачной хрупкой массы. Состав обычного стекла можно выразить формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Из такого материала изготовлены стекла в окнах наших квартир. Однако стекольная промышленность изготавливает сотни различных видов стекол: кварцевое, термостойкое, огнеупорное, оптическое и т. д. Для получения цветного стекла в расплавленную массу добавляют оксиды металлов: Fe_2O_3 (коричневое), CoO (синее), Cr_2O_3 (зеленое), CrO_3 (желтое стекло). Из кусочков разноцветного стекла изготавливают великолепные витражи и мозаичные картины.

Если оксид кальция в стекле заменить на оксид свинца(IV), получается *хрусталь*. Он очень напоминает стекло, но еще более прозрачен, обладает способностью сильно преломлять лучи света и издавать тонкий приятный звон. Из хрустала изготавливают посуду, декоративные изделия, люстры.

Большой недостаток стекла — его хрупкость. Но химики и технологи нашли немало способов улучшения его свойств. Например, стекло можно термически закалять, подобно металлам. При этом его прочность возрастает примерно в три раза. Еще лучший результат дает химическая обработка стекла, при которой ионы натрия на его поверхности заменяются более крупными ионами калия. Такое стекло не разбивается даже при ударе. Оно используется для изготовления домашней посуды, лабораторного оборудования. Химически модифицированное стекло выдерживает большие перегрузки, поэтому из него делают стекла в батискафах, сверхзвуковых самолетах и ракетах.

В последнее время все большее распространение получает передача информации по так называемым *оптическим волокнам*. Оптическое волокно представляет собой тончайшую нить толщиной с человеческий волос. Его изготавливают из чрезвычайно чистого кварцевого стекла — расплавленного оксида кремния(IV). Содержание примесей в нем не должно превышать $1 \cdot 10^{-10}\%$. Он-

тическое волокно имеет прозрачный внутренний стержень, пропускающий свет, и полимерную оболочку, которая препятствует проникновению света через боковую стенку. Свет, входящий с одного конца стеклопровода, по мере продвижения многократно отражается от границы между волокном и оболочкой и таким зигзагообразным курсом продвигается к другому концу.

Светопроводящие стеклоштыри можно использовать для освещения труднодоступных участков технологического оборудования (реакторов, механизмов) или внутренних органов человека. Однако подлинную революцию стекловолокно совершает в технике связи. С помощью только одного кабеля диаметром 7 мм, состоящего из 300 отдельных волокон, можно одновременно передавать 2 млн телефонных разговоров! По всей вероятности, оптическое волокно вскоре вытеснит медные проволочные кабели, используемые для этих целей. Немаловажно, что удельное потребление энергии при изготовлении стекла на 80 % ниже, чем при производстве металлов.

Уменьшение размеров кристаллических зерен до нанометровых масштабов позволяет создавать из стеклообразных материалов новые оптические среды с очень высокими и регулируемыми коэффициентами преломления, изменением окраски, прочностю и т. д. Такие среды называют *наностеклами*. С применением нанотехнологий на поверхности стекол создают сотонные структуры, которые заполняют различными наноматериалами. Такие стекла могут использоваться для создания высокоэффективных устройств хранения и передачи цифровой информации. Также наностекла в комплекте с коротковолновыми лазерами позволят производить сверхмощные оптические запоминающие устройства и пленочные материалы с повышенной четкостью изображения. Наностекла могут применяться для изготовления оптических переключателей и тонких оптических волноводов. Очки «хамелеоны» и изменяющие интенсивность затемнения автомобильные стекла редко связывают с наноматериалами, а ведь это именно так.

Керамика, фаянс и фарфор

Общим термином *керамика* (греч. *keramos* – глина) называют изделия из обожженной глины. К ним относятся и керамическая облицовочная плитка, и сантехника, и обычная керамическая посуда.

Керамические материалы, как и стекло, относятся к старожилкам среди веществ, изготавливаемых человеком для своих нужд. По основным свойствам (твердости, химической и термической стойкости, износоустойчивости) они отвечают самым высоким тре-

бованным, к тому же изделия из них сравнительно дешевы. В настоящее время из керамических материалов изготавливают более 60 000 различных изделий от ферритовых сердечников размером с булавочную головку до гигантских, высотой с пятиэтажку, изоляторов для установок высокого напряжения.

Большой интерес представляет *металлокерамика (кермет)*. Этот термостойкий материал пригоден, например, для изготовления камер сгорания космических аппаратов. Металлокерамические композиционные материалы изготавливают методом порошковой металлургии из металлов (железа, хрома, ванадия, молибдена, вольфрама) и оксидов металлов (особенно оксида алюминия), а также из карбидов, боридов, нитридов и силицидов металлов. Кермет объединяет полезные свойства металлов и керамики.

Фарфор — это керамическое изделие, изготовленное из белой глины со специальной добавками и отличающееся непористым строением. Предметы из тонкого фарфора даже пропускают свет (слегка прозрачны). Обычно их покрывают глазурью, наносят рисунок и повторно обжигают.

Родина фарфора — Китай, где в IV — VI вв. древние мастера открыли и тщательно оберегали секрет его изготовления. В Европе фарфор стали изготавливать лишь в XVIII в. Первый русский фарфор был получен Д. И. Виноградовым. Благодаря его исследованиям по указу императрицы Елизаветы Петровны в 1744 г. под Петербургом был построен первый Императорский фарфоровый завод.

Фаянс в отличие от фарфора имеет пористую структуру и непрозрачен. Из него изготавливают не только посуду, но и общепользовательную плитку, архитектурные детали, сантехнику.

Цемент

Строительная индустрия немыслима без использования *цемента* — вязкого строительного материала. Сырьем для получения цемента служат мергели, известняки, мала, глины, отходы различных производств (шлаки, пиритные огарки, нефелиновый шлам и т.п.). После тонкого измельчения сырья и приготовления однородной смеси заданного состава ее обжигают во вращающейся или шахтной печи при температуре 1 450 — 1 550 °С. Полученный продукт (*клинкер*) измельчают в тонкий порошок вместе с небольшим количеством гипса и минеральных добавок. Основная разновидность цемента — *портландцемент*.

Цемент смешивают с песком и водой до образования вязкой смеси — *цементного раствора*. Его используют в качестве связующего материала кирпичной кладки. При высыхании цементный

раствор твердеет и приобретает прочность камня. Если в раствор цемента добавить щебень, то получается *бетон*. Бетон, армированный металлическими решетками, называют *железобетоном*.

Постоянно разрабатывают и совершенствуют сорта легкого бетона из цемента и полимеров небольшой плотности (например, на основе пенополистирола). Они имеют высокую прочность, хорошие тепло- и звукоизоляционные свойства, малое влагопоглощение, легко подвергаются механической обработке.

ЗАДАНИЯ

1. Стекло относят к аморфным материалам. Чем характеризуются такие материалы?
- *2. Какие марки стекла используют на предприятиях вашего профиля? Какие особенности определяют области их применения?
3. В чем различия в составе и свойствах оконного, кварцевого и хрустального стекла?
4. Что такое баккара? Расскажите о ее истории и областях применения. Для ответа на вопрос используйте дополнительные источники информации.
5. Подготовьте сообщение об истории российского (винogradовского) фарфора. Какова судьба основоположника производства фарфора на русских императорских заводах?
6. Подготовьте сообщение об истории производства хрустала в городе, который так и называется — Гусь-Хрустальный.
7. Что такое костяной фарфор? Для ответа на этот вопрос используйте дополнительные источники информации. Чем знаменит этот сорт фарфора?
- *8. Какие изделия из керамики и фаянса используют в строительстве?
- *9. Какие марки цемента, кроме порландцемента, используют в строительстве?

Раздел II

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ



8.1. ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ
ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. ИЗОМЕРИЯ

С глубокой древности человек использовал в своих целях не только вещества, которые находил в неживой природе, но и вещества животного и растительного происхождения. Они были необходимы в качестве пищи, материала для изготовления одежды и простейших предметов быта, а по мере развития цивилизации использовались человеком в качестве вкусовых приправ, ароматических веществ, ядов, красителей, лекарств.

Вещества, которые получали из продуктов жизнедеятельности живых организмов, стали называть *органическими*, а в науке химии выделился особый раздел, который изучал подобные соединения.

Термин «органическая химия» ввел в химическую науку в начале XIX в. выдающийся шведский химик Й. Я. Берцелиус, которого уважительно называют «дедушкой органической химии».

Ученые-химики обнаружили, что в состав всех природных органических веществ обязательно входят атомы углерода. Затем были получены такие соединения углерода, которые в природе не встречаются, но имеют сходное с природными соединениями строение. Их также стали относить к органическим веществам (лабораторный опыт № 24).

Следовательно, органическую химию можно считать *химией соединений углерода*, кроме простейших аллотропных модификаций углерода, его оксидов, карбидов, угольной кислоты и ее солей.

■ Раздел химии, изучающий строение, свойства, превращения, способы получения и области применения органических веществ, называют *органической химией*.

Органические вещества имеют ряд особенностей. Во-первых, их гораздо больше (более 25 миллионов), чем неорганических, которых насчитывается немногим более 100 тысяч. Этот факт во многом определяется второй особенностью органических веществ: наличием изомерии и гомологии, речь о которых пойдет далее. В-третьих, органические вещества обладают, как правило, более сложным строением, некоторые — огромной молекулярной массой. В первую очередь это касается веществ, которые составляют основу жизни на планете: белков, углеводов, нуклеиновых кислот. В-четвертых, большинство органических веществ горючи, при их горении выделяются, главным образом, углекислый газ и вода.

По мере получения все большего и большего числа органических веществ в середине XIX в. появилась необходимость осмыслить, объяснить и обобщить богатейшую базу фактических данных органической химии, т. е. создать научную теорию, которая позволила бы систематизировать и предсказать поведение химических веществ.

Нельзя сказать, что химики того времени не пытались систематизировать имеющиеся знания об органических веществах. Однако первую научную теорию строения органических соединений, которой ученые всего мира придерживаются до сих пор, создал выдающийся русский химик Александр Михайлович Бут-



Йёнс Якоб Берцелиус
(1779 — 1848)



Александр Михайлович
Бутлеров (1828 — 1886)

леров. Основные идеи новой теории впервые были высказаны А. М. Бутлеровым в 1861 г. в докладе «О химическом строении веществ» на съезде немецких естествоиспытателей и врачей в г. Шпейере. Одним из главных элементов теории А. М. Бутлерова является положение о *химическом строении* как определенной последовательности химических связей между атомами в молекуле.

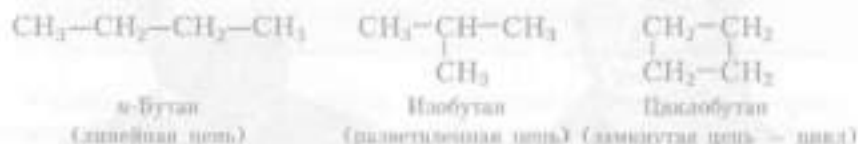
Рассмотрим основные положения *теории химического строения органических соединений*.

■ 1. Атомы в молекулах соединены друг с другом согласно их валентности, причем углерод в органических веществах всегда четырехвалентен, а его атомы способны соединяться в цепи линейного, разветвленного, замкнутого строения.

В органических соединениях углерод всегда четырехвалентен, т. е. проявляет постоянную валентность, равную четырем. Эта особенность углерода отражается с помощью структурных формул. Различают полные и сокращенные структурные формулы. Например, для пропана, имеющего молекулярную формулу C_3H_8 , такие формулы имеют вид



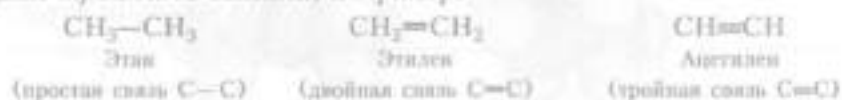
Атомы углерода обладают уникальной способностью образовывать связи не только с атомами других элементов, но и друг с другом, формируя различные цепи: линейные, разветвленные, замкнутые:



Обратите внимание, что атомы углерода во всех приведенных примерах четырехвалентны и образуют *простые* (или *одинарные*) связи.

На этом уникальные особенности углерода как химического элемента не исчерпываются. Два атома углерода, оставаясь четырехвалентными, могут быть связаны между собой и с другими

атомами не только простыми, но и *кратными*, т. е. *двойными* или даже *тройными* связями, например:



Следовательно, причиной многообразия органических соединений является то, что атомы углерода могут образовывать различные цепи (прямые, разветвленные, циклические) и давать помимо простых еще и кратные углерод-углеродные связи.

■ 2. Свойства органических веществ определяются не только их качественным и количественным составом, но и порядком связи атомов в молекуле, т. е. химическим строением.

Для того чтобы описать свойства какого-либо органического вещества, например имеющего формулу $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, недостаточно информации о том, какие атомы и в каком количестве входят в состав его молекулы. Подобно тому как из одного и того же набора кубиков можно сложить домики разной «архитектуры», из двух атомов углерода, шести атомов водорода и одного атома кислорода можно без нарушения валентности «построить» различные молекулы:



Как видно, и физические, и химические свойства соединений, несмотря на одинаковый состав, различны.

■ Вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный элементный состав, но различное химическое строение, а следовательно, и различные свойства, называют *изомерами*.

■ Явление существования изомеров в химии называют *изомерией*.

А. М. Бутлеров не только впервые объяснил явление изомерии различием в химическом строении молекул, но и сумел предсказать существование изомеров известных ранее веществ, а затем и синтезировал их.

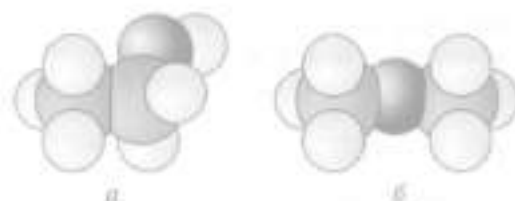


Рис. 8.1. Модели молекул этилового спирта (а) и диметилового эфира (б)

Таким образом, с помощью молекулярной формулы можно отобразить только качественный и количественный состав вещества. Информацию о химическом строении соединения несет структурная формула. Однако на практике чаще всего нет необходимости детализировать строение всех фрагментов молекулы, поэтому ее изображают сокращенной структурной формулой, «спорячивая» близлежащие группы атомов и отбрасывая не нужные при этом валентные связи. Например, особенности строения молекул этилового спирта и диметилового эфира вполне понятно передают формулы $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$, $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$ и модели (рис. 8.1) молекул.

Различают несколько видов структурной изомерии.

Изомерия углеродного скелета, например для вещества состава C_4H_{10} :

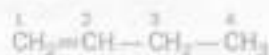


н-Бутан

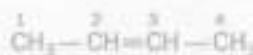


Изобутан

Изомерия положения кратной связи в углеродной цепи, например для вещества состава C_4H_8 :



Бутен-1



Бутен-2

Изомерия положения функциональной группы по отношению к углеродной цепи, например для вещества состава $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$:



Пропанол-1



Пропанол-2

Межклассовая изомерия, например для вещества состава $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, рассмотрена выше.

■ 3. Атомы в молекулах органических веществ оказывают друг на друга взаимное влияние.

Экспериментально доказано, что в молекуле этилового спирта на атом натрия способен заместиться только один атом водорода из шести. Нетрудно догадаться, что этот «особенный» атом в отличие от пяти остальных связан не с углеродом, а с кислородом. Следовательно, атом кислорода влияет на соседний с ним водородный атом, облегчая его отщепление.

Теория химического строения А. М. Бутлерова позволила систематизировать все накопленные сведения об органических веществах, объяснить причины их многообразия, понять на основе структурной теории ряд необъяснимых ранее явлений. Но самое главное — теория строения сделала осмысленным и целенаправленным синтез новых органических веществ и изучение их химических свойств. Она настолько многогранна и динамична, что и сегодня является основополагающим учением не только органической, но и всей современной химии.

ЗАДАНИЯ

1. Какие вещества называют органическими? Что является предметом изучения органической химии?
2. Опишите круговорот углерода в природе.
3. Сформулируйте и поясните основные положения теории химического строения А. М. Бутлерова.
4. Определите валентность каждого атома в веществах по их формулам:
 - а) ацетонитрил $\text{CH}_3\text{—C}\equiv\text{N}$;
 - б) этиламин $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH}_2$;
 - в) пропиловый спирт $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$;
 - г) пропилен $\text{CH}_2=\text{CH—CH}_3$;
 - д) уксусная кислота $\text{CH}_3\text{—COOH}$;
 - е) этиленгликоль $\text{HO—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$.Назовите области технического применения уксусной кислоты, пропилового спирта и этиленгликоля. Используйте дополнительные источники информации (Интернет, справочники).
5. Напишите полные структурные формулы вещества по их молекулярным формулам:
 - а) C_2H_6 ;
 - б) CH_2Cl_2 ;
 - в) CH_2O ;
 - г) CH_5N .

6. Какие вещества называют изомерами? Проанализируйте приведенные формулы веществ и найдите пары изомеров:

- а) $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{CH}_2-\text{CH}_2 \end{array}$
- б) $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$
- в) $\text{CH}_3-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2$
- г) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
- д) $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{NH}_2 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$
- е) $\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$
- ж) $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ / \quad \backslash \\ \text{CH}_2-\text{CH}-\text{NH}_2 \end{array}$
- з) $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$

8.2. КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Общепринятая классификация органических соединений основана на теории строения А. М. Бутлерова. В любом органическом веществе есть атомы углерода. Соединяясь друг с другом, они образуют прочный остов («скелет») молекулы. Недостающие до «заветной четверки» валентности атомов углерода обеспечиваются водородными атомами. Такие вещества называют *углеводородами*.

■ *Углеводородами* называют органические соединения, состоящие только из атомов углерода и водорода.

По строению углеродной цепи и наличию или отсутствию в ней кратных связей все углеводороды делится на множество классов. Мы рассмотрим только наиболее важных из них. Эти классы представлены на рис. 8.2.



Рис. 8.2. Классификация углеводородов

Если углеводород не содержит кратных связей и цепь углеродных атомов не замкнута, он относится к классу **алканов**. Корень этого слова имеет арабское происхождение, а суффикс *-ан* присутствует в названиях всех углеводородов этого класса. Приведем формулы и названия первых представителей класса алканов, содержащих в молекуле от одного до шести атомов углерода. Их следует запомнить, поскольку именно они составляют основу названия любого органического вещества:

CH_4	метан
C_2H_6	этан
C_3H_8	пропан
C_4H_{10}	бутан
C_5H_{12}	пентан
C_6H_{14}	гексан

Наличие в молекуле углеводорода одной двойной связи позволяет отнести его к классу **алкенов**, причем его отношение к этому классу вещества подчеркивает суффикс *-ен* в названии.

Двойных связей $\text{C}=\text{C}$ в молекуле может быть две, в этом случае вещество относится к классу **алкадиенов**. (Попытайтесь сами объяснить значение суффикса *-диен*.)

Углеводороды с тройной углерод-углеродной связью в молекуле называют **алкинами**. На принадлежность к этому классу вещества указывает суффикс *-ин*.

Из циклических соединений предметом нашего рассмотрения станут **арены** — класс углеводородов, содержащих шестичленный цикл с особой системой химических связей между атомами углерода.

Как вы знаете, помимо углерода и водорода в состав органических веществ могут входить атомы других элементов, в первую очередь кислорода и азота. Чаще всего атомы этих элементов в различных сочетаниях образуют группы, которые называют **функциональными**.

■ **Функциональной группой** называют группу атомов, определяющую наиболее характерные химические свойства вещества и его принадлежность определённому классу соединений.

Основные классы органических соединений, содержащих функциональные группы, представлены на рис. 8.3.

Функциональная группа – OH называется *гидроксильной* и определяет принадлежность одному из важнейших классов органических веществ – *спиртам*. Названия спиртов образуются с помощью суффикса -ол.

Атом кислорода может быть связан с атомом углерода двойной химической связью. Группа >C=O называется *карбонильной*.

Карбонильная группа входит в состав нескольких функциональных групп, в том числе *альдегидной* и *карбоксильной*. Органические вещества, содержащие эти функциональные группы, называют соответственно *альдегидами* и *карбоновыми кислотами*.

Названия альдегидов и карбоновых кислот образуются следующим образом:

• для альдегидов: «алкан + аль»;

• для карбоновых кислот: «алкан + ои + [ая] + кислота».

С некоторыми представителями кислородсодержащих органических соединений вы знакомились в курсе химии 9-го класса: со спиртами – на примере этилового спирта и глицерина, с карбоновыми кислотами – на примере уксусной и стеариновой кислот. Однако это знакомство было нет глубоким, первоначальным. В этом курсе изучение свойств кислородсодержащих соединений будет

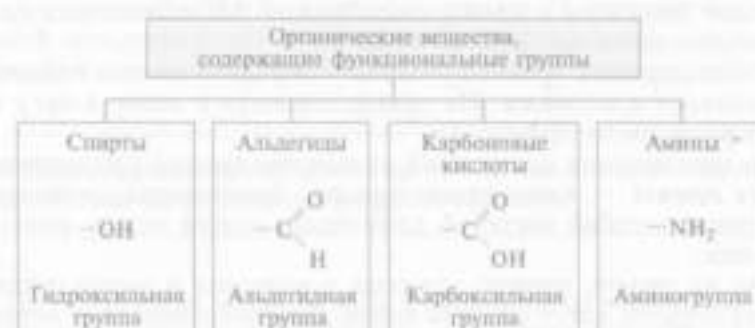
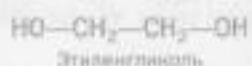


Рис. 8.3. Основные классы органических веществ, содержащих функциональные группы

более подробным, так же как изучение азотсодержащих соединений — аминов, аминокислот и белков. Отличительным структурным признаком аминов и аминокислот является наличие в молекуле группы $-\text{NH}_2$, называемой **аминогруппой**.

Подобно тому как в одной молекуле могут содержаться две (и более) кратные связи, вещество может обладать двумя (и более) функциональными группами. Это могут быть одинаковые группы, например, как в этиленгликоле, а могут быть и различные, как в аминокислоте под названием глицин:



Как видите, вам уже встретились названия некоторых конкретных органических веществ. Кто их придумывает? Как их запомнить?

На заре развития органической химии, когда известных веществ было не так много, ученые придумывали для каждого из них свое собственное название. Как правило, название это было связано либо с тем объектом живой природы, из которого выделено вещество, либо со способом его получения, либо с наиболее характерным свойством. Так, оба приведенных выше названия (этиленгликоль и глицин) родственны греческому слову *glykeros* — сладкий. Действительно, растворы обоих этих веществ сладковатые на вкус. Для нас непривычно было бы называть уксус, сахар, ацетон, лимонную кислоту как-нибудь по-другому. Поэтому исторически сложившиеся названия — **тривиальные** — до сих пор используют химики и особенно люди, далекие от химии.

Число известных органических соединений увеличилось очень быстро. Возникла необходимость в создании номенклатуры, которая позволяла бы не придумывать и запоминать, а составлять, конструировать названия органических веществ по их химическому строению. Эта задача была возложена на Международный союз химиков IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry), и в середине XX в. такая номенклатура была создана. Она называется **международной номенклатурой IUPAC** (или в русской транскрипции — ИЮПАК).

Эта номенклатура — своеобразное химическое эсперанто, понятное ученым всего мира. Она достаточно проста и лаконична. Для того чтобы ею пользоваться, нужно знать названия первых представителей класса предельных углеводородов (алканов), приведенные выше, а также суффиксы, определяющие принадлежность вещества тому или иному классу органических соединений.

Названия органических веществ образуют в соответствии с несколькими правилами.

1. Основу названия составляет наименование предельного углеводорода с тем же числом атомов углерода, что и в данном соединении.

2. Наличие кратной связи или функциональной группы в молекуле отражается в названии с помощью определенного суффикса, характерного для данного класса органических соединений.

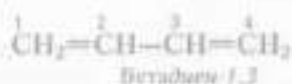
3. Положение кратной связи или функциональной группы в цепи обозначают цифрой, соответствующей номеру атома углерода, который связан с функциональной группой или от которого начинается кратная связь. Нумерацию цепи углеродных атомов

Таблица 8.1. Важнейшие классы органических соединений

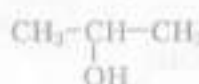
Класс соединений	Отличительный признак	Пример соединения	
		Формула	Название
Алканы	Все связи C—C простые	$\text{CH}_3\text{—CH}_3$	Этан
Алкены	Одна двойная связь C=C	$\text{CH}_2\text{=CH}_2$	Этен
Алкадиены	Две двойные связи C=C	$\text{CH}_2\text{=CH—CH=CH}_2$	Бутадиен-1,3
Алкины	Одна тройная связь C≡C	$\text{HC}\equiv\text{CH}$	Этин
Арены	Шестиугольный цикл атомов углерода с особой системой связей		Бензол
Спирты	Гидроксильная группа —OH	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$	Этанол
Альдегиды	Альдегидная группа —CHO	$\text{CH}_3\text{—CHO}$	Этальд
Карбоновые кислоты	Карбоксильная группа —COOH	$\text{CH}_3\text{—COOH}$	Этановая кислота
Амины	Аминогруппа —NH ₂	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH}_2$	Этиламин

начинают с того конца, к которому ближе разветвление, кратная связь или функциональная группа.

Ниже приведены названия некоторых органических веществ, построенные по указанным правилам:



Бутин-1



Пропанол-2



Этаналь



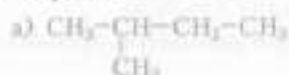
Метановая кислота

Итого мы подведем в табл. 8.1. Здесь приведены названия, отличительные признаки и конкретные представители важнейших классов органических соединений. Если вам не удастся сразу запомнить каждый из них, не огорчайтесь. Весь последующий материал учебника будет посвящен более подробному знакомству с каждым из этих классов. На сегодняшний день ваша главная задача — научиться по химической формуле и с помощью табл. 8.1 определять, какому классу вещества принадлежит то или иное соединение.

ЗАДАНИЯ

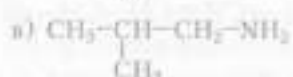
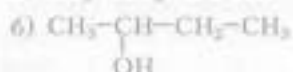
1. Какие признаки положены в основу классификации органических соединений?

2. По приведенным структурным формулам определите класс углеводородов:



3. Какую группу атомов называют функциональной? Какие функциональные группы вам известны? Напишите их формулы и назовите классы соединений, содержащих данные группы.

4. Определите, какому классу органических веществ принадлежит соединения со следующими формулами:



*5. Составьте названия органических веществ по их структурным формулам:



*6. Напишите структурные формулы следующих веществ:

а) пропан;

б) бутен-1;

в) метанол;

г) пропан;

д) этиламин;

е) гексановая кислота;

ж) бутаналь.

8.3. КЛАССИФИКАЦИЯ РЕАКЦИЙ В ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

В зависимости от числа исходных веществ и продуктов реакции, а также тех изменений, которые происходят с реагирующими веществами, в неорганической химии различают четыре типа реакций: соединения, разложения, замещения и обмена. Сохраняется ли такая классификация в органической химии? Она похожа, но обладает некоторыми особенностями.

На рис. 8.4 приведена классификация реакций в органической химии.

Рассмотрим более подробно указанные типы реакций.

Реакции присоединения. Как правило, к реакциям присоединения способны органические вещества с кратными связями. В ходе реакции кратность связи уменьшается: двойная связь превращается в простую, тройная — в двойную. За счет освободившихся валентностей два атома углерода присоединяют фрагмента реагента.

Чаще всего в качестве реагентов в реакциях присоединения выступают водород, галогены (реагенты типа X_2 на рис. 8.4), га-

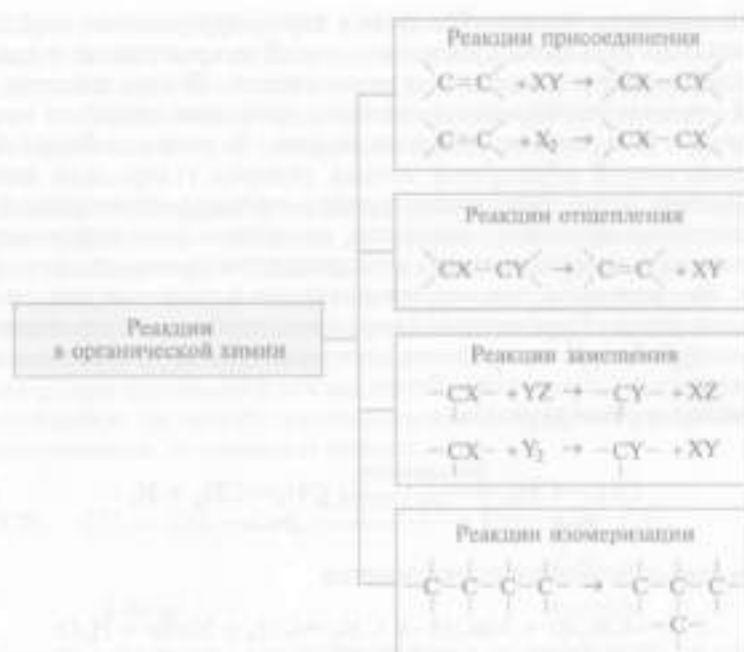


Рис. 8.4. Классификация реакций в органической химии

алогеноводороды, вода (реагенты типа XY). Этим частным случаем присоединения часто дают собственные названия, например:

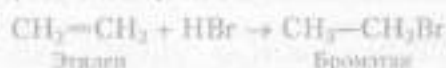
- реакция гидрирования



- реакция галогенирования



- реакция гидрогалогенирования



- реакция гидратации



Реакции отщепления. По своему характеру реакции отщепления обратны реакциям присоединения. В неорганической химии подобные процессы называют разложением. В большинстве реакций отщепления отрыв атомов или групп происходит от соседних атомов углерода исходной молекулы. За счет освободившихся валентностей образуется вторая углерод-углеродная связь. В зависимости от того, какие именно частицы отщепляются от исходного органического вещества, различают реакции дегидрирования, дегалогенирования, дегидрогалогенирования, дегидратации. Вы заметили, что все эти названия в точности повторяют названия реакций присоединения, только снабжены «удаляющей» приставкой *де-*. И по сути это часто взаимно противоположные процессы:

• *реакция дегидрирования*



• *реакция дегидрогалогенирования*

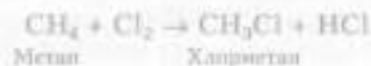
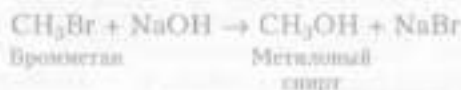


• *реакция дегидратации*



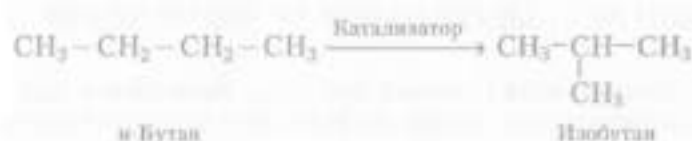
Реакция дегидрогалогенирования демонстрирует важную особенность реакций отщепления в органической химии, которая состоит в том, что исходным может быть не одно вещество, как в неорганической химии, а два. При этом второй реагент помогает «отрывать» уходящую молекулу от основного органического вещества.

Реакции замещения. Пожалуй, это самый распространенный тип реакций в органической химии. При протекании таких реакций в органическом веществе один атом или группа атомов замещаются на другие, например:



Обратите внимание, что в неорганической химии подобные реакции были бы отнесены к реакциям обмена. Специфика превращений в органической химии заключается в том, что отнесение к тому или иному типу реакций проводят с учетом изменений, произошедших в молекуле более сложного из исходных веществ.

Реакции изомеризации. Вам уже известно, что вещества, имеющие одинаковый состав, но различное химическое строение, называют изомерами. Очевидно, что реакциями изомеризации называют превращение вещества в изомерное ему соединение. В результате такого превращения происходит перераспределение атомов в молекуле, изменяется порядок их связи друг с другом. Например, при нагревании алкана линейного строения в присутствии катализатора он может превращаться в изомерный углеводород с разветвленным углеродным скелетом:



Следует отметить, что приведенная классификация не охватывает всего многообразия реакций в органической химии. Превращение веществ можно классифицировать и по другим признакам, например по изменению степени окисления атомов. Если в молекуле органического вещества происходит повышение степени окисления атома углерода, реакцию называют *окислением*, при уменьшении степени окисления — *восстановлением*.

ЗАДАНИЯ

1. Назовите основные типы реакций в неорганической и органической химии. Найдите общие черты и различия этих классификаций.

2. К какому типу относятся следующие химические реакции:



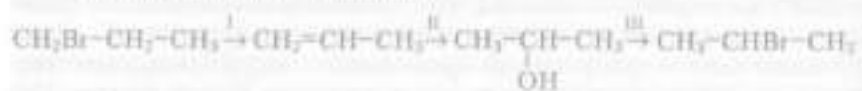
Для реакций отщепления и присоединения определите их вид. Дайте названия реагентам и продуктам реакций.

3. В реакциях какого типа молекулярная масса органического вещества:

- a) уменьшается;
- б) увеличивается;
- в) не изменяется;
- г) может как увеличиваться, так и уменьшаться?

4. Для какого класса углеводородов: алканов или алкенов – характерны реакции присоединения? Ответ обоснуйте.

5. Дана цепочка превращений:



Определите тип реакции на каждой стадии I – III. Дайте названия реагентам и продуктам реакций.

ГЛАВА 9 УГЛЕВОДОРОДЫ И ИХ ПРИРОДНЫЕ ИСТОЧНИКИ

9.1. ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ)

Как романтичен ужин при свечах! Свеча и горит, и «плачет» именно благодаря свойствам парафина. В конфорке плиты и форсунках бойлерной, в цилиндре двигателя и на кончике фитиля свечи, в пламени газовой зажигалки сгорают органические вещества одного и того же класса: *предельные углеводороды*, или *алканы*. Различие лишь в том, что бытовой газ представляет собой главным образом метан CH_4 , в резервуаре зажигалки находится под давлением сжиженные газы — пропан C_3H_8 и бутан C_4H_{10} , бензин представляет собой смесь жидких предельных углеводородов от гексана C_6H_{14} до алканов с 10–12 атомами углерода в молекуле. Парафин — это смесь твердых предельных углеводородов, в молекулах которых содержится более 16 атомов углерода.

Общим свойством перечисленных веществ является их горючесть. **Горение** — это реакция, протекающая с выделением теплоты и света. Горение углеводородов заключается в том, что кислород окисляет углерод и водород углеводорода до их высших оксидов — углекислого газа и воды:



Метан



Пропан

Горение предельных углеводородов широко используется в быту, промышленности, технике. Следует помнить, что углеводороды являются пожароопасными и взрывоопасными веществами. Утечка бытового газа грозит страшными последствиями. Чтобы

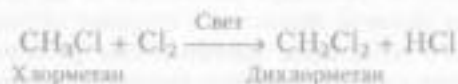
вовремя обнаружить наличие в воздухе бытового газа, к нему добавляют вещества с резким неприятным запахом — *мерcaptаны*. Если вы почувствовали на кухне, в подъезде или на улице запах газа, следует немедленно обратиться в специализированную службу по телефону 04, проветрить помещение и не пользоваться открытым огнем или электроприборами.

Примерно 90 % добываемого углеводородного сырья используют в качестве топлива. Оставшиеся 10 % — чрезвычайно важное сырье химической промышленности, ведь химические свойства предельных углеводородов далеко не ограничиваются реакцией горения.

В предельных углеводородах атомы водорода способны *замещаться* на другие атомы или группы, в частности на атомы галогенов (хлора и брома). Эти реакции протекают при освещении смеси газообразных реагентов:



При избытке хлора реакция продолжается до тех пор, пока все атомы водорода исходного вещества не будут замещены на атомы хлора:



Галогенпроизводные предельных углеводородов — прекрасные растворители, хладагенты (рабочие жидкости, которыми заправляют бытовые холодильники и промышленные холодильные установки), реагенты для органического синтеза.

При нагревании в присутствии катализатора алканы способны вступать в *реакции отщепления*. Какие же продукты могут отщепляться от предельных углеводородов? Если предположить, что углеродная цепь остается без изменения, то отщепляться может только молекула водорода.

■ Реакции, при которых от молекулы органического вещества отщепляется молекула водорода, называют реакциями *дегидрирования*.

При дегидрировании этана образуются два продукта — этилен и водород:



Если предельные углеводороды нагревать без доступа воздуха при более высокой температуре, они разлагаются. Например, из метана при нагревании выше 1 000 °С образуется два ценных продукта — сажа (углерод) и водород:

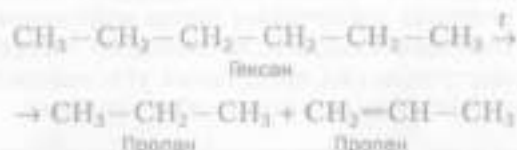


Приведенный выше процесс называют *пиролизом метана* (греч. *pur* — огонь, *lysis* — разложение). Сажа, полученная таким образом, используется для изготовления автомобильных шин и резины, входит в состав красок и туши.

Если не допускать полного разложения метана, резко охлаждая реакционную смесь в процессе пиролиза, можно получить другой очень важный углеводород — ацетилен:



Нагревание алканов с большей молекулярной массой приводит к разрыву углеродной цепочки пополам. Один из «осколков» остается предельным углеводородом (только с меньшим числом углеродных атомов), другой, которому не хватило атомов водорода, — непредельным:



Этот процесс получил название *крекинга*.

Вам известна реакция *изомеризации алканов*. При нагревании в присутствии катализатора предельные углеводороды линейного строения превращаются в изомеры с разветвленным углеродным скелетом:





Рис. 9.1. Модель молекулы метана

Химические свойства алканов обусловлены особенностями строения их молекул (рис. 9.1): в них отсутствуют кратные связи, значит, они не способны к реакциям присоединения. Наиболее характерными для предельных углеводородов являются реакции замещения. В промышленности также используют процессы, основанные на реакциях отщепления и изомеризации.

Поскольку в молекулах алканов нет двойных или тройных связей, эти вещества до предела насыщены атомами водорода, т. е. содержат максимально возможное их количество.

■ **Предельными (насыщенными) углеводородами, или алканами,** называют углеводороды, в молекулах которых все валентности атома углерода, не участвующие в образовании простых углерод-углеродных связей C—C, насыщены атомами водорода.

Вы, конечно, понимаете, что число предельных углеводородов не один и не два. Давайте расположим их в ряд. По какому признаку? Конечно, «по росту», т. е. по возрастанию числа атомов углерода в цепи. Такую «перенгу» мы уже выстраивали, но она настолько важна, что будет нелишним повторить ее. Сделаем это в табличном варианте (табл. 9.1).

Обратите внимание: появление в молекуле каждого последующего атома углерода увеличивает число водородных атомов на два, т. е. два соседних алкана отличаются по составу на группу —CH₂—. Мы выстроили ряд предельных углеводородов линейного строения не случайно, он имеет особое название.

■ Ряд веществ, сходных по строению и свойствам, но отличающихся друг от друга по составу на одну или несколько групп —CH₂—, называют **гомологическим рядом**. Вещества такого ряда называют **гомологами**.

Общая формула любого представителя гомологического ряда алканов:



Таблица 9.1. Предельные углеводороды и алкильные радикалы

Предельные углеводороды (алканы)			Алкильные радикалы	
Молекулярная формула	Структурная формула	Название	Формула	Название
CH_4	CH_4	Метан	CH_3-	Метил
C_2H_6	CH_3-CH_3	Этан	C_2H_5-	Этил
C_3H_8	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Пропан	C_3H_7-	Пропил
C_4H_{10}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Бутан	C_4H_9-	Бутил
C_5H_{12}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Пентан	$\text{C}_5\text{H}_{11}-$	Амил
C_6H_{14}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Гексан	$\text{C}_6\text{H}_{13}-$	Гексил
$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	-	Алкан	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-$	Алкил

Если от молекулы алкана мысленно отщепить один атом водорода, получим частицу со свободной валентностью атома углерода; ее называют *радикалом*. Название радикала по сравнению с названием соответствующего предельного углеводорода тоже изменится: суффикс *-ан* заменяется на *-ил*, а состав будет подчиняться общей формуле $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$. Формулы и названия радикалов нужно знать для того, чтобы уметь называть органические вещества, имеющие разветвленный углеродный скелет.

Помимо предельных углеводородов с линейной цепью существуют изомерные им вещества с разветвленным углеродным остовом. Первый такой углеводород имеет формулу C_4H_{10} и изомерен бутану линейного строения (рис. 9.2).

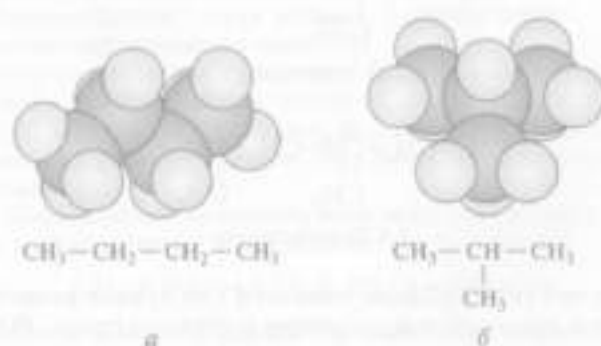


Рис. 9.2. Модели молекул изомеров: *n*-бутана (а) и изобутана (2-метилпропана) (б); температура кипения *n*-бутана $-0,5^\circ\text{C}$, изобутана $-11,7^\circ\text{C}$

В соответствии с требованиями международной номенклатуры названия алканам следует давать, руководствуясь определенными правилами.

1. Выбирают в молекуле самую длинную цепочку атомов углерода.

2. Нумеруют атомы углерода в цепочке с того конца, к которому ближе разветвление.

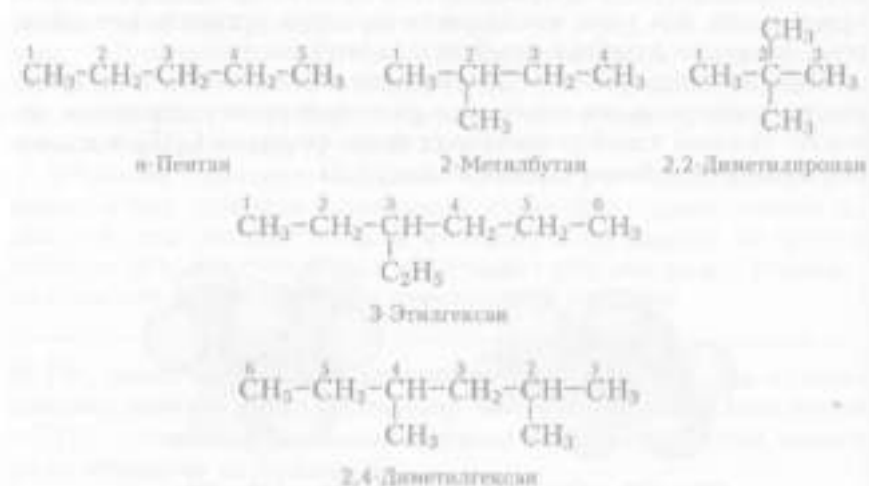
3. Записывают основу названия вещества – название углеводорода с тем же числом углеродных атомов, что и в пронумерованной цепи.

4. Перед основой названия перечисляют все заместители основной цепи с указанием номеров атомов углерода, при которых они стоят. Если одинаковых заместителей несколько, перед их названиями указывают ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-, гента- и т. д.

5. Все цифры отделяют друг от друга запятыми, буквы от цифр – дефисами. Если при одном углеродном атоме имеется не один, а два заместителя, его цифру повторяют в названии дважды.

6. Перед названием предельного углеводорода нормального (неразветленного) строения ставится буква *n*.

Продемонстрируем эти правила на примере названий предельных углеводородов:

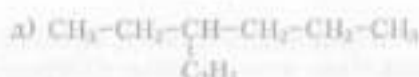
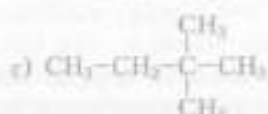
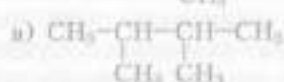
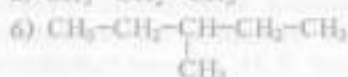


Метан и его газообразные гомологи (до бутана включительно) содержатся в природном и попутном нефтяном газах. Жидкие алканы – основная составная часть нефти. Твердые предельные углеводороды (парафины) растворены в нефти, которая и служит источником их получения.

ЗАДАНИЯ

1. Какие из приведенных формул принадлежат предельным углеводородам: C_3H_{16} , C_7H_{16} , $C_{12}H_{26}$, C_6H_8 , C_4H_{10} , C_5H_8 ?

2. Назовите следующие алканы согласно международной номенклатуре:



3. Напишите структурные формулы следующих углеводородов:

а) 2-метилгексан;

б) 2,2-диметилбутан;

в) *n*-пентан;

г) 2,2-диметил-4-этилгексан;

д) 2,3,4-триметилпентан.

4. Напишите структурные формулы двух гомологов и двух изомеров *n*-пентана. Назовите эти углеводороды.

5. Напишите уравнения следующих реакций:

а) взаимодействие 1 моля этана с 1 молем хлора;

б) горение этана;

в) дегидрирование пропана;

г) взаимодействие 1 моля метана с 3 молями брома.

Назовите образующиеся продукты.

6. Свечка пропитана парафинком. Если внимательно понаблюдать за горящей свечкой, можно заметить, как за 1–2 см до пламени оплавляется парафин. Какую роль выполняет это вещество? Составьте уравнение реакции горения парафина, условно считая, что его формула $C_{26}H_{54}$.

*7. Какое количество теплоты выделится при сгорании 448 л (н. у.) метана в соответствии с термохимическим уравнением:



*8. Смесь метана с воздухом взрывается при объемной доле метана от 5 до 15%. Сколько килограммов метана содержится в 1 м³ смеси метана с воздухом (н. у.) при минимальном и максимальном пределах взрываемости?

9.2. ЭТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКЕНЫ)

Слово «полиэтилен» давно перестало быть научным термином. Каждому знакомы прочные, прозрачные, не пропускающие газы и жидкости полиэтиленовые пленки. Стеклопакетная упаковка шампуней и косметики, чистящих средств и бытовой химии давно сменилась на необычную из полиэтилена. Нередко металлические водопроводные трубы в квартирах заменяют на нержавеющие, легкие и гибкие полиэтиленовые (рис. 9.3). Многие бытовые предметы (ручки зубных щеток и корпуса шариковых ручек, ящики для овощей, посуда, игрушки) — это тоже полиэтилен. Существует полиэтилен, представляющий собой вязкую жидкость, его используют в качестве смазки.

Из чего и как получают полиэтилен?

Корень этого слова — этилен — дает ответ на первый вопрос. Приставка поли- (греч. *poly* — много) — ключ к решению второй части вопроса.

Полиэтилен получают из этилена под действием высокой температуры и высокого давления. При этом двойные углерод-углеродные связи разрываются, и атомы углерода соединяются друг с другом:



Фрагменты $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ образуют длинные цепи. Относительная молекулярная масса таких гигантских молекул может составлять от нескольких тысяч до нескольких миллионов.

Упрощенно уравнение реакции можно записать так:

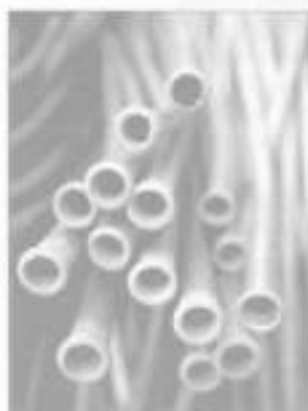


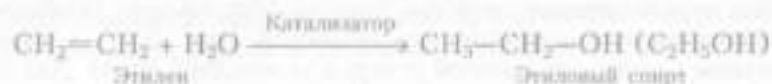
Рис. 9.3. Прочные, легкие, нержавеющие трубы из полиэтилена вытесняют металлические

■ Реакции, в которых происходит соединение множества одинаковых молекул исходного вещества в огромную макромолекулу, называют *реакциями полимеризации*.

Исходное вещество (в данном случае — этилен) называют *мономером*, а продукт реакции (в нашем примере — полиэтилен) — *полимером*.

Реакции полимеризации можно рассматривать как частный случай реакций присоединения. Этилен способен не только полимеризоваться, но и присоединять молекулы других веществ. При этом двойная связь C=C также разрывается, каждый из атомов углерода присоединяет один из фрагментов молекулы реагента.

Одна из наиболее важных реакций присоединения этилена — его взаимодействие с водой в присутствии катализатора (кислоты):



■ Реакции присоединения воды по кратным связям молекул органических веществ называют *реакциями гидратации*.

В результате реакции гидратации этилена получают технический этиловый спирт. Техническим его называют потому, что он получен синтетическим, а также потому, что его используют в технических целях: в качестве растворителя, горючего, сырья для химических производств, словом, везде кроме пищевой промышленности.

Помимо реакций гидратации к реакциям присоединения относят взаимодействие этилена с галогенами. В отличие от предельных углеводородов этилен не вступает в реакции замещения, а присоединяет молекулу галогена за счет разрыва связи C=C:

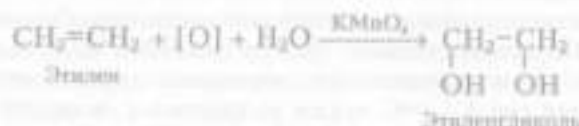


В качестве реагента для реакции бромирования этилена можно использовать раствор брома в воде — так называемую *бромную воду*. При этом желтая окраска бромной воды исчезает. Поскольку реакция сопровождается характерными видимыми изменениями, обесцвечивание бромной воды можно использовать как каче-

ственную реакцию на этилен и другие непредельные соединения (лабораторный опыт № 25).

Вещества, содержащие двойную углерод-углеродную связь, в том числе этилен, можно обнаружить при помощи еще одной качественной реакции.

При пропускании этилена через водный раствор перманганата калия происходит обесцвечивание этого раствора (лабораторный опыт № 25). Уравнение этой реакции можно записать в упрощенном виде:



Как видите, формула перманганата калия указана над стрелкой, а в самом уравнении реакции этот окислитель обозначен символом [O].

Все перечисленные свойства этилена обусловлены особенностями химического строения его молекулы (рис. 9.4), а именно наличием в молекуле двойной углерод-углеродной связи. Для этилена и других непредельных соединений наиболее характерны реакции присоединения.

Приведенные уравнения реакций показывают, что из двух химических связей между атомами углерода разрывается только одна. Какой вывод можно сделать из этого факта? Очевидно, одна из связей менее прочная по сравнению с другой. Разрыв второй связи происходит только в экстремальных условиях, которые химики называют «жесткими», например при сильном нагревании вещества или в реакции горения:



Таким образом, этилен — важное химическое сырье для производства полиэтилена, галогенпроизводных, этилового спирта, этиленгликоля. Химики разработали способы получения этилена как в промышленном масштабе, так и в лабораторных условиях.

Один из промышленных способов получения этилена вам уже известен — это дегидрирование этана. (Вспомните уравнение этой реакции.) В противоположность реакциям присоединения для появления в молекуле двойной связи от соседних атомов углерода



Рис. 9.4. Модель молекулы этилена

нужно отнять по одному связанному с ним атому или группе. Тогда может быть образована вторая углерод-углеродная связь.

В лабораторных условиях этилен можно получить из этилового спирта путем отщепления от него молекулы воды:



В качестве водоотнимающего средства в этой реакции используют концентрированную серную кислоту.

■ Реакции отщепления молекул воды от молекул органических веществ называют *реакциями дегидратации*.

Нетрудно заметить, что реакция дегидратации этилового спирта обратна реакции гидратации этилена.

Для получения этилена дегидратацией этанола возможно применение в качестве катализатора оксида алюминия. Также этилен можно получить реакцией дегидромеризации полиэтилена:



Этилен является первым представителем гомологического ряда алкенов.

■ Углеводороды, в молекулах которых содержится одна двойная углерод-углеродная связь, называют *этиленовыми углеводородами*, или *алкенами*.

Приведем молекулярные и структурные формулы, а также названия первых представителей гомологического ряда этиленовых углеводородов:

C_2H_4	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	этилен, этен
C_3H_6	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$	пропилен, пропен
C_4H_8	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	бутилен, бутен-1
C_4H_8	$\begin{array}{c} \text{CH}_2=\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_2 \end{array}$	изобутилен, 2-метилпропен

Два последних углеводорода имеют одинаковый состав, но различное химическое строение. Как вы помните, такие вещества называют изомерами. Однако у бутена изомерия проявляется не только в строении углеродной цепи (линейная или разветвлен-

ния), но и в положении двойной связи в молекуле. Напомним, что в названиях этих изомеров арабскими цифрами указывают атом углерода, за которым следует двойная связь:



Нетрудно заметить, что по сравнению с алканами в молекуле соответствующего этиленового углеводорода на два атома водорода меньше. Поэтому алкены относят к **непредельным углеводородам**. Вспомните: общая формула предельных углеводородов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Следовательно, общая формула любого представителя ряда алкенов:



Например, пентен будет иметь формулу C_5H_{10} , гексен – C_6H_{12} .

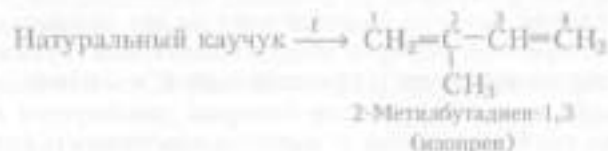
ЗАДАНИЯ

- Найдите общие черты и различия между этаном и этиленом по следующим признакам: а) состав вещества; б) строение молекулы; в) химические свойства.
- Напишите уравнения реакций получения пропилена: а) из пропана; б) пропилового спирта $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$.
- Предложите химический способ очистки этана от примеси этилена. Напишите уравнение реакции.
- Сравните объем воздуха, который потребуется для сжигания 10 л этана и 10 л этилена при нормальных условиях. Объемную долю кислорода в воздухе примите равной 21 %.
- 1,2-Дихлорэтан используют в качестве растворителя пластмасс, а также для обеззараживания зернохранилищ, зерна, почвы. Предложите способ получения этого вещества из этилена, напишите уравнение реакции. Сколько литров этилена (н. у.) потребуется для получения 1 кг 1,2-дихлорэтана?
- Наряду с полиэтиленом в повседневной жизни широко используют полипропилен. Из него изготавливают ковры, игрушки, химическую и бытовую посуду, кабели, изоляцию проводов, корпуса приборов. Напишите уравнение реакции получения полипропилена. Укажите мономер, полимер и его элементарное звено.
- Как в вашей будущей профессиональной деятельности используют полиэтилен и полипропилен? Докажите правомерность принципа следственной связи «свойства – применение».
- Чем отличаются с точки зрения технологии получения, физических свойств и применения полиэтилен низкого давления и полиэтилен высокого давления? Используйте дополнительные источники информации или проконсультируйтесь у специалиста-материаловеда.

9.3. ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАДИЕНЫ), КАУЧУКИ

В 1839 г. американский изобретатель Ч.Гудьар впервые нагрел природный каучук с порошком серы. При этом каучуковая пластина не только не потеряла упругость и эластичность, но стала более устойчива к нагреванию, охлаждению и истиранию. Новый материал назвали *резиной* (лат. *resina* – смола), а процесс превращения каучука в резину – *вулканизацией*. С тех пор человечество не представляет себе жизни без каучука, резины и изделий из них: камер и покрышек автомобилей, водоотталкивающих покрытий, изоляционных и уплотнительных материалов.

Натуральный каучук подобно искусственно полученному полиэтилену – полимер. Его макромолекулы представляют собой длинные цепочки одинаковых структурных фрагментов. При нагревании каучука происходит его разложение, т.е. реакция, обратная полимеризации, – *деполимеризация*. Изучение продукта деполимеризации показало, что это углеводород, содержащий в молекуле две двойные связи. Химическое название этого углеводорода – 2-метилбутадиен-1,3 (или *изопрен*):



Химикам удалось осуществить обратный процесс: полимеризацию изопрена и получить при этом искусственный каучук.

Нужно сказать, что процесс полимеризации изопрена и родственных ему соединений несколько отличается от полимеризации этилена. Конечно, это связано с особенностями химического строения исходного мономера, ведь в его молекуле не одна, а две двойные связи, расположенные по соседству друг с другом. Такие двойные связи называют *сопряженными*.

В процессе полимеризации двойные связи изопрена разрываются, за счет крайних углеродных атомов растет полимерная цепочка. Одновременно центральные атомы углерода образуют друг с другом двойную связь:



Так была разгадана тайна натурального каучука. Зная строение природного эластичного материала, химики смогли получать подобные вещества синтетическим путем, выбирая в качестве ис-

1. Резины общего назначения (температура эксплуатации от -50 до 150 °С).

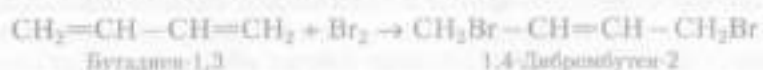
2. Теплоустойчивые резины (температура эксплуатации $150 - 200$ °С и выше).

3. Морозостойкие резины (температура эксплуатации ниже -50 °С).

4. Резины, стойкие к агрессивным средам (например, масло- и бензостойкие, озоностойкие).

Кроме этих резин выпускают также диэлектрические (кабельные), электропроводящие, радиационно-стойкие (рентгенозащитные) и др.

Диеновые углеводороды, как и алкены, — это непредельные соединения. Они также обесцвечивают бромную воду. Только на первой стадии этой реакции сохраняют свою специфическую особенность: присоединяют молекулу брома не по одной двойной связи, а с участием крайних атомов углерода:

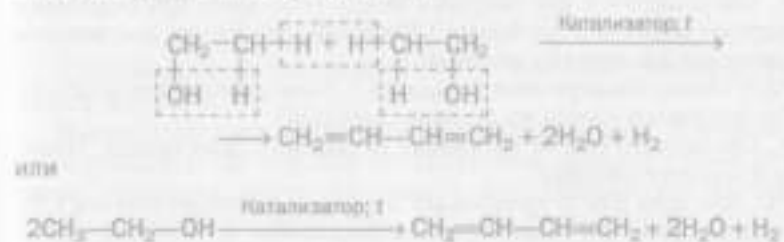


Продукт реакции — 1,4-дибромбутен-2 также содержит двойную связь, следовательно способен на второй стадии вновь присоединить молекулу брома:



Научившись получать синтетический каучук, химики принялись искать простой и эффективный способ синтеза исходных мономеров для полимеризации — диеновых углеводородов.

Один из первых промышленных способов получения диенового углеводорода предложил С. В. Лебедев. Он с группой ученых разработал особый катализатор, в присутствии которого этиловый спирт превращался в бутадиен-1,3:



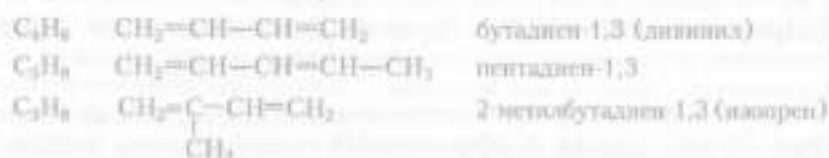
Вспомните, каким образом из этана можно получить этилен. Для этого необходимо использовать реакцию дегидрирования, т. е. отщепить от молекулы этана два атома водорода. Оказывается, дегидрирование годится также для получения диеновых углеводородов из соответствующих алканов. Только для образования двух двойных связей C=C алкан должен отдать не два, а четыре атома водорода, т. е. две молекулы.

Например, для синтеза изопрена в качестве исходного вещества необходимо взять предельный углеводород с тем же строением углеродного скелета; название этого углеводорода — 2-метилбутан:



Последняя реакция наглядно показывает, что в составе алкадиенов на 4 атома водорода меньше, чем в молекулах соответствующих предельных углеводородов. Значит общая формула диеновых углеводородов — $\text{C}_n\text{H}_{2n-2-4}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Общей эту формулу называют потому, что она отражает состав всех углеводородов, родоначальник которых бутадиен-1,3. Они образуют гомологический ряд:



Обратите внимание, что состав двух последних углеводородов одинаков (C_6H_8), а химическое строение их различается. Пентадиен-1,3 и 2-метилбутадиен-1,3 — это изомеры.

ЗАДАНИЯ

1. Что общего и в чем различия между реакциями присоединения с участием алкинов и диеновых углеводородов? Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.
- *2. Сколько килограммов бутадиена-1,3 можно получить из 250 кг 96%-го этилового спирта по реакции Лебедева?
3. Предложите способ получения бутадиена-1,3 из бутана. Напишите уравнение реакции.
- *4. Как доказать непредельный характер 2-метилбутадиена-1,3? Напишите уравнения реакций, подтверждающих ступенчатое протекание реакции.

*5. Сколько килограммов 2-метилбутадиева-1,3 можно получить дегидрированием 72 кг 2-метилбутана, если выход продукта реакции составляет 80%?

6. Для изготовления резиновых изделий, не набухающих в бензине и других нефтепродуктах, используют хлоропреновый каучук. Мономером для его получения является хлоропрен (2-хлорбутадиев-1,2), имеющий формулу $\text{CH}_2=\text{CHCl}-\text{CH}=\text{CH}_2$. Напишите уравнение реакции полимеризации хлоропрена, укажите структурное звено полимера. Рассчитайте относительную молекулярную массу макромолекулы, если известно, что средняя степень полимеризации составляет 430.

*7. В начале XIX в. в Англии стали модными плащи из водонепроницаемой ткани, называемые макинтошами. Это название они получили в честь английского химика и изобретателя Ч.Макинтоша, предложившего пропитывать плащевую ткань раствором натурального каучука. Однако на солнце такие плащи становились липкими, а в морозную погоду – ломкими. Предложите свой способ устранения этих недостатков, повторив тем самым открытие другого выдающегося англичанина – Ч.Гудера.

*8. Какие типы каучуков и резины вы будете использовать в своей профессиональной деятельности? Назовите изделия из разных видов резины, с которыми вы сталкиваетесь в процессе учебы и производственной практики.

9.4. АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКИНЫ)

Ацетилен впервые был получен в первой половине XIX в. знаменитым английским химиком Э.Дэви. Четверть века спустя не менее знаменитый французский химик М.Берглю получил тот же газ, пропуская электрический разряд через трубку, наполненную метаном. Ученый определил формулу полученного вещества C_2H_2 и назвал его *ацетиленом*.

На воздухе ацетилен горит коптящим светящимся пламенем.

В конце XIX в. А.Ле Шателье сделал важное наблюдение: ацетилен при горении в чистом кислороде дает самое горячее из известных в те годы пламя:



Его температура достигает 4 000 °С! Сравните: температура плавления железа 1 540 °С.

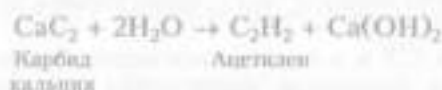
Вывод очевиден: пламенем ацетилена можно резать и сваривать металлы. До сих пор ацетиленовая горелка незаменима для резки больших металлических конструкций, сварки стальных труб, изделий из металлов. Должно быть, вы видели газовые баллоны белого цвета с красной надписью «АЦЕТИЛЕН» или

генераторы ацетилена, которыми пользуются работники коммунальных служб.

Таким образом, сама жизнь поставила перед химиками задачу получения в больших количествах дешевого и доступного ацетилена.

Карбидный и метановый способы получения ацетилена — это усовершенствованные методы Э. Дэви и М. Бертелло.

Карбидный способ основан на взаимодействии карбида кальция с водой:



Именно эта реакция протекает в ацетиленовом генераторе, заряженном кусочками карбида кальция и водой.

В промышленности карбид кальция получают сплавлением оксида кальция (негашеной извести) с коксом (углеродом):



В промышленном масштабе ацетилен получают *метановым способом*: пропуская газообразного метана в специальных реакторах через зону с высокой (1500 °С) температурой:



Особенности химического поведения ацетилена определяются его строением (рис. 9.5). Два атома углерода в молекуле ацетилена связаны тремя химическими связями. Иначе говорят, что между атомами углерода имеется *тройная связь*.

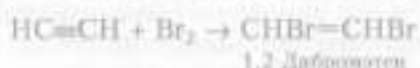
Проявляет ли ацетилен свойства непредельных углеводородов? В этом легко убедиться, проделав лабораторный опыт № 26. Вы убедитесь, что качественная реакция на непредельные углеводороды дает для ацетилена положительный результат.

Подобно этилену ацетилен вступает в многочисленные реакции присоединения. Так же как с диеновыми углеводородами, присо-

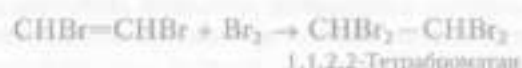


Рис. 9.5. Модель молекулы ацетилена

единице протекает ступенчато. Например, реакция ацетилена с бромной водой может быть описана с помощью уравнений:

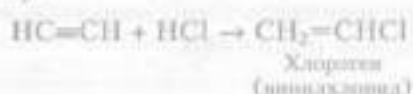


и далее:



Аналогично будут протекать и другие реакции присоединения, например гидрирование по схеме $\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$. (Напишите уравнения этих реакций.)

Реакцию гидрогалогенирования мы рассмотрим на примере важной в практическом отношении реакции присоединения хлороводорода к ацетилену:



Полученное вещество называют *винилхлоридом* потому, что одновалентный радикал этилена $\text{CH}_2=\text{CH}-$ называют *винилом*. Винилхлорид является исходным веществом для получения ценнейшего полимера – поливинилхлорида. (Попробуйте написать уравнение реакции полимеризации винилхлорида в поливинилхлорид.)

Как и этилен, ацетилен вступает в реакцию гидратации, т.е. присоединяет воду. Однако наличие тройной углерод-углеродной связи вместо двойной оказывает влияние на строение продукта реакции гидратации:



Эта реакция в честь замечательного русского ученого-химика названа *реакцией Кучерова*. Продуктом данной реакции является очень важное органическое вещество – уксусный альдегид. В нашем курсе мы еще не раз встретимся с этим соединением.

Способен ли ацетилен вступать в знакомую вам реакцию полимеризации? Нужно сказать, что образовывать длинные полимерные цепи ацетилен не склонен, а вот несколько молекул (две, три) соединятся друг с другом более охотно.

Выдающийся русский ученый Н. Д. Зелинский обнаружил, что при пропускании ацетилена над нагретым углем соединяются друг с другом не две, а три молекулы (*тримеризация*), причем так, что атомы углерода образуют замкнутый цикл:



Это превращение называется *реакцией Зелинского*. В результате образуется очень важное органическое вещество *бензол*, о нем речь пойдет далее.

А теперь давайте вернемся к ацетилену. Очевидно, вы уже поняли, что этот углеводород — не единственный в своем роде. Это первый представитель целого ряда соединений, содержащих одну тройную связь.

■ Углеводороды, в молекулах которых содержится одна тройная углерод-углеродная связь $\text{C}\equiv\text{C}$, называют *ацетиленовыми углеводородами*, или *алкинами*.

Суффикс *-ин* указывает на наличие в молекуле одной тройной углерод-углеродной связи $\text{C}\equiv\text{C}$. Ацетилен можно называть *этином*. Молекулярные и структурные формулы, а также названия ацетиленовых углеводородов приведены ниже:

C_2H_2	$\text{HC}\equiv\text{CH}$	этин, ацетилен
C_3H_4	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	пропин, метилацетилен
C_4H_6	$\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	бутин-1, этилацетилен
C_4H_6	$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	бутин-2, диметилацетилен

Вы вновь столкнулись с тем, что два углеводорода — бутин-1 и бутин-2 — обладают одинаковым составом, однако их химическое строение различается. Это *изомеры*, отличающиеся положением тройной связи в углеродной цепи. Такой вид структурной изомерии называют *изомерией положения кратной* (в нашем случае — *тройной*) *связи*.

Если вы были внимательны, то могли заметить, что бутадийен-1,3 также имеет молекулярную формулу C_4H_6 . А значит это соединение изомерно бутинам, но поскольку бутадийен и бутин относятся к разным классам углеводородов, такая изомерия называется *межклассовой*. Она является разновидностью структурной изомерии. Тот факт, что алкины и алкадиены с одинаковым числом атомов углерода в молекуле имеют одинаковую молекулярную формулу, означает, что общая формула ацетиленовых углеводородов совпадает с формулой алкадиенов:



ЗАДАНИЯ

*1. Относительная молекулярная масса гомолога ацетилена равна 68. Определите его молекулярную формулу и напишите структурные формулы всех изомерных ацетиленовых углеводородов, удовлетворяющих условию задачи. Назовите эти вещества.

2. Сравните общие формулы диеновых и ацетиленовых углеводородов. Можно ли однозначно сказать, какому классу углеводородов принадлежит вещество, формула которого C_8H_8 ? Напишите структурные формулы одного алкадиена и одного алкина, имеющих такой состав. Можно ли назвать эти вещества изомерами?

3. Предложите способ, с помощью которого можно различить этан и ацетилен.

4. Сравните химические свойства этилена и ацетилена. Какие общие черты и различия вы можете отметить? Ответ подтвердите уравнением химических реакций.

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



*6. На технический карбид кальция массой 40 т действовали избытком воды. При этом образовалось 11,2 л газа (н. у.). Определите массовую долю примесей в карбиде кальция.

*7. Термохимическое уравнение реакции горения ацетилена имеет вид



Рассчитайте количество теплоты, которое выделится при сгорании 56 м³ ацетилена (н. у.).

*8. Подготовьте сообщение об устройстве генератора ацетилена и ацетиленовой горелки, которые используются для газовой резки и сварки металлов.

9.5. АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)

Бензол C_6H_6 представляет собой бесцветную летучую жидкость с характерным запахом. Это прекрасный растворитель органических веществ: масел, жиров, смол, воска, каучука и синтетических полимеров. Например, распространенный растворитель «Сольвент» почти наполовину состоит из бензола. Однако применение бензола в быту ограничено, поскольку он является канцерогенным веществом.

Бензол практически нерастворим в воде и легче ее, поэтому подобно растительному маслу образует над водой органический слой.

Это свойство можно использовать для извлечения растворенных веществ из водного раствора в органический растворитель.

Извлечение вещества из раствора с помощью другого растворителя, не смешивающегося с первым, называют *экстракцией*.

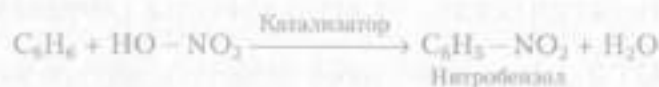
Если в пробирку с водой капнуть несколько капель иодной настойки, добавить немного бензола или растворителя «Сольвент» и встряхнуть, то после расслоения смеси верхний (органический) слой окрасится в красивый красный цвет. Иод плохо растворяется в воде, зато очень хорошо — в бензоле. Поэтому из двух растворителей он «выбирает» органический. Произошла экстракция иода бензолом из водного раствора.

Изучая химические свойства бензола, химики пришли к выводу, что это вещество склонно к *реакциям замещения*. Например, действием хлора в присутствии катализатора можно заместить один атом водорода на галоген:



Образующийся в результате *реакции хлорирования* продукт называется хлорбензол; это важное сырье для получения лекарственных препаратов, ядохимикатов и других органических веществ.

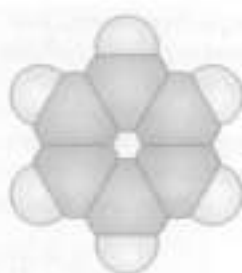
При обработке бензола концентрированной азотной кислотой в присутствии серной кислоты (катализатора) атом водорода замещается на группу $-\text{NO}_2$, называемую *нитрогруппой*. Протекает *реакция нитрования*, при этом образуется органическое вещество нитробензол и вода:



Получение нитробензола — первый шаг к промышленному получению органических красителей анилинового ряда (об этом вы прочтете далее).

В бензоле на шесть атомов углерода приходится только шесть атомов водорода. Значит ли, что этот углеводород непредельный? Чтобы подтвердить такой вывод, воспользуемся качественными реакциями на наличие двойной или тройной связи. (*Вспомните, что это за реакции.*)

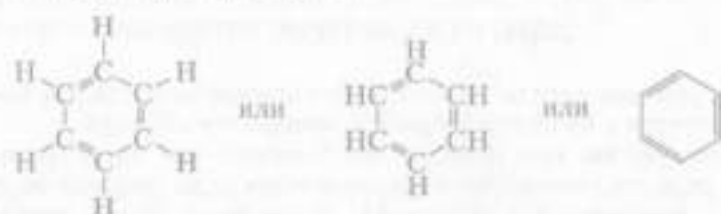
Рис. 9.6. Модель молекулы бензола



Удивительное дело: бензол не обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия! Значит, к предельным углеводородам его нельзя отнести по составу, а химические свойства не подтверждают непредельный характер этого соединения. Каково же его строение?

Строение бензола было установлено выдающимся немецким химиком Ф.А.Кекуле.

Строение молекулы бензола по Кекуле описывается следующими структурными формулами:



В формулах Кекуле вы видите чередование одинарных и двойных связей между атомами углерода в цикле. На самом деле, точно установлено, что все углерод-углеродные связи в молекуле абсолютно одинаковы. Они занимают как бы промежуточное положение между одинарными и двойными связями. Иногда их так и называют — *ароматические* (или *полуторные*) связи. Чтобы отразить особенности связей этого типа, формулу молекулы бензола (рис. 9.6) записывают следующим образом:



Именно особенности строения молекулы бензола позволяют понять, почему

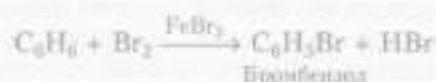


Фридрих Август Кекуле
(1829—1896)

при неопределенном составе это вещество не проявляет свойств, характерных для этиленовых, диеновых или ацетиленовых углеводородов.

Зная строение молекулы бензола, легче представить себе, как протекают реакции замещения — реакции, характерные для этого вещества:

• *реакция бромирования*



• *реакция алкилирования* (замещения атома водорода на алкильный радикал)



Подобно всем углеводородам бензол горит:



Эта реакция находит практическое применение, так как бензол используется в качестве добавки к моторному топливу.

Пожалуй, вы уже поняли, что бензол — не единственное в своем роде соединение, он «предводитель» ряда сходных по строению углеводородов (гомологов), называемых общим термином *ароматические углеводороды*, или *арены*.

■ Углеводороды, в молекулах которых содержится бензольное кольцо, называют *ароматическими углеводородами* (или *аренами*).

Гомологический ряд аренов начинают следующие углеводороды:

C_6H_6
Бензол

$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3$
Метилбензол
(толуол)

$\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}_2\text{H}_5$
Этилбензол

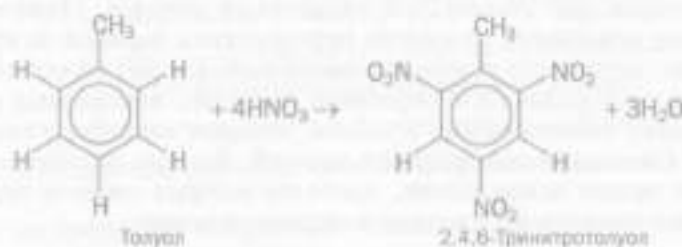
Как же получают бензол? Сырьем для его производства служат природные источники углеводородов, о которых пойдет речь далее.

Химические свойства гомологов бензола имеют ряд особенностей по сравнению со свойствами родоначальника гомологического ряда. Так, при нагревании они окисляются раствором перманганата калия, при этом бензольное кольцо не претерпевает изменений. Алкильный заместитель превращается в карбоксильную группу:



Образующееся в результате окисления вещество называется бензойной кислотой. Она содержится во многих ягодах, например бруснике, клюкве, и не только придает им кислый вкус, но и предохраняет от порчи. Бензойная кислота не токсична, эту кислоту и ее соли добавляют в продукты питания (например, в газированные напитки) в качестве консерванта (пищевые добавки E210, E211).

Если провести реакцию нитрования толуола, то образуется 2,4,6-тринитротолуол — широко используемое в военном деле взрывчатое вещество под названием *тротил* (*тол*):



ЗАДАНИЯ

1. Какие углеводороды называют ароматическими? Приведите формулы трех первых представителей гомологического ряда аренов. Что общего в их строении? Чем они различаются?

*2. Углеводород, плотность паров которого по водороду равна 39, содержит 92,31 % углерода. Найдите его молекулярную формулу.

3. Этан горит бледно-голубым пламенем, этилен — красноватым, ацетилен — коптящим. Это изменение связано с увеличением массовой доли углерода в данном ряду углеводородов. Каким пламенем горит бензол? Дайте ответ, рассчитав массовую долю углерода в этом веществе и сравнив ее с аналогичными данными для этана, этилена и ацетилена.

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



*5. Какие два вещества вступили в реакцию, если в результате образовались следующие продукты:



*6. Сколько миллилитров жидкого бензола (плотность $0,9 \text{ г/мл}$) потребуется для получения $30,75 \text{ г}$ нитробензола, если выход продукта реакции составляет 90% ?

7. В средствах массовой информации часто используется выражение «тротилловый эквивалент». Что это такое? Подготовьте сообщение о правилах поведения при угрозе террористического акта.

9.6. ПРИРОДНЫЕ ИСТОЧНИКИ УГЛЕВОДОРОДОВ

Одной из самых прибыльных отраслей промышленности в нашей стране является добыча и транспортировка природного газа. Продажа нефти дает России 20% экспортных доходов. Межгосударственные отношения во многом определяются борьбой за сферы влияния, источники углеводородного сырья и рынки его сбыта. Вместе с тем добыча и переработка полезных ископаемых порождает массу экологических проблем, которые касаются каждого человека независимо от рода его занятий. Это еще раз подтверждает, что знание основ химии, наиболее важных свойств окружающих нас веществ необходимо каждому человеку.

Природный газ

Практически повсеместно на нашей планете в толще Земли встречается *природный газ*. Он представляет собой смесь предельных углеводородов и неорганических газов, причем их содержание индивидуально для каждого месторождения (табл. 9.2). Однако в любом случае в природном газе преобладает метан, содержание других предельных углеводородов резко сокращается с уменьшением их относительной молекулярной массы.

При сгорании предельных углеводородов выделяется большое количество теплоты, поэтому природный газ служит самым эффективным и дешевым топливом для тепловых электростанций, котельных установок, доменных и стекловаренных печей. Кроме того, при полном сгорании алканов воздух практически не загряз-

Таблица 9.2. Примерный состав природного газа

Компонент	Формула	Объемная доля, %
Метан	CH_4	88–95
Этан	C_2H_6	3–8
Пропан	C_3H_8	0,7–2,0
Бутан	C_4H_{10}	0,2–0,7
Пентан	C_5H_{12}	0,03–0,5
Углекислый газ	CO_2	0,6–2,0
Азот	N_2	0,3–3,0
Гелий	He	0,01–0,5



Рис. 9.7. Промышленное использование природного газа

няется вредными выбросами, поскольку продукты горения — углекислый газ и водяной пар.

Природный газ — это не только высокоэффективное топливо, но и важное сырье для химической промышленности (рис. 9.7).

Нефть и попутный нефтяной газ

Нефть залегает в недрах Земли, где она занимает свободное пространство между породами. Над нефтью находится *попутные нефтяные газы*, частично растворенные в нефти вследствие высокого давления.

В отличие от природного газа попутный нефтяной газ содержит меньше метана и больше его гомологов: этана, пропана, бутана, пентана и др. Для практических целей попутный нефтяной газ разделяют на составные части, называемые *фракциями*. Фракция, содержащая пентан, гексан и их изомеры, — это *газовый*

бензин; используется в качестве низкосортного топлива для двигателей внутреннего сгорания. Фракцию, содержащую пропан и бутан (ее так и называют — *пропанбутановая*), используют в качестве топлива для двигателей, работающих на сжиженном газе. Именно такая смесь находится в бытовых газовых баллонах красного цвета, а также в газовых зажигалках. Еще одна фракция — так называемый *сухой газ*. Он сходен по составу с природным и может использоваться в качестве топлива или химического сырья.

Нефть представляет собой маслянистую жидкость темно-бурого, почти черного цвета, практически нерастворимую в воде. Поскольку нефть легче воды, она всплывает и может растекаться по ее поверхности очень тонким слоем. Один литр нефти образует нефтяную пленку площадью с футбольное поле! Толщина такой пленки сравнима с длиной волны видимого излучения, поэтому в результате преломления света нефтяное пятно переливается всеми цветами радуги. Вот только последствия таких разливов отнюдь не радужные, это настоящие экологические катастрофы. Нефтяная пленка не позволяет раствориться в воде кислороду воздуха, необходимому для дыхания обитателей вод. Гибнут водоплавающие птицы, перья которых покрываются несмываемым маслянистым налетом. Привитые к берегу волной и ветром, нефтяные разливы загрязняют сотни километров береговой полосы. Но нет ничего страшнее нефти горячей. Она горит даже на поверхности воды, и, естественно, потушить ее водой невозможно. Огненное ведро, черный дым, сотни токсичных продуктов горения превращают нефтяной пожар в настоящий ад.

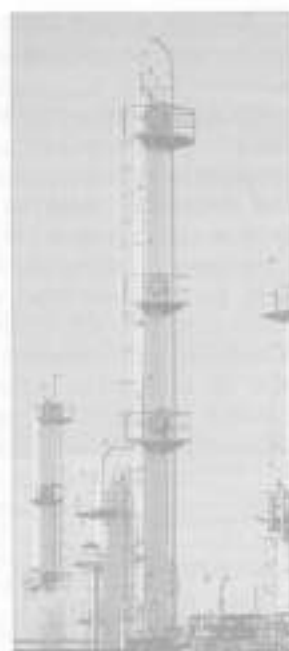
В нефти присутствует более 900 различных соединений! Ее главная составная часть — это предельные углеводороды, содержащие от 6 до 50 атомов углерода в молекуле. Нефть может содержать также значительное количество ароматических углеводородов.

Необработанную нефть называют *сырой*, практически вся она поступает на переработку. Вначале из нее удаляют растворенные летучие нефтяные газы, а также парафин, затем отправляют на фракционную перегонку, или *ректификацию*.

■ **Ректификацией (перегонкой)** называют разделение жидких смесей на фракции или отдельные компоненты на основании различия в их температурах кипения.

Поскольку нефть представляет собой сложную смесь различных веществ, она не имеет определенной температуры кипения. При нагревании из нефти начинают выделяться компоненты в

Рис. 9.8. Ректификационная колонна



порядке увеличения их температуры кипения. Это дает возможность разделить нефть на отдельные фракции, представляющие собой смесь близких по температуре кипения веществ.

Ректификацию осуществляют на специальных установках, называемых *ректификационными колоннами* (рис. 9.8). Нефть подают в нижнюю часть колонны и нагревают до температуры 340 – 360 °С. Выкипающие газообразные углеводороды поднимаются по колонне вверх, постепенно остывая. При охлаждении до температуры кипения пары вещества конденсируются, превращаясь в жидкость, на горизонтальных перегородках колонны – *тарелках*. Чем выше расположена тарелка, тем ниже температура кипения находящихся на ней жидких продуктов разделения нефти. Удаляя жидкость с определенных тарелок, получают нефтяную фракцию, кипящую в некотором интервале температуры. Характеристики типичных фракций перегонки нефти приведены в табл. 9.3.

Таблица 9.3. Типичные фракции, получаемые при ректификации нефти

Фракция	Температура кипения, °С	Число атомов углерода в молекуле
Углеводородный газ	< 20	3 – 4
Бензин	20 – 200	5 – 12
Лигроин	150 – 250	8 – 14
Керосин	180 – 300	12 – 18
Газойль (дизельное топливо)	275 – 400	17 – 22
Мазут	> 400	> 20

Бензин используется в качестве топлива для двигателей внутреннего сгорания автомобилей, *лигроин* — горючее для тракторов и сырье для нефтехимических производств. На *керосине* летают современные реактивные самолеты. *Газойль* (или дизельное топливо) — это горючее для дизельных двигателей теплоходов, тепловозов и большегрузных автомобилей. *Мазут* — это темная вязкая жидкость, остаток после перегонки нефти. Часть его используется как топливо на тепловых электростанциях и в котельных. Основное количество мазута подвергается повторной ректификации, но уже при пониженном давлении.

Вы знаете, что с уменьшением давления температура кипения жидкостей понижается. Поскольку мазут составляют высококипящие органические вещества, их ректификация потребовала бы создания высоких температур. Во-первых, это дорого; во-вторых, многие соединения разлагаются при таком воздействии. Поэтому ректификацию мазута проводят в вакууме, получая при этом целый спектр смазочных материалов, называемых *минеральными маслами*. Остаток после перегонки мазута — *гудрон* используют для получения битума и асфальта, применяемых в дорожном строительстве.

Самая ценная фракция, получаемая при ректификации нефти, — бензин, однако из одной тонны сырой нефти можно получить не более 200 кг этого ценного топлива. Поэтому часть нефтяных фракций, например лигроин и керосин, отправляют на дальнейшую переработку, в результате которой получают дополнительное количество бензина, а также другие важные продукты.

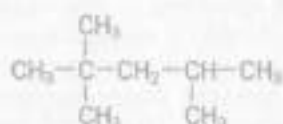
Ректификация нефти не относится к химическим явлениям, поскольку в процессе перегонки не происходит химических превращений одних веществ в другие, разделение осуществляется на основе физических явлений: испарения и конденсации веществ. А вот вторичная переработка нефтепродуктов уже сопровождается протеканием химических реакций.

Одним из таких химических процессов является *крекинг нефтепродуктов*.

■ **Крекингом** называют процесс переработки нефтепродуктов при повышенных значениях температуры и давления с целью получения органических соединений с меньшей молекулярной массой.

Промышленный крекинг впервые был осуществлен русским инженером В. Г. Шуковым в 1891 г. Основной реакцией процесса

Присутствие в бензине бензола и его гомологов значительно повышает качество бензина, в именно его октановое число. Попадая в цилиндр двигателя внутреннего сгорания, смесь бензина с воздухом сжимается до определенного давления за счет движения поршня. В тот момент, когда объем смеси минимален, она поджигается искрой, мгновенно сгорает, и образующиеся газы за счет резкого увеличения давления толкают поршень в обратном направлении. Движение поршня в конечном счете передается на колеса. Чем большее давление выдерживает смесь углеводородов (бензина) с воздухом, тем выше мощность двигателя. Пары различных по структуре углеводородов в различной мере устойчивы при сжатии. Количественно эта способность характеризуется октановым числом. За начало отсчета принят предельный углеводород неразветвленного строения гептан C_7H_{16} , октановое число которого считают равным нулю. Октановое число 100 приписывают 2,2,4-триметилпентану (упрощенно его называют изооктаном):



2,2,4-Триметилпентан (октановое число 100)

Октановое число бензина, равное 92, означает, что он выдерживает такое же сжатие, как смесь, содержащая 92 % изооктана и 8 % гептана.

Аналогом октанового числа для дизельного топлива является цетановое число. Эталонными углеводородами для определения цетанового числа являются гексадекан (цетан) $C_{16}H_{34}$, воспламеняемость которого принята за 100 единиц, и α -метилнафталин $C_{11}H_{10}$, воспламеняемость которого принята за нуль. Например, если цетановое число равно 45, то самовоспламеняемость дизельного топлива равноценна смеси, состоящей из 45 % цетана и 55 % α -метилнафталина.

Каменный уголь

Каменный уголь представляет собой полезное ископаемое, которое образовалось миллионы лет назад из отмерших остатков растений. Состав его очень сложен, в нем присутствуют как орга-

нические, так и неорганические вещества. Запасы угля значительно превышают запасы нефти и тем более газа. Небольшую часть каменного угля используют в качестве топлива, остальное количество служит сырьем для коксохимического производства (рис. 9.9).

Один из основных процессов химической переработки каменного угля — *коксование*.

■ **Коксование** — это процесс высокотемпературного нагрева угля без доступа воздуха.

В результате коксования образуется четыре первичных продукта: кокс, каменноугольная смола, надсмольная вода и коксовый газ.

При коксовании каменный уголь загружают в коксовую печь и нагревают при 1 000 °С в течение нескольких часов. Кусочки угля превращаются в кокс, это практически чистый углерод. Кокс вынимают из печи, сортируют и отправляют на металлургические заводы для использования в доменном процессе.

Органические вещества, входящие в состав каменного угля, при нагревании постепенно разлагаются с образованием летучих продуктов. Они поступают в специальный сборник, где конденсируются в две несмешивающиеся жидкости: *каменноугольную смолу*



Рис. 9.9. Продукты переработки каменного угля

(деготь) и надсмольную воду. В состав каменноугольной смолы входит около 300 различных соединений, часть из которых выделяют путем фракционной перегонки. Так получают, например, бензол и другие ароматические углеводороды. В надсмольной воде находятся в растворенном состоянии аммиак, сероводород и другие вещества. Из нее на специальной колонне отгоняют аммиак, а затем и другие продукты. Полученный аммиак идет, главным образом, на производство азотных удобрений.

Из коксового газа, оставшегося после конденсации, привлекают аммиак, водород, этилен и некоторые другие газообразные вещества.

ЗАДАНИЯ

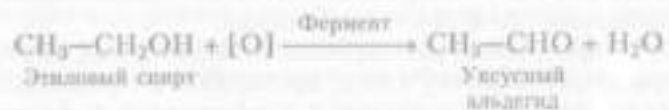
1. Укажите важнейшие месторождения природного газа в Российской Федерации. Найдите их на карте полезных ископаемых нашей страны.
2. Почему экономически целесообразно получать ацетилен из природного газа, а бутадиев-1,3 — из попутного нефтяного газа?
3. Назовите основные продукты химической переработки природного газа и укажите процессы, с помощью которых их получают. Напишите уравнения реакций.
4. На каких свойствах нефти основана ее перегонка? Укажите продукты ректификация нефти, области их применения.
5. Что такое крекинг? Какая химическая реакция лежит в основе этого процесса? Какие виды крекинга различают? Напишите уравнение реакции крекинга углеводорода состава $C_{20}H_{42}$.
6. Что такое риформинг? Напишите уравнение реакции получения бензола из гексана.
7. Какой процесс называют коксованием каменного угля? Какие основные продукты коксованного производства и области их использования вы можете назвать?
- *8. Сколько кубических метров воздуха (н. у.), содержащего 21 % кислорода, потребуется для сжигания 250 м^3 метана? Сколько килограммов углекислого газа при этом образуется?
- *9. Водород представляет собой экологически чистое топливо. Как вы думаете, почему? В каких соотношениях по объему и по массе взаимодействует между собой водород и кислород?
- *10. Назовите известные вам международные вооруженные конфликты, которые связаны с контролем над природными источниками углеводорода.
- *11. Почему различные типы автотранспорта используют разные виды топлива? Каковы их октановые и цетановые числа? Как от качества топлива зависит работа автомобильного двигателя? Как вы думаете, почему?

ГЛАВА 10 КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

10.1. СПИРТЫ

На этикетках винной продукции есть предупреждающая надпись: «Чрезмерное употребление алкоголя вредит нашему здоровью». Однако любя даже незначительное употребление алкоголя вредит здоровью человека.

В организме человека имеются ферменты, которые стремятся избавиться его от присутствия в крови этилового спирта. Делают они это химическим путем, отнимая от молекулы этилового спирта (рис. 10.1) два атома водорода. По сути, это процесс окисления этилового спирта под действием ферментов, поэтому условно обозначим окислитель в схеме реакции символом [O]:



Вот только результат таких усилий ферментов плачевный: образующийся при окислении этилового спирта уксусный альдегид еще более вреден для организма.

Рис. 10.1. Модель молекулы этилового спирта



Смоделировать этот процесс можно в пробирке, используя в качестве окислителя оксид меди(II) при нагревании (лабораторный опыт № 27):



От молекулы этилового спирта, как вы знаете, можно отщипнуть не только атомы водорода, но и молекулу воды:



Этиловый спирт способен взаимодействовать с активными металлами. При этом выделяется водород, и образуется алкоголят металла:



Этиловый спирт горит, при этом происходит его окисление до углекислого газа и воды:



Этиловым спиртом заправляют не только лабораторные спиртовки. Он прекрасно заменяет бензин в качестве автомобильного топлива, при этом требуется лишь незначительная регулировка двигателя. По дорогам некоторых стран мира, например Бразилии, уже колесят экспериментальные автомобили, в которых в качестве топлива используется этиловый спирт. Такие машины практически не загрязняют воздух выхлопными газами.

Свойства этилового спирта, как и любого химического вещества, определяют области его применения.

Спирт – прекрасный растворитель (лабораторный опыт № 28). Благодаря этому свойству спирт применяют в производстве лаков, красок, эмалей, используют в парфюмерной и фармацевтической промышленности. Множество экстрактов, настоек, лекарственных веществ готовят на спиртовой основе. Кроме того, этиловый спирт применяют в медицине для дезинфекции, различных компрессов и обтираний.

Такие многочисленные и разнообразные области применения этилового спирта определяют масштабы его промышленного получения.

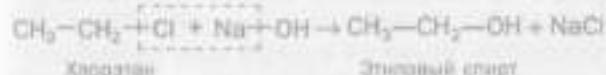
До настоящего времени для получения этилового спирта в ликероводочной промышленности и для медицинских целей используют метод брожения сахаров; например, глюкозы:



В значительно больших масштабах этиловый спирт получают уже знакомой вам реакцией гидратации:



Ввести группу —OH в молекулу органического вещества можно и с помощью реакции замещения. Например, при действии водного раствора щелочи на галогенопроизводное предельного углеводорода атом галогена замещается на группу —OH:



(Вспомните, как из этана можно получить хлорэтан.)

Очевидно, что свойства этилового спирта обусловлены, в первую очередь, наличием в его молекуле функциональной группы —OH, которая, как вы знаете, называется *гидроксильной группой*.

■ **Спиртами** называют органические вещества, в молекулах которых углеводородный радикал связан с функциональной гидроксильной группой.

Предметом нашего рассмотрения являются спирты, в молекулах которых содержится одна гидроксильная группа, связанная с предельным углеводородным радикалом. Такие спирты называют *предельными одноатомными*, их общая формула



Простейший метиловый спирт (рис. 10.2) был получен в 1834 г. путем нагревания древесных опилок и конденсации образующихся паров. Именно поэтому метиловый спирт называют *древесным*.

Метиловый спирт очень ядовит! При попадании в организм от 5 до 10 мл этого вещества человек слепнет вследствие пораже-

Рис. 10.2. Модель молекулы метилового спирта



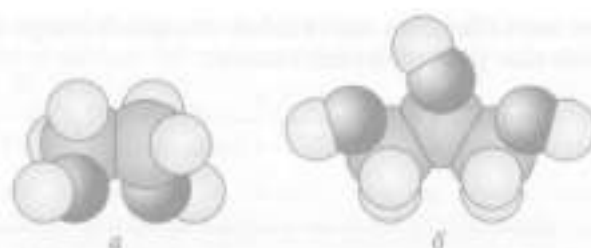


Рис. 10.3. Модели молекул этиленгликоля (а) и глицерина (б).

ния сетчатки глаза, доза в 30 мл вызывает смерть. Тем не менее области применения метилового спирта очень обширны. Метиловый спирт подобно этиловому является прекрасным растворителем, а также сырьем для получения полимеров и лекарственных препаратов. В ряде стран его добавляют в бензин для улучшения качества (увеличения октанового числа).

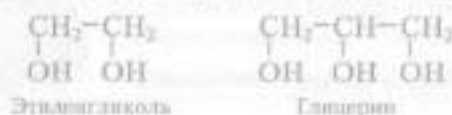
Прежде чем привести формулы других «родственников» этилового спирта, отметим, что по международным правилам названия спиртов образуют от названия соответствующего предельного углеводорода с добавлением суффикса -ол, указывающего на «родовую принадлежность» вещества:

CH_3OH		метанол, метиловый (древесный) спирт
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$	этанол, этиловый (винный) спирт
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	$\overset{1}{\text{CH}_3}-\overset{2}{\text{CH}_2}-\overset{3}{\text{CH}_2}\text{OH}$	пропанол-1, пропиловый спирт
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	$\overset{1}{\text{CH}_3}-\underset{\text{OH}}{\overset{2}{\text{CH}}}-\overset{3}{\text{CH}_3}$	пропанол-2, изопропиловый спирт

Обратите внимание, что при составлении названий спиртов углеродные атомы нумеруют с того конца цепочки, к которому ближе гидроксильная группа.

Два последних спирта имеют одну и ту же молекулярную формулу $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, а вот химическое строение у них различное. Пропанол-1 и пропанол-2 — это изомеры, отличающиеся положением гидроксильной группы в молекуле (это еще один вид структурной изомерии).

Можно предположить, что кроме одноатомных спиртов есть также многоатомные: *двух-, трехатомные спирты* (рис. 10.3):



Этиленгликоль неограниченно растворяется в воде. Его водные растворы применяют в качестве незамерзающей охлаждающей жидкости — *антифриза*, им заполняют радиаторы автотракторной техники. Гораздо большие количества этиленгликоля потребляет химическая промышленность для получения полимеров, например полиэтилентерефталата, из которого изготавливают пластиковые бутылки для напитков. Этиленгликоль ядовит, обращаться с ним нужно очень осторожно.

Глицерин, так же как и этиленгликоль, представляет собой вязкую жидкость, имеет сладковатый вкус и хорошо растворяется в воде. Это вещество очень гигроскопично, т. е. активно поглощает влагу из воздуха. Поскольку глицерин предохраняет кожу и ткани от высыхания, его используют при выделке кож, отделке тканей, в качестве компонента косметических средств для ухода за кожей лица и рук. Глицерин мало токсичен, в отличие от этиленгликоля, его даже добавляют в напитки для придания им сладкого вкуса и вязкости.

Этиленгликоль, глицерин и другие многоатомные спирты можно распознавать с помощью качественной реакции, реагентом в которой выступает гидроксид меди(II) (лабораторный опыт № 29). При добавлении нескольких капель раствора глицерина, этиленгликоля или другого многоатомного спирта к свежеприготовленному осадку гидроксида меди(II) этот осадок растворяется и образуется раствор ярко-синего цвета.

ЗАДАНИЯ

1. Подготовьте сообщение о вреде алкоголя в мерах по предупреждению алкоголизма.
2. Какие спирты относят к предельным одноатомным? Как формируют их названия? Какие виды изомерии характерны для них?
3. Напишите формулы возможных изомерных спиртов состава $C_4H_{10}O$. Дайте им названия.
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) этан \rightarrow этилен \rightarrow этиловый спирт \rightarrow уксусный альдегид;
 - *б) метан \rightarrow хлорметан \rightarrow метиловый спирт \rightarrow муравьиный альдегид;
 - *в) этиловый спирт \rightarrow этилен \rightarrow этиленгликоль.
5. В двух пробирках находятся растворы этилового спирта и глицерина. Как их отличить?
6. К наступлению холодов в клеточной жидкости насекомых и некоторых земноводных резко увеличивается содержание глицерина. Объясните этот природный факт.

*7. Какой спирт в технике называют денатуратом? Где его используют?

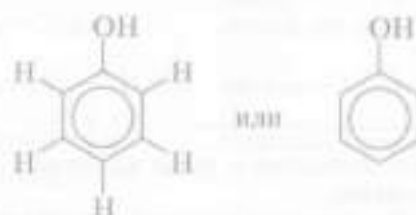
*8. Назовите области использования технического этилового спирта, этиленгликоля и глицерина в условиях учебной практики и в вашей будущей профессиональной деятельности.

10.2. ФЕНОЛ

В каменноугольной смоле в 1834 г. впервые было обнаружено белое кристаллическое вещество с характерным неприятным запахом. Несколькоми годами позже удалось определить состав нового вещества: C_6H_6O . Подобно спиртам соединение содержит атом кислорода. Но свойства вещества, названного *фенолом*, значительно отличались от свойств спиртов, например этанола.

Фенол обладает кислотными свойствами. Как кислота, он взаимодействует с щелочами с образованием соли и воды. В медицине фенол даже получил особое название — *карболовая кислота*. Кстати, «карболка» стала первым антисептическим средством, используемым при проведении хирургических операций. Ранее фенол применяли для дезинфекции больничных помещений, что и придавало им характерный «запах больницы».

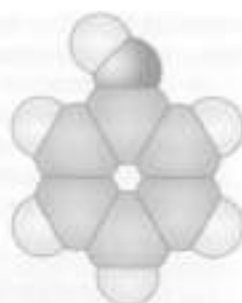
Структурная формула фенола (рис. 10.4):



В молекулярной формуле фенола также принято выделять гидроксильную группу: C_6H_5OH .

В молекуле фенола ароматический радикал связан с гидроксильной группой, и эти два фрагмента молекулы оказывают друг на друга такое сильное влияние, что вещество приобретает специфические свойства, отличающие его как от спиртов, так и от аренов. Эти специфические особенности химического поведения фенола ярко иллюстрируют третье положение теории химического строения о взаимном влиянии атомов в молекулах органических веществ. Влияние ароматического радикала C_6H_5- (он называется *фенильным радикалом* или *фенилом*) на гидроксильную группу выражается в значительном усилении ее кислотных свойств.

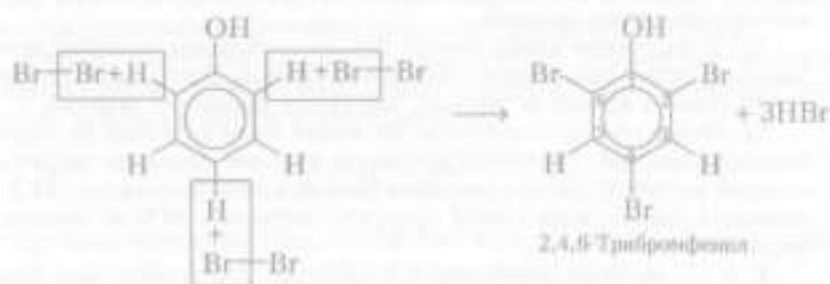
Рис. 10.4. Модель молекулы фенола



А это значит, что атом водорода, как и в неорганических кислотах, может замещаться на атом металла с образованием соли:



В свою очередь гидроксильная группа влияет на протекание реакций по ароматическому кольцу. Например, замещение атома водорода на атом галогена уже не требует присутствия катализатора. Более того, при взаимодействии фенола с бромной водой на атомы брома замещаются сразу три атома водорода цикла! Кроме того, гидроксильная группа направляет атомы брома, как полководец войска, в строго определенные положения цикла — рядом с собой и напротив:



или



В продукте реакции фенола с бромом пронумерованы атомы углерода цикла. Теперь становится понятным название вещества: 2,4,6-трибромфенол. Это вещество не растворяется в воде. При добавлении к раствору фенола бромной воды реакционная смесь мутнеет вследствие образования мелких кристалликов 2,4,6-трибромфенола белого цвета.

Аналогично фенол реагирует с азотной кислотой. (Напишите уравнение реакции получения 2,4,6-тринитрофенола.) образу-

ющийся продукт носит тривиальное название *пикриновая кислота* и является взрывчатым веществом.

В промышленности фенол получают в больших количествах. Он является важнейшим сырьем для производства красителей, вздохимикатов, лекарственных веществ, моющих средств.

Помимо выделения из каменноугольной смолы разработано несколько синтетических способов получения фенола.

Один из способов заключается во взаимодействии хлорбензола с щелочью при повышенных значениях температуры и давления:



Хлорбензол в свою очередь получают из бензола. (Напишите уравнение этой реакции.)

ЗАДАНИЯ

1. Как взаимное влияние фенольного радикала и гидроксильной группы отражается на свойствах фенола? Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.

*2. В настоящее время вместо фенола в качестве дезинфицирующего средства используют 2,4,6-трихлорфенол. Предложите способ его получения исходя из бензола. Напишите уравнения реакций.

*3. Фенол — кислота слабая, он может быть вытеснен из солей сильной кислотой. Напишите уравнение реакции фенолата натрия с соляной кислотой. Сколько граммов фенола можно получить из 23,2 г фенолата натрия, если выход продукта составляет 80 % от теоретически возможного?

4. В 130 мл воды растворено 6,8 г фенола. Рассчитайте массовую долю вещества в растворе.

*5. Смешали 31,3 г 3%-го раствора фенола и 320 г 1%-го раствора брома в воде. Рассчитайте массу образовавшегося осадка.

*6. Фенол используется при производстве многочисленных полимерных материалов. Какие правила техники безопасности должны соблюдаться при работе с этим веществом? Почему?

10.3. АЛЬДЕГИДЫ

При изготовлении многих отделочных материалов (древесно-стружечных плит, искусственного камня, звуко- и теплоизоляции

онных материалов), предметов быта используют полимерные вещества, получаемые на основе органического вещества под названием *формальдегид*.

Взаимодействием формальдегида с фенолом синтезируют *фенолоформальдегидную смолу*. При растворении ее в спирте или ацетоне получают лаки. Можно пропитать этим веществом стружку и опилки и спрессовать при нагревании — получится древесно-стружечная плита. Если оклеить такую плиту бумагой с рисунком под дерево или камень, получится прекрасный материал для изготовления мебели. Кроме того, в фенолоформальдегидную смолу добавляют различные цветные наполнители, помещают в форму и нагревают. Так получают устойчивые к высоким температурам изделия из полимерного материала — фенопласта.

Аналогично реакцией формальдегида с мочевиной получают карбамидную смолу, а из нее — твердый полимерный материал аммионласт.

По агрегатному состоянию формальдегид — газ. Как же его заставляют реагировать с твердым фенолом? Формальдегид хорошо растворим в воде, и взаимодействие осуществляют в растворе. Водный раствор формальдегида называют *формалин*. Он обладает способностью свертывать белок, на этом основано его применение в кожевенном производстве. В результате дубильного действия формалина кожа твердеет и не подвергается гниению. На этом же свойстве основано его применение для хранения биологических препаратов, дезинфекции и протравливания семян.

Состав молекулы формальдегида CH_2O . Однако его молекулярную формулу чаще записывают в виде HCHO , поскольку она точнее отражает структурную формулу:



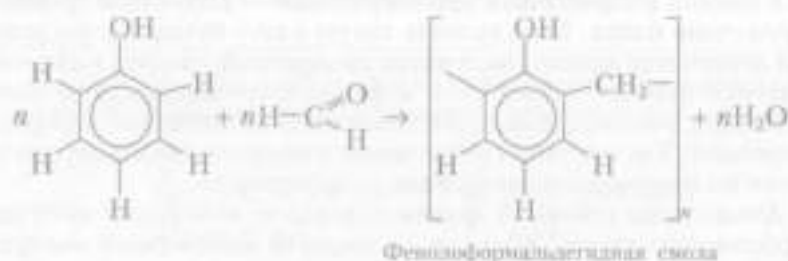
и строение молекулы (рис. 10.5). Как видите, между атомами углерода и кислорода имеется двойная связь. Группу >C=O называют *карбонильной*. Несмотря на наличие двойной связи, карбонильные соединения не относят к непредельным или ненасыщенным.

Мы упомянули о том, что продуктом взаимодействия формальдегида с фенолом является вещество полимерной природы. Разве это не реакция полимеризации? Оказывается, нет. Полимеры мож-



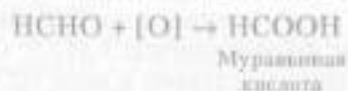
Рис. 10.5. Модель молекулы формальдегида

но получать также с помощью процесса, называемого *поликонденсацией*. В отличие от полимеризации при поликонденсации помимо высокомолекулярного вещества образуется второй продукт: тот «осколок», отщепление которого освобождает атомам «руки» для сцепления в полимерную цепочку. Например, взаимодействие формальдегида с фенолом можно описать уравнением

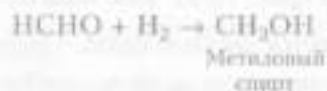


■ Реакции получения полимера, протекающие с выделением побочного низкомолекулярного продукта, называют *реакциями поликонденсации*.

Формальдегид легко окисляется, образуя при этом органическое соединение нового класса — муравьиную кислоту:



Один из немногочисленных примеров присоединения по карбонильной группе формальдегида — реакция гидрирования. В присутствии катализатора формальдегид присоединяет водород, превращаясь в метиловый спирт:



Однако в промышленности осуществляют обратную реакцию — окислением метилового спирта в присутствии катализатора получают формальдегид:



Изучая свойства этилового спирта, мы познакомились с реакцией его окисления, например оксидом меди(II). Продукт этой реакции мы называли уксусным альдегидом. Ранее мы познакомились с *реакцией Кучерова*: присоединением воды к ацетилену и

присутствии катализатора, в результате которой также образуется уксусный альдегид. (Вспомните уравнения этих двух реакций и сравните структурные формулы уксусного альдегида и формальдегида.) Действительно, эти вещества являются гомологами, с них начинается еще один ряд органических соединений, которые носят общее название *альдегиды*:

CH_2O	HCHO	метаналь, формальдегид, муравьиный альдегид
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$	$\text{CH}_3\text{—CHO}$	этаналь, ацетальдегид, уксусный альдегид
$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CHO}$	пропаналь, пропиловый альдегид

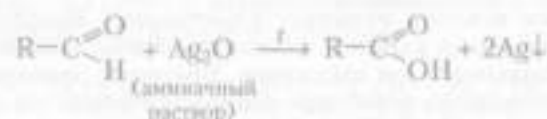
Что общего в строении молекул перечисленных веществ? Все они содержат группу атомов $\text{—C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$, которая называется *альдегидной*.

■ Вещества, в молекулах которых альдегидная группа связана с углеводородным радикалом (или атомом водорода), называются *альдегидами*. Общая формула альдегидов: $\text{R—C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$

Уксусный альдегид (ацетальдегид, этаналь) проявляет химические свойства, аналогичные формальдегиду.

Каким образом можно доказать наличие в веществе альдегидной группы? Иными словами, как провести качественную реакцию на альдегиды?

Одна из таких качественных реакций основана на способности альдегидов легко окисляться. В качестве окислителя можно использовать аммиачный раствор оксида серебра(I) (лабораторный опыт № 30). В упрощенном виде этот процесс можно выразить уравнением



При осторожном нагревании альдегида (его формулу мы условно обозначили RCHO) с аммиачным раствором оксида серебра(I) на стенках пробирки образуется блестящий налет металла, поэтому процесс получил название *реакции «серебряного зеркала»*. Именно она может помочь обнаружить формальдегид и его гомологи, т. е. является качественной реакцией на альдегиды.

Другой качественной реакцией на альдегиды является реакция со свежеприготовленным гидроксидом меди(II) при нагревании. В результате ее выпадает кирпично-красный осадок оксида меди(I) (лабораторный опыт № 31).

Как и альдегиды, карбонильную группу содержат кетоны. Только в отличие от альдегидов молекулы кетонов содержат два углеводородных радикала, связанных с группой >C=O . Простейшим представителем кетонов является хорошо известный вам растворитель лаков и красок ацетон (рис. 10.6):

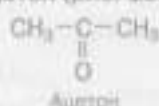


Рис. 10.6. Модель молекулы ацетона

Альдегиды можно называть по-разному. Более простой путь — подсчитать число атомов углерода в молекуле альдегида и к названию предельного углеводорода с тем же числом атомов углерода добавить суффикс *-аль*, указывающий на присутствие альдегидной группы: метан — метаналь, этан — этаналь, пропан — пропаналь и т. д. Однако чаще химики дают этим веществам исторически сложившиеся названия. Метаналь — это муравьиный альдегид или формальдегид (лат. *formica* — муравей). Аналогично уксусный альдегид называют также ацетальдегидом (лат. *acetum* — уксус).

ЗАДАНИЯ

1. Какие вещества называют альдегидами? Предложите общий способ образования названий альдегидов. Какие виды изомерии, по нашему, характерны для альдегидов. Приведите примеры.
2. Какие свойства формальдегида лежат в основе его применения? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
3. Чем отличаются реакции полимеризации от реакций поликонденсации? Приведите по одному примеру обеих реакций.
- *4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) известняк → негашеная известь → карбид кальция → ацетилен → уксусный альдегид → уксусная кислота;

*6) метиловый спирт → формальдегид → фенолоформальдегидная смола.

*5. Сколько граммов серебра образуется при взаимодействии необходимого количества аммиачного раствора оксида серебра(I) с 30 г формалина (40% го раствора формальдегида)?

*6. Сколько граммов уксусного альдегида можно получить из 75,3 г карбида кальция, содержащего 15% примесей?

*7. Какие полимерные материалы на основе фенолоформальдегидных смол используют на производстве, связанном с вашей профессиональной деятельностью? Какие правила техники безопасности необходимо соблюдать при работе с ними?

10.4. КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

С древнейших времен люди знали, что при скисании вина образуется уксус, который использовали для придания пище кислого вкуса. Кислоту, которая содержалась в приправе, так и называли – уксусная. Спасаясь от врагов, муравьи «выстреливают» специальными железами жидкость с резким запахом и кислым вкусом. И запах, и вкус ей придает вещество, названное муравьиной кислотой. Благодаря работам выдающегося шведского химика К. Шееле в конце XVIII в. стало известно еще около десятка различных органических кислот: лимонная, молочная, щавелевая, яблочная и др.

Познакомимся со свойствами карбоновых кислот на примере *уксусной кислоты*. Формула этого вещества CH_3COOH . Раствор уксусной кислоты с массовой долей от 3 до 6% под названием *столовый уксус* используется как вкусовая приправа. В продаже встречается *уксусная эссенция* – 70%-й раствор уксусной кислоты.

Уксусная кислота широко используется в кулинарии и пищевой промышленности в качестве консерванта, регулятора кислотности, вкусовой добавки.

Для уксусной кислоты характерны общие свойства кислот (лабораторный опыт № 32). Так, уксусная кислота изменяет окраску индикаторов, реагирует с активными металлами с образованием солей (ацетатов) и выделением водорода:



Ацетат цинка

Ацетат магния образуется при взаимодействии уксусной кислоты с оксидом магния:



Ацетат магния



Рис. 10.7. Модель молекулы уксусной кислоты

Уксусная кислота взаимодействует с основаниями:



С солями уксусная кислота взаимодействует, вытесняя более слабые кислоты:



Причина сходства свойств всех кислот в том, что они диссоциируют с образованием катионов водорода:



В отличие от соляной уксусная кислота – слабая; распадается на ионы лишь каждая миллионная молекула вещества.

В молекуле уксусной кислоты четыре атома водорода (рис. 10.7). Все ли они могут отщепляться в виде катионов водорода? Оказывается, нет. Такой способностью обладает только атом водорода, входящий в состав функциональной группы –COOH, которую называют *карбоксильной* (или *карбоксилем*). Происхождение названия группы становится понятным, если изобразить строение карбоксила. Он представляет собой связанные друг с другом карбонильную >C=O и гидроксильную –OH группы. Так из двух слов и образовалось новое название. Именно это новое слово «карбоксильная» и определило название целого класса органических веществ – *карбоновые кислоты*.

■ Органические вещества, молекулы которых содержат карбоксильную группу, связанную с углеводородным радикалом (или атомом водорода), называют *карбоновыми кислотами*. Об-

щая формула карбоновых кислот: $\text{R}-\text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$

Гомологический ряд предельных одноосновных карбоновых кислот начинается с вещества, карбоксильная группа молекулы которого связана не с углеводородным радикалом, а с атомом водорода:

HCOOH	метановая (муравьиная) кислота
CH_3COOH	этановая (уксусная) кислота
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	пропановая (пропионовая) кислота
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	бутановая (масляная) кислота
$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$	гексадекановая (пальмитиновая) кислота
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	октадекановая (стеариновая) кислота

Для каждой из приведенных кислот даны международное и исторически сложившееся (тривиальное) названия. Нетрудно заметить, что названия альдегидов и соответствующих им карбоновых кислот совпадают. Это не случайно, поскольку свои названия (муравьиный, уксусный, пропионовый, масляный и др.) альдегиды получили благодаря именно карбоновым кислотам, в которые они превращаются при окислении.

В молекуле органической кислоты может содержаться две (и даже более) карбоксильные группы. Такие кислоты, в отличие от приведенных выше одноосновных, называют двухосновными, трехосновными и т. д. И здесь наблюдается аналогия с кислотами неорганическими. Простейшая двухосновная кислота называется щавелевой, она имеет формулу $\text{HOOC}-\text{COOH}$ (или $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$).

С карбоксильной группой может быть связан непредельный или ароматический углеводородный радикал. Одна из самых важных непредельных кислот — акриловая $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$. Особенность химических свойств акриловой кислоты и ее производных состоит в том, что благодаря наличию двойной углерод-углеродной связи такие вещества способны полимеризоваться, давая при этом важные материалы: пластмассы, химические волокна.

В состав некоторых плодов и ягод входит бензойная кислота, представляющая собой простейшую ароматическую кислоту $\text{C}_6\text{H}_5-\text{COOH}$. Именно благодаря этому веществу брусника и клюква довольно кислые и долгое время сохраняются даже без холодильника. Бензойную кислоту и ее соли в качестве консервантов добавляют, например, в газированные напитки.

Значительное количество уксусной кислоты получают окислением уксусного альдегида, а также окислением бутана в присутствии катализатора:



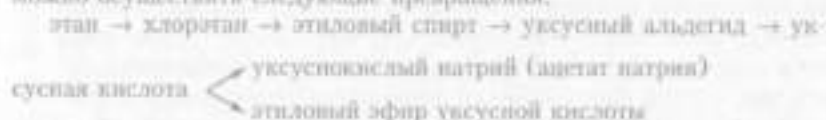
В присутствии концентрированной серной кислоты в качестве катализатора карбоновые кислоты реагируют со спиртами, образуя очень важные производные кислот, которые называют *сложными эфирами*, а реакцию их получения – *реакцией этерификации*.

Например, в результате взаимодействия уксусной кислоты и этилового спирта образуется сложный эфир, который называется *этиловый эфир уксусной кислоты*:



ЗАДАНИЯ

1. Какие вещества называют карбоновыми кислотами?
2. Сравните химические свойства соляной и уксусной кислот. Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.
3. Органические кислоты широко распространены в природе. Приведите примеры соответствия названий кислот их природному источнику.
4. Расскажите об использовании лимонной и уксусной кислот в быту.
5. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



6. Почему жжение от укуса муравья утихает, если потереть укус нашатырным спиртом (водным раствором аммиака)? Напишите уравнение возможной реакции.

*7. При взаимодействии 90 г раствора уксусной кислоты с избытком цинка было получено 5,6 л водорода (н.у.). Найдите массовую долю кислоты в исходном растворе.

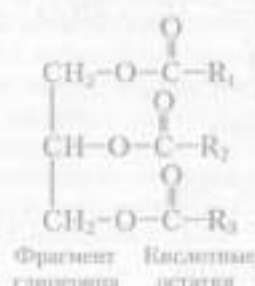
10.5. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ

Люди стали использовать жиры в повседневной жизни значительно раньше, чем задумались об их химическом строении. В первую очередь, животные и растительные жиры – один из важнейших компонентов пищи. Это своеобразное «горючее» для

нашего организма, поскольку калорийность жиров в 2 раза выше, чем других питательных веществ: углеводов, белков. Издавна жиры использовали в качестве смазки, косметических и лекарственных средств, в качестве тонанга для освещения жилищ и улиц, для приготовления масляных красок и олифы.

Более 200 лет назад ученые установили, что при нагревании любых жиров с раствором кислоты образуется трехатомный спирт глицерин и высшие карбоновые кислоты. Как же соединены в молекулах жиров эти фрагменты?

Общую формулу жиров можно представить в следующем виде:



Чаще всего в состав жиров входят остатки карбоновых кислот с длинным углеводородным радикалом: пальмитиновой, стеариновой, олеиновой:

$\text{C}_5\text{H}_7\text{COOH}$	масляная кислота
$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$	пальмитиновая кислота
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	стеариновая кислота
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	олеиновая кислота

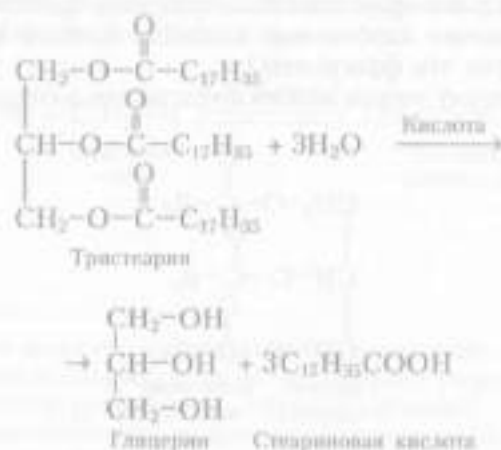
В одной молекуле кислотные остатки могут быть различными, поэтому в формуле углеводородные радикалы R помечены разными цифрами.

Сравните состав стеариновой кислоты $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ и олеиновой кислоты $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$. Чем они отличаются? Карбоксильная группа у них одинакова. Следовательно, отличия заключаются в строении радикала. У стеариновой кислоты он отвечает формуле $\text{C}_{16}\text{H}_{32}$, т.е. является предельным; а значит, она относится к *предельным* карбоновым кислотам. У олеиновой же на два атома водорода меньше. Это свидетельствует о том, что в углеводородном радикале $\text{C}_{17}\text{H}_{31}$ имеется двойная углерод-углеродная связь и, следовательно, олеиновая кислота относится к *непредельным* карбоновым кислотам.

Животные жиры имеют, как правило, твердую консистенцию, в их состав входят остатки предельных кислот. Жидкие раститель-

ные жиры (часто их называют растительными маслами) образованы остатками непредельных кислот (лабораторный опыт № 33).

Что же происходит с жирами при нагревании с водой в присутствии кислот? Молекулы воды «разбивают» связи между кислотным остатком и остатком глицерина; например, в случае жира, образованного стеариновой кислотой:

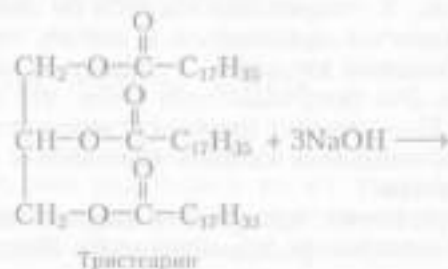


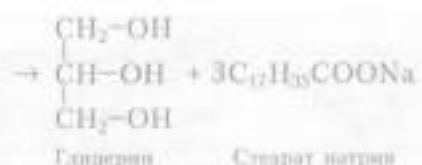
Подобные реакции носят особое название, точно отражающее роль воды.

■ Реакции обменного взаимодействия веществ с водой, приводящие к их разложению, называют *реакциями гидролиза*.

Термин «гидролиз» составлен из двух греческих слов: *hydro* — вода, *lysis* — разложение.

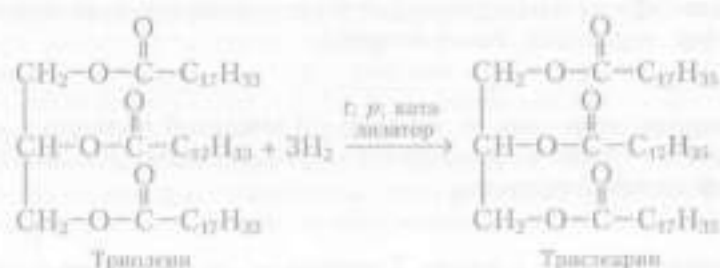
Гидролиз жиров может протекать и под действием растворов щелочей. Тогда вместо карбоновой кислоты как одного из продуктов реакции образуется соль этой кислоты:





Такой процесс принято называть *омылением жира*. Почему? Дело в том, что натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот являются *мылами*.

Твердые жиры животного происхождения более ценны и дорогостоящи, чем жидкие растительные масла. Можно ли превратить жидкий жир в твердый химическим путем? Если вы вспомните, что главное отличие этих веществ заключается в наличии у растительных масел остатков непредельных кислот, то нетрудно догадаться: гидрированием двойных связей $\text{C}=\text{C}$ растительные масла превращают в аналог твердых жиров. Этот продукт называют *саламас*, он идет на изготовление маргарина и других продуктов питания, а также используется в мыловарении.



Подобный процесс в больших масштабах проводят на жировых комбинатах.

Двойные связи непредельных кислот в жидких жирах сохраняют способность к реакциям полимеризации. Это свойство используется при изготовлении олифы — натуральной (на основе льняного или конопляного масла) или синтетической. При нанесении на деревянную поверхность олифы под действием кислорода воздуха полимеризуется с образованием прочной защитной пленки. Кроме того, олифу используют при изготовлении и разбавлении масляных красок.

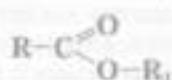
К какому классу органических веществ относятся жиры?

Вспомним одно из важнейших свойства карбоновых кислот — взаимодействие со спиртами:



В результате подобных реакций образуются производные карбоновых кислот, которые называют *сложными эфирами*.

■ *Сложными эфирами* называют производные карбоновых кислот, в которых атом водорода карбоксильной группы замещен на углеводородный радикал. Общая формула сложных эфиров:



Сложные эфиры мало растворимы в воде, но простейшие соединения этого типа сами являются хорошими растворителями. Сложные эфиры входят в состав многих выпускаемых промышленно растворителей, лаков и красок.

■ *Взаимодействие между карбоновой кислотой и спиртом, приводящее к образованию сложного эфира и воды, называют реакцией этерификации.*

А теперь вернемся к жирам. Глицерин — это трехатомный спирт. Следовательно, продукт его взаимодействия с кислотами следует считать сложным эфиром. Теперь мы можем дать химическое определение группе веществ, которые мы называем *жирами*.

■ *Жирами* называют сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и высших карбоновых кислот.

Одним из путей решения глобальной проблемы человечества — продовольственной является замена жиров в технике ненатуральным сырьем. Так, для производства масляных красок, натурального мыла, линолеума и других материалов на основе растительных масел можно использовать жирные кислоты, получаемые не из пищевых жиров, а из углеводородного сырья на основе нефти и природного газа. Другой путь — замена мыла, произведенного на основе натуральных жиров, на более эффективные и современные синтетические моющие средства (лабораторный опыт № 34).

Мыло, которое мы используем, представляет собой смесь солей, поскольку жир, из которого его синтезируют, содержит остатки различных кислот. Натриевые соли высших кислот имеют твердое агрегатное состояние, калиевые — жидкое (жидкое мыло). При изготовлении мыла в него добавляют душистые вещества, глицерин, красители, антисептики.

Очищающее действие мыла — сложный процесс. Молекула соли высшей карбоновой кислоты имеет полярную ($-\text{COO}^-\text{Na}^+$) ионную часть и неполярный углеводородный радикал, содержащий 12—18 углеродных атомов. Полярная часть молекулы растворима в воде (гидрофильна), а неполярная — растворима в жирах и других малополярных веществах (гидрофобна). В обычных условиях частицы жира или масла слипаются между собой, образуя в водной среде отдельную фазу. В присутствии мыла картина резко меняется. Неполярные концы молекулы мыла растворяются в каплях масла, полярные карбоксилат-анионы остаются в водном растворе. В результате отталкивания одноименных зарядов масло разбивается на мельчайшие частицы, каждая из которых имеет ионную оболочку из анионов $-\text{COO}^-$. Наличие этой оболочки предохраняет частицы от слияния, в результате чего образуется устойчивая эмульсия масла в воде. Эмульгирование жира и сала, содержащих грязь, и обуславливает очищающее действие мыла (рис. 10.8). В жесткой воде, содержащей ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} , мыло теряет свою мощную способность. Это происходит в результате

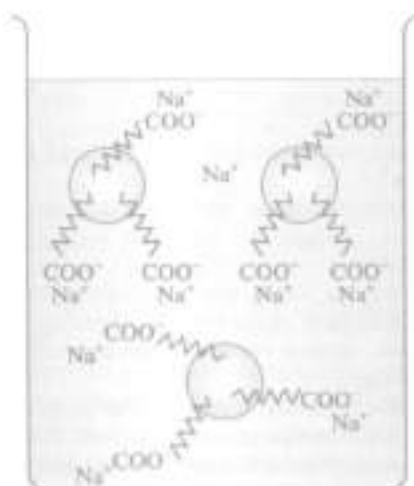
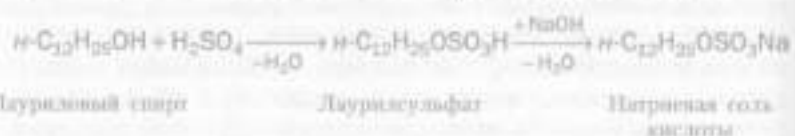


Рис. 10.8. Эмульгирование масла в воде в присутствии мыла

того, что кальциевые и магниевые соли высших карбоновых кислот нерастворимы в воде. Вместо пены в воде образуются хлопья осадка, и мыло расходуется бесполезно:



Этого недостатка нет у синтетических моющих средств, которые представляют собой натриевые соли высших сульфокислот. Их получают сульфированием высших спиртов серной кислотой:



Принцип действия синтетических моющих средств точно такой же, как и мыла, однако они имеют некоторые преимущества.

Во-первых, сульфокислоты являются кислотами сильными, поэтому их натриевые соли не подвергаются гидролизу, и растворы имеют нейтральную, а не щелочную реакцию.

Во-вторых, синтетические моющие средства сохраняют свое действие в жесткой и даже в морской воде, поскольку их кальциевые и магниевые соли растворимы.

Вместе с тем остатки синтетических моющих средств в сточных водах очень медленно разлагаются биологическим путем и вызывают загрязнение окружающей среды.

ЗАДАНИЯ

1. Что представляют собой сложные эфиры? Как называется реакция их получения?

2. Запах этилового эфира масляной кислоты напоминает запах ананаса. Напишите уравнение реакции получения этого сложного эфира из масляной кислоты и этилового спирта.

*3. Сложные эфиры являются межклассовыми изомерами карбоновых кислот. Напишите структурные формулы карбоновых кислот и сложных эфиров, состав которых соответствует формуле $C_4H_8O_2$. Назовите эти изомеры.

4. Натуральное сливочное масло — это жир, содержащий остатки как предельных, так и непредельных кислот. Как с помощью раствора перманганата калия отличить маргарин от сливочного масла? Можно ли с помощью того же реагента различить растительное и минеральное масло?

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: тристеарат глицерина \rightarrow стеариновая кислота \rightarrow натриевая соль стеариновой кислоты (мыло) \rightarrow кальциевая соль стеариновой кислоты.

*6. Сколько килограммов мыла может быть получено в результате омыления 300 кг технического жира, содержащего 85 % тристеарата? Сколько килограммов 30%-го раствора едкого натра следует взять для гидролиза, если раствор щелочи берется в 1,5-кратном избытке?

7. Нерастворимые в воде соли жирных кислот и щелочноземельных или переходных (Ca, Al, Co, Pb, Zn и др.) металлов называют «металлическими мылами». Их используют в качестве загустителей смазочных материалов и сиккативов (добавок для ускорения высыхания масляных красок). Составьте формулы стеаратов перечисленных металлов. С какими из них вы, возможно, будете иметь дело в ходе производственной практики и будущей профессиональной деятельности?

10.6. УГЛЕВОДЫ

Сахар на нашем столе и в кондитерском производстве — это углевод, называемый *сахарозой* (тростниковый или свекловичный сахар). Сладкий вкус многих фруктов и ягод обусловлен присутствием в клеточном соке другого углевода — *глюкозы* (виноградный сахар). Пчелиный мед богат самым сладким на вкус углеводом, называемым *фруктозой* (фруктовый сахар). Для приготовления киселя используют углевод *крахмал*. Его добавляют в некоторые продукты питания для придания им нужной консистенции, например в кетчупы и другие соусы. Крахмал не обладает сладким вкусом, способен набухать в горячей воде. Значительно менее способна набухать в воде *целлюлоза* (*клетчатка*). От остальных углеводов ее отличает волокнистое строение. Медицинская вата, хлопчатобумажное волокно — это почти чистая целлюлоза.

Квашение капусты — это химический процесс. Углеводы, содержащиеся в капустном соке, под действием биологических катализаторов (ферментов) претерпевают процесс разложения, который называют *молочнокислым брожением*. Специфический кисловатый вкус продукта обусловлен образующейся из глюкозы молочной кислотой.

Другой вид брожения глюкозы называют *спиртовым*. При таком брожении сахаросодержащие фруктовые соки превращаются в вино.

В промышленности углеводы — прекрасное сырье для получения сотен различных продуктов: пластмасс, взрывчатых веществ, клеев, искусственных волокон, строительных материалов, продуктов питания.

Помимо растительных соков глюкоза содержится в крови человека и животных, где ее массовая доля равна примерно 0,1%. При некоторых заболеваниях, например сахарном диабете, содержание глюкозы в крови может резко увеличиваться, что приводит к серьезным негативным последствиям, таким как диабетическая кома.

Какова же роль этого вещества в живой природе? Глюкоза — основной источник энергии в клетке. При ее окислении кислородом образуются углекислый газ и вода и выделяется большое количество энергии:



С кровью глюкоза попадает в каждую клетку человеческого организма, где и происходит ее окисление. Именно поэтому раствор глюкозы используют в лечебных целях (принимают внутрь или вводят внутривенно ослабленным больным).

Спиртовым брожением глюкозы, как вы знаете, в промышленности получают пищевой или медицинский этиловый спирт:



Мы уже говорили о том, что глюкоза не подвергается гидролизу. Этот факт очень важен для классификации углеводов.

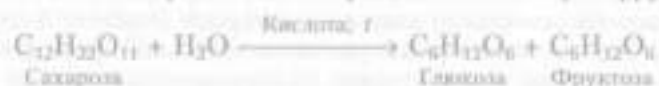
■ Углеводы, которые не подвергаются гидролизу с образованием более простых соединений, называют *моносахаридами*.

Молекулярная формула фруктозы точно такая же, как у глюкозы: $C_6H_{12}O_6$. Следовательно, эти два углевода являются изомерами. Как у любых изомеров, химическое строение этих веществ различно. Фруктоза содержит не альдегидный, а кетонный фрагмент в молекуле: $CH_2OH-(CHOH)_3-CO-CH_2OH$. Следовательно, она также является веществом с двойственной функцией — кетоноспиртом.

Глюкоза и фруктоза — это моносахариды.

В отличие от глюкозы или фруктозы сахароза представляет собой углевод, в состав которого входят два моносахаридных остатка. Такие углеводы называют *дисахаридами*. Молекулярная формула сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$. Ее легко запомнить: это удвоенная формула глюкозы за вычетом одной молекулы воды. И это не

случайное совпадение. При гидролизе молекула сахаразы распадается на две молекулы моносахаридов — глюкозу и фруктозу:



Однако сам по себе этот процесс не идет. Для его протекания требуется либо нагревание раствора в присутствии кислоты (в качестве катализатора), либо действие фермента.

■ **Углеводы, в состав которых входит два остатка моносахаридов, называют дисахаридами.**

Могут ли соединиться друг с другом не два, а больше остатков моносахаридов? Могут, причем сотни и даже тысячи. Понятно, что такие вещества имеют полимерную природу и называются они *полисахаридами*. В результате полного гидролиза они образуют множество молекул моносахаридов.

К полисахаридам относятся крахмал и целлюлоза.

■ **Природные полимеры, состоящие из большого числа повторяющихся моносахаридных звеньев, называют полисахаридами.**

Крахмал представляет собой порошок белого цвета, зерна которого набухают в горячей воде с образованием так называемого крахмального клейстера.

Крахмал, как все дис- и полисахариды, подвергается гидролизу. Конечным продуктом этого процесса является глюкоза. Значит, крахмал представляет собой полимер, звенья молекулярной цепи которого — остатки молекул глюкозы. А раз так, то, «вычитая» из формулы глюкозы формулу воды, можно получить формулу крахмала: $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$.

Реакция гидролиза крахмала описывается уравнением



Крахмал дает синее окрашивание с раствором йода. Эту реакцию можно считать качественной на данный полисахарид (лабораторный опыт № 36). С помощью разбавленной водной настойки из домашней аптечки вы можете обнаружить крахмал в картофеле, зернах бобовых, хлебе, муке, макаронных изделиях и еще во многих пищевых продуктах.

Другой представитель полисахаридов — *целлюлоза* значительно труднее подвергается гидролизу. Тем не менее конечным продуктом реакции гидролиза целлюлозы также является глюкоза. Следовательно, крахмал и целлюлоза — это изомеры, молекулярная формула которых совпадает:



Однако строение полимерных молекул этих углеводов несколько отличается. Отсюда и такое разительное отличие их свойств, как физических, так и химических.

Целлюлоза — полимер с линейными макромолекулами, поэтому для нее характерна волокнистая структура. Она не дает синего окрашивания с иодом, не образует густых растворов подобно крахмальному клейстеру.

Обработка целлюлозы азотной кислотой в присутствии концентрированной серной кислоты позволяет получать взрывчатые вещества (бездымный порох, или *пироксилин*), полимерную основу для производства нитрокрасок, лаков, эмалей.

Человек издавна использовал природные волокна целлюлозы для изготовления тканей, например хлопчатобумажных, льняных. Со временем химики научились обрабатывать полимерную цепочку целлюлозы различными реагентами, получая химически модифицированные волокна: вискозу, ацетицеллюлозу. Об этих волокнах, называемых синтетическими, пойдет речь далее.

Подобно жирам углеводы представляют собой органические вещества, синтезировать которые живая природа умеет гораздо лучше, чем человек. Именно поэтому люди удовлетворяют свои потребности в углеводах как пищевом продукте и сырье для многих отраслей промышленности только за счет природных ресурсов.

Глюкоза образуется в зеленых листьях растений из углекислого газа, поглощаемого из воздуха, и воды в результате процесса фотосинтеза. Он протекает под действием солнечного света в присутствии зеленого пигмента растений — *хлорофилла*.

Упрощенно фотосинтез можно описать уравнением



Из двух молекул моносахаридов в живой клетке синтезируются дисахариды:



Подобным образом из сотен и тысяч молекул глюкозы образуются полисахариды крахмал и целлюлоза.

ЗАДАНИЯ

1. Какие вещества называют углеводами? На какие группы они делятся? Какой признак положен в основу этой классификации?
2. Назовите представителей моносахаридов. Сравните строение глюкозы и фруктозы.
3. Какие вещества способны проявлять двойственную функцию? Перечислите известные вам вещества с двойственной функцией, дайте им тривиальные и двойные названия, отражающие эти функции.
4. Какие свойства глюкозы лежат в основе ее применения?
- *5. Сколько кубических метров кислорода (н. у.) выделится в атмосферу и сколько килограммов глюкозы образуется в результате фотосинтеза из 672 м^3 (н. у.) углекислого газа?
6. Сравните крахмал и целлюлозу по их происхождению, свойствам и значению для растительного организма.
7. В 1845 г. немецкий химик Х. Шенбейн случайно пролил на пол смесь серной и азотной кислот. Он вытер лужицу первым, что попалось под руку — хлопчатобумажным фартуком своей жены. Поняв, что кислоты могут прожечь фартук, Х. Шенбейн проволоскал его в воде и повесил сушить возле камина. Когда ткань подсохла, раздался негромкий хлопок, и фартук разлетелся в клочья. Объясните, что произошло.

ГЛАВА 11 АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

11.1. АМИНЫ. АНИЛИН

Окраска большинства предметов обусловлена присутствием красящих веществ. Исследования их строения приобрели широкий размах. Вся палитра синтетических красителей в XIX в. была создана на основе одного химического соединения — анилина. В составе этого органического вещества есть атом азота. Он связан с двумя атомами водорода (как в аммиаке) и одновалентным остатком молекулы бензола — фенильным радикалом (рис. 11.1):



Молекула анилина $C_6H_5NH_2$ напоминает фенол, только вместо гидроксильной группы фенильный радикал связан с группой $-NH_2$, которая называется **аминогруппой**.

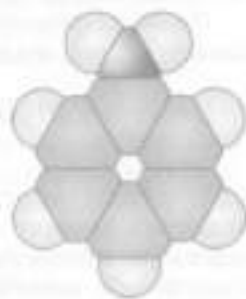
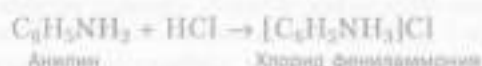


Рис. 11.1. Модель молекулы анилина

Химические свойства анилина определяются двумя фрагментами молекулы: аминогруппой и бензольным кольцом — и являются результатом их взаимного влияния.

Вы помните, что аммиак проявляет свойства основания. Его водный раствор имеет щелочную реакцию на индикатор, реагирует с кислотами с образованием солей аммония. Сохраняются ли эти свойства у анилина? Да, анилин — это слабое органическое основание. Проявляет он основные свойства аналогично аммиаку за счет неподеленной электронной пары атома азота. Анилин способен вступать во взаимодействие с кислотами, образуя соли фениламмония:



Анилин

Хлорид фениламмония

Подобно солям аммония хлорид фениламмония — белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде (в отличие от малорастворимого анилина).

При действии на раствор соли фениламмония более сильного основания (щелочи) анилин вновь выделяется в свободном состоянии:



Наличие бензольного кольца накладывает свой отпечаток на основные свойства анилина. По сравнению с аммиаком это гораздо более слабое основание.

Бензольное кольцо молекулы анилина сохраняет свою способность вступать в реакции замещения. Так же как гидроксильная группа фенола, аминогруппа анилина способствует протеканию таких реакций и делает особенно уязвимыми атомы водорода в положениях цикла 2, 4, 6.

Подобно фенолу анилин реагирует с бромной водой с образованием белого осадка 2,4,6-триброманилина:

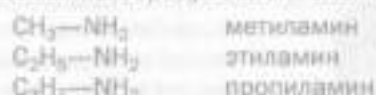


2,4,6-Триброманилин

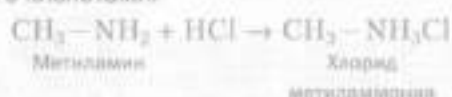
В поиске новых красителей химики использовали в качестве исходных веществ не только анилин, но и другие соединения, содержащие аминогруппу. Такие вещества составляют особый класс соединений, называемых *аминами*.

■ **Органические вещества, в молекулах которых углеводородный радикал связан с аминогруппой $-\text{NH}_2$, называют *аминами*.**

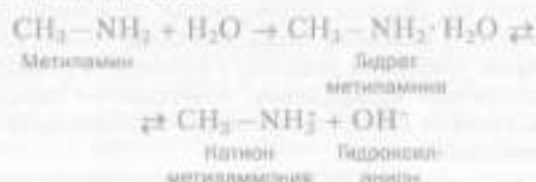
Углеводородные радикалы бывают не только ароматическими, но и алкильными, т. е. представляют собой остатки предельных углеводородов. Такие амины образуют свой гомологический ряд:



Свойства аминов, содержащих предельный углеводородный радикал (*предельных аминов*), очень похожи на свойства амлина, обусловленные аминогруппой. Они проявляют основные свойства в реакциях с кислотами:



В отличие от амлина простейшие предельные амины растворимы в воде, причем водный раствор имеет щелочную реакцию, изменяет окраску индикаторов:



Предельные амины широко используют в органическом синтезе для производства лекарственных веществ, синтетических волокон, стимуляторов роста растений. Встречаются предельные амины и в природе. Они являются результатом разложения азотсодержащих органических веществ без доступа воздуха и часто имеют неприятный запах, напоминающий запах протухшей рыбы.

Производство синтетических аминов обязано открытию выдающегося русского химика Н. Н. Зинина. В 1841 г., проводя опыты с нитробензолом, ученый нашел способ восстановления нитрогруппы до аминогруппы. Так впервые анилин был получен не из природных веществ, а синтетическим путем:





Николай Николаевич
Зинин (1812—1880)

Восстановление нитросоединений до аминов в честь ученого называют *реакцией Зинина*.

Таким способом получают не только анилин, но и другие ароматические амины. Современник Н. Н. Зинина А. Гофман, сам внесший огромный вклад в химию азотсодержащих соединений, по достоинству оценил вклад русского коллеги: «Если бы Зинин не сделал ничего более, кроме превращения нитробензола в анилин, то и тогда его имя осталось бы выписанным золотыми буквами в историю химии».

ЗАДАНИЯ

1. Какие вещества называют аминами? Какую функциональную группу они содержат?
2. Почему амины называют органическими основаниями? Приведите уравнения реакций.
3. Как свойства анилина подтверждают положение теории химического строения о взаимном влиянии атомов в молекуле?
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: известняк \rightarrow оксид кальция \rightarrow карбид кальция \rightarrow ацетилен \rightarrow бензол \rightarrow нитробензол \rightarrow анилин \rightarrow 2,4,6-тринитроанилин.
- *5. При восстановлении 492 г нитробензола получили 282 г анилина. Рассчитайте выход продукта реакции от теоретически возможного.
- *6. Какие правила техники безопасности следует соблюдать при работе с анилиновыми красителями? Где используют эти красители (приведите примеры)?

11.2. АМИНОКИСЛОТЫ

В 1936 г. немецкий химик В. Шлак исследовал свойства аминокaproновой кислоты. При нагревании раствора вещества ученый получил вязкую массу, затвердевающую при охлаждении. Новый материал оказался очень прочным, подвергался механической обработке, но главное — размягчался при нагревании. Размягченному веществу можно было придать желаемую форму, которая сохранялась при снижении температуры. Новое вещество получило название *капрон*.

Капрон оказался удивительным материалом. Он обладает высокой устойчивостью к действию разбавленных кислот и щелочей, прочностью на разрыв, стойкостью к истиранию. Изделия из капрона сразу же нашли техническое применение. Изготовленные из него морские канаты в несколько раз легче и прочнее самых лучших пеньковых, очень эластичны и не рвутся при рывках. Рыболовные сети из капрона не намасляют и не гниют. Из капрона делают особо прочную кордовую сетку для автомобильных и авиационных шин, резервуары для нефти емкостью до 600 т. Капроновые шестерни изнашиваются меньше, чем металлические, и совершенно бесшумны в работе.

Однако главное свойство капрона — способность образовывать тонкое и очень прочные нити. Из 1 г капрона можно вытянуть нить длиной до 10 км! Пара женских капроновых колготок весит 10 — 15 г, на их изготовление требуется 15 км нити. Капроновый шнур прочнее латунной проволоки в 2 раза, медной — в 3 раза, алюминиевой — в 5 раз.

В настоящее время из капроновых нитей делают искусственный мех, шарфы, чулочно-носочные изделия, ковры, обивочный материал, сетки, парашютную ткань. Изделия из капрона не боятся моли и плесени, они не гниют, после стирки быстро сохнут и принимают прежний вид, не боятся влаги.

Что же это за удивительное вещество — капрон? Каким образом аминокaproновая кислота в него превращается?

Капрон имеет полимерную природу. Вам известно, что макромолекулы могут образовываться в результате реакций двух типов: полимеризации и поликонденсации. Чтобы ответить на вопрос, какой из процессов приводит к образованию капрона, необходимо знать строение аминокaproновой кислоты.

Химическое название капроновой кислоты — гексановая, ее молекула содержит углеродную цепочку из шести атомов, первый из которых входит в состав карбоксильной группы:

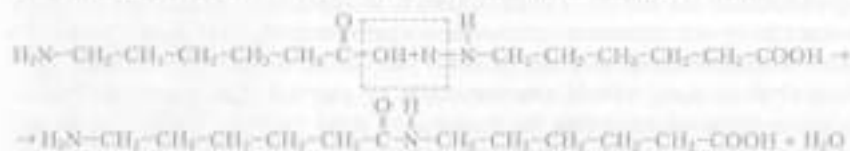


Название *амино*капроновая кислота указывает, что в молекуле помимо карбоксильной группы содержится аминогруппа. Находится она при 6-м атоме углерода:

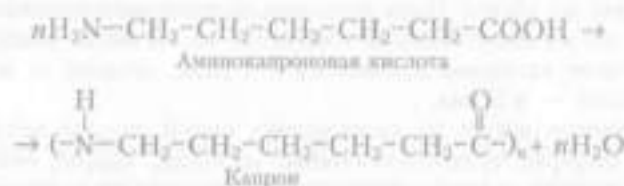


Таким образом, в молекуле аминокaproновой кислоты содержатся две функциональные группы, противоположные по свой-

ствам. Важнейшее свойство данной кислоты заключается в том, что эти группы способны взаимодействовать между собой:



Полученный промежуточный продукт сохранил на одном конце молекулы аминогруппу, на другом — карбоксильную. Следовательно, он способен вступать в реакцию с новыми молекулами аминокислоты. Суммарное уравнение процесса можно изобразить следующим образом:



Поскольку в результате реакции помимо высокомолекулярного вещества образуется второй продукт — вода, этот процесс, как вы помните, называют **поликонденсацией**.

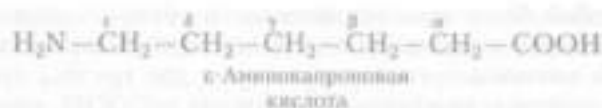
Аминокaproновая кислота — не самая простая в ряду родственных соединений — представителей класса веществ, называемых **аминокислотами**.

■ Органические вещества, молекулы которых содержат карбоксильную группу —COOH и аминогруппу —NH₂, называют **аминокислотами**.

Первым представителем этого ряда веществ является **аминоуксусная кислота** (или **глицин**) H₂N—CH₂—COOH. Глицин пред-



Рис. 11.2. Модель молекулы аминокислоты (глицина)

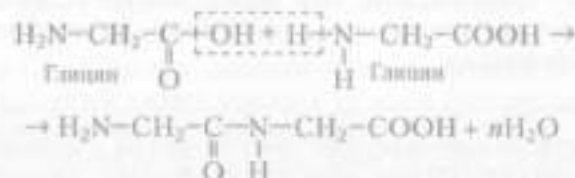


Аминогруппа не обязательно должна располагаться на конце углеродной цепи. Помимо глицина существуют и другие α-аминокислоты. Именно из α-аминокислот построены белки всех живых организмов на нашей планете. Общую формулу α-аминокислот удобно изображать, располагая радикал снизу от α-углеродного атома:



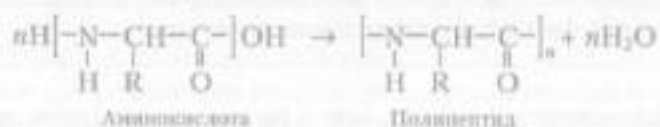
Общая формула α-аминокислот — α-Аминопропионовая кислота (аланин)

α-Аминокислоты могут взаимодействовать друг с другом с отщеплением молекулы воды:

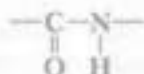


Два остатка аминокислоты состыкованы друг с другом посредством **пептидной связи** $-\overset{\overset{\text{O}}{\parallel}}{\text{C}}-\underset{\underset{\text{H}}{|}}{\text{N}}-$. Поэтому образующийся продукт называют **дипептидом**.

Если в поликонденсацию вступает большее число молекул аминокислот, то получают **полипептиды**:



■ Связь, возникающая между карбоксильной группой —COOH одной молекулы α-аминокислоты и аминогруппой —NH₂ другой молекулы α-аминокислоты, называют **пептидной связью**



Соединяясь друг с другом в длинные полимерные цепи, аминокислоты образуют, пожалуй, самые важные на Земле природные соединения – белки.

ЗАДАНИЯ

1. Какие органические вещества называют аминокислотами? Приведите примеры формул и названий таких соединений. Можно ли их назвать соединениями с двойственной функцией?

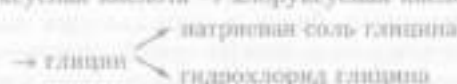
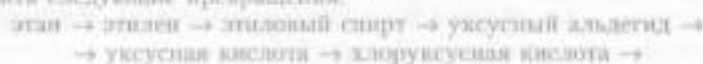
2. В чем проявляется амфотерный характер аминокислот? Напишите уравнения реакций аланина с соляной кислотой и гидроксидом калия.

*3. Молекулы двух различных аминокислот, взаимодействуя друг с другом, образуют два изомерных дипептида. Подтвердите этот факт уравнениями реакции глицина с аланином.

4. В медицине для стимулирования работы головного мозга применяют глицин в таблетках. Рассчитайте массовую долю глицина в растворе, полученном растворением одной таблетки массой 0,2 г в 30 мл воды.

5. Из 8,9 г некоторой α -аминокислоты было получено 11,1 г ее натриевой соли. Какая аминокислота была взята в реакцию? Напишите ее структурную формулу.

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



*7. Изучите информацию о составе пищевых концентратов («Кнорр», «Галина Бланка», «Вегета» и т. д.), содержащих пищевые добавки класса Е. Определите, какие из них относятся к аминокислотам и их производным.

*8. Какие аминокислоты могут служить сырьем для получения синтетических волокон? Какие особенности строения таких аминокислот должны отличать их от других родственных соединений?

11.3. БЕЛКИ

В 1838 г. для обозначения белков выдающийся шведский химик Й. Я. Берцелиус ввел термин *протеин* (греч. *protos* – первый).

Белки – это природные полимеры, которые играют ключевую роль почти во всех структурах живых организмов и происходящих в них процессах.

— Белки выполняют различные биологические функции.

— 1. *Каталитическая функция.* Все биологические катализаторы (ферменты) — это белки.

— 2. *Транспортная функция.* Белки накапливают и переносят по организму важные вещества.

— 3. *Регуляторная функция.* Белки-гормоны регулируют многие процессы в организме.

— 4. *Энергетическая функция.* При окислении белков выделяется значительное количество энергии.

— 5. *Двигательная функция.* Мышечные ткани состоят из белковых молекул, способных сокращаться и скользить друг относительно друга.

— 6. *Структурная функция.* Белки являются обязательными компонентами всех составных частей растительных и животных клеток, а также бактерий и вирусов.

— 7. *Защитная функция.* Антитела и антитоксины препятствуют проникновению в организм бактерий и ядовитых веществ, обеспечивают иммунитет.

На Земле не существует ни одного живого организма, включая простейшие одноклеточные и бактерии, который не содержал бы белковых молекул.

В зависимости от того, какую функцию выполняет белок в организме, различно его отношение к воде. Большинство белков в воде не растворяется. Выполнение же другими белками их функций невозможно без растворения. Это касается в первую очередь защитных, каталитических функций белка.

Чтобы обнаружить белок в окружающих нас веществах природного происхождения, можно провести качественные реакции.

Растворимые в воде белки обнаруживают с помощью цветных качественных реакций (лабораторный опыт № 37). Взаимодействие раствора белка с гидроксидом меди(II) в щелочной среде приводит к образованию окрашенных в красно-фиолетовый цвет соединений. Под действием концентрированной азотной кислоты белки приобретают желтую окраску.

Для обнаружения нерастворимых в воде белков описанные выше реакции не годятся, для этого используют другой способ. При горении шерстяная нитка или пучок волос распространяют характерный запах «жженого рога». Это и свидетельствует о наличии в объекте белка.

Что представляют собой белки с химической точки зрения? Прежде чем ответить на этот вопрос, вспомним еще одно важное их предназначение. Белки — один из главных компонентов пищи. Однако неверно было бы думать, что съеденные нами белки разбегутся по организму выполнять предначертанные им природой функции. В этом случае для поддержания пышной шевелюры мы

чей, спирта, ацетона, солей тяжелых металлов) происходит изменения: белок сворачивается или, говоря научным языком, *денатурируется*. В пищевой промышленности тепловая денатурация белков — один из обычных технологических процессов. Варка и обжаривание продуктов, выпечка хлеба, производство макаронных изделий, приготовление творога — все эти операции связаны с денатурацией белков.

Немаловажную роль играют особые белки — *биологические катализаторы* (или *ферменты*); их еще называют *энзимами*. Именно такие белки позволили добиться небывалых успехов в биотехнологии и геновой инженерии. (*Вспомните, что это такое.*) Без ферментов невозможно производство многих пищевых продуктов: хлеба, сыра, вина и др. В состав высококачественных синтетических моющих средств обязательно входят энзимы. Познакомимся с ферментами в ходе лабораторного опыта № 38.

ЗАДАНИЯ

1. Что представляют собой белки? Дайте характеристику каждой из трех структур белковых молекул.
2. Охарактеризуйте биологическую роль белка. При ответе используйте не только материал учебника, но и знания, полученные на уроках биологии.
3. Что вы знаете о синдроме приобретенного иммунодефицита (СПИДе)? Как это заболевание связано с нарушением белкового обмена в организме? Назовите меры профилактики СПИДа, группы риска по этому заболеванию.
4. В двух пробирках находятся растворы глицерина и белка. Как с помощью одного и того же реактива различить их?
5. Одним из свойств белка является его способность к пенообразованию. Приведите примеры использования этого свойства в пищевой промышленности и в домашних условиях.
6. В природе существует около 500 видов насекомоядных растений. Как и все зеленые растения, они синтезируют углеводы путем фотосинтеза. Какие питательные вещества, необходимые для роста и развития, такие растения получают из «исобичной пищи»?

При изучении органической химии мы познакомились с некоторыми природными веществами полимерного строения: каучуками, полисахаридами, белками. Эволюция научила живые организмы собирать гигантские молекулы из отдельных мономеров миллиарды лет назад. Химики научились получать синтетические полимеры или модифицировать природные немногим более 100 лет. Но к хорошему привыкают быстро, и, как мы уже говорили, современную жизнь невозможно представить без использования полимерных веществ.

Природные высокомолекулярные соединения окружают нас всюду: это изделия из шерсти и хлопка, кожи и шелка, древесины и природного каучука. Однако еще чаще мы встречаемся с синтетическими высокомолекулярными соединениями, или *полимерами*.

■ Соединения с большой молекулярной массой, состоящие из множества повторяющихся структурных звеньев, называют *полимерами*.

С каждым днем открываются все новые и новые области практического применения полимеров: строительные материалы и ткани, бытовые приборы и компьютерная техника, теплоизоляция и детали механизмов. В современном авиалайнере более 150 000 деталей из полимерных материалов, из тысячи килограммов массы автомобиля половина приходится на полимеры.

Полимерные вещества могут быть получены с помощью реакций полимеризации или поликонденсации. Оба эти процесса вам знакомы.

Начать (иницировать) реакцию полимеризации могут активные частицы (инициаторы): радикалы, ионы. После присоединения *инициатора* к молекуле *мономера* полученная промежуточная частица сама становится активной и способна продолжать образование полимерной цепи. Однако наличие инициатора в реакциях полимеризации не обязательно.

Главное отличие поликонденсации от полимеризации заключается в том, что во втором случае помимо полимера образуется побочный продукт реакции с небольшой молекулярной массой (например, вода). В реакцию поликонденсации могут вступать как одинаковые молекулы (один мономер), так и молекулы различных веществ.

Существует еще один способ получения полимера с желаемым строением и свойствами. Можно взять за основу природный или синтетический полимер и действием реактива заменить одну группу атомов на другую, не затрагивая полимерной цепи. Такой процесс называют *модификацией полимера*, а полученные высокомолекулярные соединения в отличие от природных или синтетических называют *искусственными*.

В зависимости от строения основной цепи полимеры могут иметь следующую структуру:

- *линейную* (например, целлюлоза);
- *разветвленную* (например, часть молекул крахмала);
- *пространственную* (например, фенолоформальдегидная смола).

На основе полимеров получают различные материалы: пластмассы, волокна, эластомеры, лакокрасочные материалы.

■ **Пластмассы** — это материалы, изготавливаемые на основе полимеров, способные приобретать заданную форму при изготовлении изделия и сохранять ее в процессе эксплуатации.

Кроме полимера в состав пластмасс могут входить и другие компоненты: красители, наполнители, пластификаторы и др.

Большинство полимеров при нагревании размягчаются, им можно придать заданную форму, которая сохраняется при охлаждении. Такие полимеры называют *термопластичными*. Они могут многократно размягчаться и затвердевать, принимая каждый раз заданную форму. К подобным веществам относятся знакомые вам полиэтилен, полипропилен.

Один из самых распространенных полимеров линейного строения – *поливинилхлорид*, его получают полимеризацией хлорэтена, называемого также *винилхлоридом*:



Поливинилхлорид – прекрасный диэлектрик, устойчив к действию химических веществ и нефтепродуктов, эластичен, стоек к старению. На основе этого полимера изготавливают различные виды пластмасс. Они могут быть твердыми и идти на изготовление деталей химической аппаратуры, емкостей под агрессивные вещества, труб, отделочных материалов. Более распространены материалы на основе эластичного поливинилхлорида: пленки, изоляция электропроводов, линолеум, изоляционная лента.

Удивительными свойствами обладает другой важный полимер линейного строения – *политетрафторэтилен* (тетрафторэтен), или *тефлон*. Этот линейный полимер получают реакцией полимеризации производного этилена, в котором все атомы водорода замещены на атомы фтора (тетрафторэтена, или тетрафторэтилена):

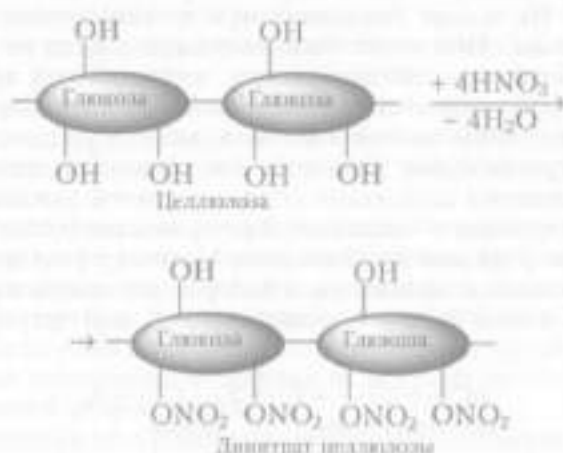


Пластмасса на основе тефлона термически устойчива. На сковороде, покрытой слоем тефлона, можно готовить пищу. Кроме того, тефлон обладает еще несколькими полезными свойствами. Во-первых, уникальна его химическая устойчивость: он не реагирует с концентрированными кислотами и щелочами, безразличен даже к «царской водке», растворяющей золото. Не случайно химики называют тефлон *органической платиной*. Во-вторых, тефлоновая поверхность исключительно гладкая. Этот материал имеет очень низкий коэффициент трения, из него изготавливают специальные шулки и подшипники.

В противоположность термопластичным пластмассам *фенолоформальдегидные полимеры* при нагревании не размягчаются, а, напротив, приобретают прочность и твердость. Такие полимерные вещества называют *термореактивными*. Изделия из термореактивных пластмасс получают иначе: вязкую смолу заливают в формы и затем нагревают. При этом смола твердеет. Изделия из термореактивных пластмасс нельзя переформовывать.

Фенолоформальдегидные полимеры имеют пространственную структуру. Линейные цепи связаны между собой поперечными связями и образуют гигантские молекулы сетчатого строения. Как вы помните, фенолоформальдегидную смолу получают реакцией поликонденсации из фенола и формальдегида.

Одна из первых *искусственных пластмасс* была получена химиками модификацией природного полимера — целлюлозы. При обработке волокон целлюлозы концентрированной азотной кислотой можно получить полимер, в котором часть (две из трех) гидроксильных групп в структурном звене (а оно, как вы помните, представляет собой остаток глюкозы) замещены на нитрогруппы:



Если добавить к динитрату целлюлозы камфору, получается блестящий материал молочно-белого цвета. Пластмасса была названа *целлулоидом*. Несмотря на высокую горючесть целлулоида, из него делают украшения, расчески, рукоятки, канцелярские принадлежности, пленку и многое другое. Ни одна другая пластмасса не имеет такого красивого блеска, как целлулоид.

Помимо пластмасс полимеры используют для изготовления волокон.

■ **Волокнами** называют полимеры линейного строения, которые пригодны для изготовления нитей, жгутов, тканей и других текстильных материалов.

Природные волокна животного и растительного происхождения — шерсть, шелк, лен, хлопок — люди научились использовать очень давно. Однако население Земли увеличивается, потребность в волокнах возрастает. Поэтому наряду с ростом производства природных волокон быстрыми темпами увеличивается выпуск *химических волокон* — *искусственных и синтетических*.

Технология получения химического волокна из полимеров примерно одинакова. В раствор или расплав полимера добавляют красители, а также специальные добавки, повышающие эластичность волокна, его прочность и другие характеристики. Затем нагретую жидкость под давлением пропускают через специальные колпачки с множеством мельчайших отверстий — фильеры (рис. 11.3). Через отверстия просачивается тонкая струйка полимера, которая обдувается нагретым воздухом. При этом растворитель, если он присутствовал, испаряется, струйки превращаются в волокна и скручиваются в нить. Скорость «роста» такой «волосинки» несопоставима с производительностью любого живого организма: она достигает 5 км в минуту!

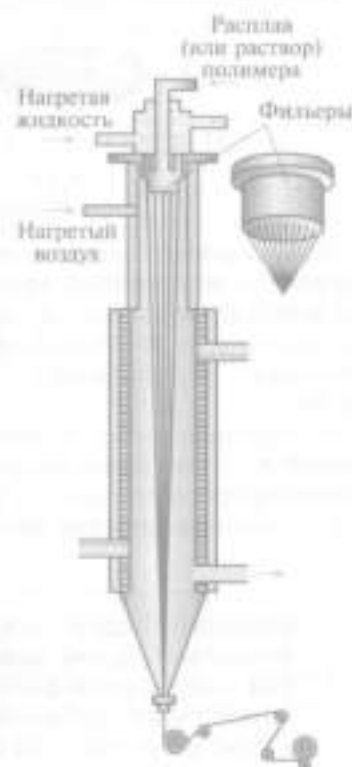
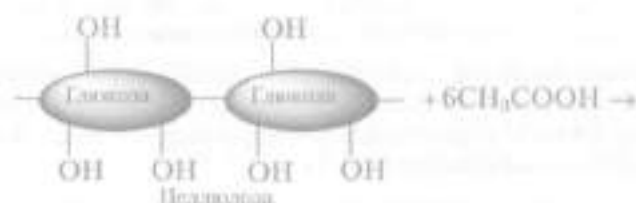
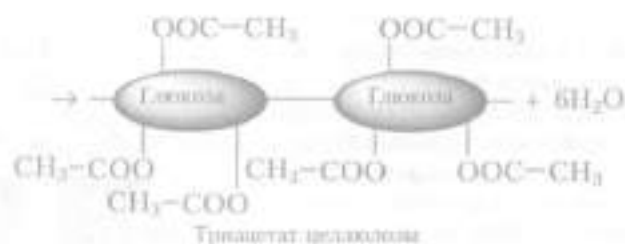


Рис. 11.3. Формование нитей химического волокна

Волокна, которые изготавливают из химически модифицированных природных полимеров, называют *искусственными*. В качестве полимерной основы для производства искусственного волокна чаще всего используют целлюлозу.

С целью получения волокна, которое называется *ацетатным шелком*, целлюлозу обрабатывают уксусной кислотой в смеси с другими реагентами. При этом две или три гидроксильные группы структурного звена целлюлозы образуют сложные эфиры уксусной кислоты:





Триацетат целлюлозы растворяют в специальном летучем растворителе, полученный вязкий раствор пропускают через фильтры и сушат горячим воздухом. Ацетатный шелк очень красив, он не мнется и легко окрашивается. Его используют в производстве платьевых, подкладочных и обивочных тканей, трикотажных изделий.

Следующая группа химических волокон, с которыми мы познакомимся, — это волокна *синтетические*. Их производят не на основе природного сырья, а из синтетических полимеров, полученных с помощью реакций полимеризации или поликонденсации.

Различают следующие виды синтетических волокон: поливинилхлоридные (хлорин), полинитрильные (нитрон), полиамидные (капрон, нейлон), полиэфирные (лавсан) и др. Первые два типа полимеров для изготовления волокон получают реакцией полимеризации, два других — по реакции поликонденсации.

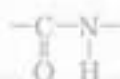
Из поливинилхлорида помимо пластмасс можно изготавливать волокно, называемое хлорином. Хлориновое волокно не горит, устойчиво к действию сильных кислот и щелочей. Оно используется, главным образом, для изготовления материалов технического назначения: фильтровальных, изоляционных, уплотнительных тканей.

Полиакрилонитрил — продукт полимеризации вещества, которое называется акрилонитрилом. Его можно рассматривать как производное этилена, в котором один из атомов водорода замещен на группу —CN, называемую нитрильной:



Волокно нитрон по внешнему виду похоже на шерсть. Оно хорошо сохраняет тепло, прочно, легко окрашивается и устойчиво к свету. Из него готовят ткани для костюмов, спортивной одежды, одеял, а также искусственный мех.

Капроновое волокно формируют из расплава капрона. Капроновую нить относят к полиамидным волокнам, структурные звенья цепи которых соединены друг с другом посредством группы



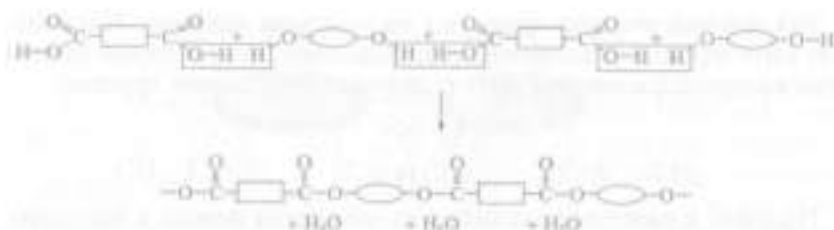
Подойти к синтезу полиамидного полимера можно и по-другому. Молекула одного мономера должна содержать две карбоксильные группы, молекула второго мономера — две аминогруппы. Поочередно соединяясь друг с другом с отщеплением молекулы воды, мономеры образуют длинную полиамидную цепочку:



Если под прямоугольниками и овалами в приведенной схеме «скрываются» фрагменты предельной углеводородной цепи, такие волокна имеют общее название *наилон* (в России чаще используется название *амид*). Из найлона изготавливают искусственный шелк, парашютную ткань, шетину для зубных щеток и, кроме того, детали машины.

Если же прямоугольники и овалы в схеме заменить бензольными кольцами, получим формулу уникального полиамидного волокна, называемого *кевларом*. Плотность кевлара в четыре раза меньше, чем стали, при этом он в пять раз прочнее! Кроме того, этот материал огнестоек и гибок. Из него изготавливают защитные костюмы пожарных и гондиков Формулы-1, пуленепробиваемые жилеты и куртки фехтовальщиков.

Наиболее важным из группы синтетических волокон, называемых полиэфирными, является *лаксан*. Его получение очень напоминает синтез найлона. Исходный полимер также получают поликонденсацией двух мономеров. Один из них содержит две карбоксильные группы, второй — две гидроксильные группы. Многократно повторяющаяся реакция этерификации приводит к полимеру, содержащему характерные для сложных эфиров фрагменты:



Ткани из лавсана идут на пошив мужских сорочек, дамского платья, трикотажа. В смеси с шерстью из них изготавливают материал для пальто и костюмов. Лавсановые изделия не мнутся и хорошо сохраняют форму. Например, на мужских брюках из лавсана долго сохраняется стрелка, а ткань на коленях не вытягивается.

ЗАДАНИЯ

1. Какие соединения называют полимерами? По каким признакам их классифицируют?
2. Какие реакции лежат в основе получения полимеров? Приведите примеры полимеров, получаемых этими способами. Напишите уравнения реакций.
3. Какие материалы называют пластмассами? На какие группы они делятся по способу получения и по отношению к нагреванию? Приведите примеры пластмасс различных групп, назовите области их применения. Напишите уравнения реакций их получения.
4. Какие полимерные материалы называют волокнами? Какие группы волокон по происхождению вы знаете? Приведите примеры волокон различных групп, кратко охарактеризуйте области их применения, напишите уравнения реакций их получения.
5. Одной из важнейших пластмасс является полистирол, который используют, в частности, для изготовления одноразовой посуды и упаковки пищевых продуктов. Исходным мономером для его получения служит стирол (винилбензол) $C_6H_5-CH=CH_2$. Напишите уравнение реакции получения полистирола. Как называется этот процесс?

Лабораторные опыты

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. Моделирование Периодической таблицы элементов

Приготовьте 20 карточек размером 6×10 см для элементов с порядковыми номерами с 1 по 20. На карточке укажите следующие сведения об элементе: химический символ, название, относительную атомную массу, формулу высшего оксида (в скобках укажите характер оксида — основной, кислотный или амфотерный), формулу высшего гидроксида (в скобках укажите характер гидроксида металла — основной или амфотерный), формулу летучего водородного соединения для неметалла.

Перемешайте карточки, а затем расположите их по возрастанию относительных атомных масс элементов.

Расположите сходные элементы, начиная с 3-го по 18-й, друг над другом. Водород и калий над литием и под натрием соответственно, кальций под магнием, гелий — над неонем. Сформулируйте выявленную вами закономерность в виде закона.

Поменяйте в полученном ряду местами аргон и калий. (*Объясните, почему.*)

Еще раз сформулируйте выявленную вами закономерность в виде закона.

2. Изучение пластичности (прочности на изгиб) металлов

Закрепите проволоку одинаковой толщины и длины из железа, меди, алюминия, свинца, олова, цинка в ланке штатива, одинаково изгибайте ее на определенный угол, сосчитайте число изгибов до разлома каждой проволоки. Расположите исследованные металлы в ряд по прочности на изгиб.

3. Изучение теплопроводности металлов

Возьмите проволоку из алюминия, меди, железа одинаковой толщины и длины. Эти образцы проволоки скрепите с одного конца и раздвиньте их в виде веера. На другой конец образцов проволоки укрепите с помощью парафина или воска небольшие бумаж-

ные флажки. Нагревайте связанные концы образцов металлов в пламени спиртовки и наблюдайте плавление воска и падение бумажных флажков. В каком порядке упали флажки с образцов? В том же порядке уменьшается их теплопроводность.

4. Изучение магнитных свойств металлов

Одно из свойств металлов – способность притягиваться магнитом. Из наиболее распространенных металлов таким свойством обладают железо, кобальт, никель. Убедитесь в этом при помощи магнита и пластинок из указанных металлов.

Для каждого металла существует определенная температура, выше которой магнитные свойства теряются. Например, для никеля она равна всего 362 °С. Нагрейте пластинку из никеля в пламени спиртовки и убедитесь в том, что пластинка не притягивается к магниту. Магнитные свойства возвращаются к металлу после остывания.

5. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде

В пробирку налейте 4–5 мл свежеприготовленного раствора гидроксида кальция (известковой воды) и осторожно через трубочку продувайте через него выдыхаемый воздух.

Известковая вода мутнеет в результате протекания реакции:



6. Ознакомление с дисперсными системами

Приготовьте небольшую коллекцию образцов дисперсных систем из имеющихся дома суспензий, эмульсий, паст и гелей. Каждый образец снабдите фабричной этикеткой. Поменяйтесь с соседом коллекциями и затем распределите образцы коллекции в соответствии с классификацией дисперсных систем.

Ознакомьтесь со сроками годности пищевых, медицинских и косметических гелей. Каким свойством гелей определяется срок годности?

7. Испытание растворов кислот индикаторами

В три пробирки налейте растворы соляной, серной и азотной кислот соответственно. Затем добавьте к ним по 2–3 капли раствора лакмуса. Как изменился цвет содержимого пробирок?

Повторите опыт с использованием раствора метилового оранжевого.

8. Изучение взаимодействия металлов с растворами кислот

В две пробирки опустите гранулу цинка и кусочек меди соответственно и прилейте в каждую по 2–3 мл раствора соляной кислоты. (*Что наблюдаете?*) Объясните результат наблюдения. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

9. Изучение взаимодействия оксида меди(II) с раствором кислоты

На дно пробирки поместите небольшое количество черного порошка оксида меди(II). Затем прилейте 2 мл раствора серной или соляной кислоты. Закрепите пробирку в держателе или в лапке штатива и нагрейте на пламени спиртовки. (*Что наблюдаете?*) Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

10. Изучение взаимодействия кислот с основаниями

В пробирку налейте 2–3 мл раствора щелочи и добавьте несколько капель фенолфталеина. (*Что наблюдаете?*) Затем прилейте в пробирку раствор кислоты до полного обесцвечивания содержимого. Объясните результаты наблюдений.

Получите нерастворимый гидроксид меди(II) реакцией обмена. Для этого в пробирку с 2–3 мл раствора сульфата меди(II) прилейте 1–2 мл раствора щелочи. (*Что наблюдаете?*)

К полученному осадку добавьте раствор соляной или серной кислоты до полного его растворения. Объясните результаты наблюдений, напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

11. Изучение взаимодействия кислот с солями

В пробирку с раствором карбоната натрия (1–2 мл) добавьте такой же объем раствора соляной кислоты. (*Что наблюдаете?*)

В пробирку с раствором соляной кислоты добавьте несколько капель раствора нитрата серебра(I). (*Что наблюдаете?*) Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

12. Испытание растворов щелочей индикаторами

В три пробирки налейте 2–3 мл раствора щелочи, затем добавляйте: в первую — несколько капель фенолфталеина, во вто-

рую — небольшое количество раствора лакмуса, в третью — небольшой объем раствора метилового оранжевого. (Что наблюдаете?)

13. Изучение взаимодействия щелочей с солями

В пробирку налейте 2–3 мл раствора хлорида аммония, затем добавьте 1–2 мл раствора щелочи. Содержимое пробирки нагрейте, осторожно понюхайте выделяющийся газообразный продукт или поднесите к отверстию пробирки влажную лакмусовую бумажку.

Получите гидроксид меди(II) реакцией обмена (см. опыт № 10). (Что наблюдаете?) Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

14. Изучение разложения гидроксида меди(II)

Пробирку с полученным в опыте № 10 осадком гидроксида меди(II) закрепите в держателе или в лапке штатива и нагрейте. (Что наблюдаете?) Напишите уравнение реакции.

15. Изучение замещения меди железом

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора сульфата меди(II) и опустите в него стальную кнопку или скрепку. (Что наблюдаете?) Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

16. Изучение взаимодействия солей с солями

В каждую из трех пробирок с раствором хлорида, фосфата и нитрида натрия соответственно прилейте несколько капель раствора нитрата серебра(I). (Что наблюдаете?) Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

17. Изучение гидролиза солей

Испытайте растворы карбоната натрия, нитрата аммония и хлорида калия универсальной индикаторной бумагой. (Что наблюдаете?) Сравните изменение цвета с эталонной шкалой. Определите значение pH растворов. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах.

18. Изучение зависимости скорости химической реакции от природы взаимодействующих веществ

В три пробирки налейте по 2 – 3 мл раствора соляной кислоты. В первую опустите гранулу цинка, во вторую – кусочек магния, и третью – кусочек железа. Укажите, в какой из пробирок выделение пузырьков водорода наиболее интенсивное, в какой – наименее. (Почему?) Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

19. Изучение зависимости скорости химической реакции от концентрации

В три пробирки налейте соответственно 1, 2, 3 мл раствора соляной кислоты. В первую добавьте 2 мл воды, во вторую – 1 мл. (В какой пробирке концентрация кислоты наибольшая, в какой – наименьшая?)

Затем в каждую из пробирок опустите по одной грануле цинка. (Как зависит скорость этой реакции от концентрации кислоты?)

20. Изучение зависимости скорости химической реакции от температуры

В три пробирки поместите небольшое количество черного порошка оксида меди(II). В каждую пробирку прилейте по 2 мл раствора серной кислоты. Первую пробирку оставьте в покое, вторую поместите в стакан с налитым в него кипятком, третью закрепите в держателе и нагрейте на пламени спиртовки. (Что наблюдаете? Почему?)

21. Проведение закалки и отпуска стали

Швейную иглу или лезвие безопасной бритвы возьмите тигельными щипцами, раскалите на пламени горелки и постепенно охладите. Игла или лезвие теряют свою упругость, их можно легко согнуть. Произошел отпуск стали.

Если иглу или половинку лезвия снова накалил до красна и немедленно охладить в холодной воде, то они перестанут гнуться, а при попытке согнуть их – ломаются. Произошла закалка стали.

22. Ознакомление с серым и белым чугуном

Внимательно рассмотрите внешний вид и сколы образцов серого и белого чугуна. Эти образцы имеют дернистую поверхность и многочисленные плоские грани на сколе.

В сером чугуине углерод присутствует преимущественно в виде графита. Через лупу можно заметить темные прожилки. Графит придает чугуину характерный цвет и хрупкость.

В белом чугуине углерод присутствует преимущественно в виде соединения с железом — цементита Fe_3C . Цементит придает белому чугуину твердость и хрупкость.

23. Распознавание железных руд

Возьмите образцы трех типов железных руд — гематита, лимонита и магнетита. Проведите юм по стенке фарфоровой ступки или обратной стороне белой кафельной плитки.

По цвету оставшейся полосы можно идентифицировать руду. Гематит оставляет на фарфоре полосу бурого цвета, лимонит — желтого, магнетит — черного.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

24. Обнаружение углерода и водорода в органическом соединении

В химический стакан объемом 200 мл поместите свечу и зажгите ее. Накройте стакан стеклом. На внутренней стороне стекла появляются мельчайшие капельки воды. Вскоре свеча погаснет. (*Почему?*) Осторожно выньте свечу, налейте в стакан 10–15 мл свежеприготовленной известковой воды и вновь прикройте стеклом. Придерживая стекло, осторожно переверните содержимое стакана. Заметно помутнение известковой воды. (*О чем это свидетельствует?*) Напишите уравнение происходящей реакции.

25. Проведение качественной реакции на непредельные углеводороды

В пробирку поместите несколько кусочков полиэтилена. Пробирку закрепите наклонно в лапке штатива и снабдите пробкой с газоотводной трубкой, погруженной в подкисленный раствор перманганата калия или в бромную воду.

Нагрейте содержимое пробирки с помощью спиртовки. Наблюдайте за исчезновением окраски раствора перманганата калия или бромной воды по мере прохождения выделяющегося этилена. Прежде чем прекратить нагревание, уберите пробирку с обесцвеченным реагентом! Напишите уравнения протекающих реакций.

26. Получение ацетилена и доказательство его неопредельных свойств

Налейте в пробирку 1 мл насыщенного раствора поваренной соли и бросьте в него небольшой, размером со спичечную головку кусочек карбида кальция. Раствор соли вместо чистой воды используют для того, чтобы реакция протекала не слишком бурно. Быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и пропустите выделяющийся газ через бромную воду. (Что произошло?) Напишите уравнения возможных реакций.

Выделяющийся газ пропустите также через подкисленный раствор перманганата калия. (Что наблюдаете?) Сделайте вывод относительно неопредельных свойств ацетилена.

27. Проведение качественной реакции на одноатомные спирты

Поверхность медной проволоки очистите с помощью наждачной бумаги, сверните проволоку в спираль. Прокалите спираль в пламени, при этом на поверхности меди образуется черный налет оксида меди(II). Быстро внесите спираль в пробирку с 3 мл этилового спирта. (Что происходит с медной спиралью?) Повторите операцию несколько раз. Содержимое пробирки приобретает новый запах. (Какому веществу принадлежит этот запах?) Напишите уравнение происходящей реакции.

28. Изучение свойств этилового спирта как растворителя

Внесите 2 – 3 капли растительного масла в пробирку с 1 – 2 мл этилового спирта. Масло при этом полностью растворится.

В широкую пробирку налейте 2 – 3 мл этилового спирта, затем поместите в нее несколько кусочков зеленого листа комнатного растения (герани, традесканции). Закрепите пробирку в держателе или ланже штатива и осторожно нагрейте на пламени спиртовки. Содержимое пробирки окрасится в красивый зеленый цвет — зеленый пигмент листьев (хлорофилл) прекрасно растворяется в спирте.

29. Проведение качественной реакции на многоатомные спирты

Налейте в пробирку 1 мл 10%-го раствора сульфата меди(II) и добавляйте немного 10%-го раствора гидроксида натрия до образования голубого осадка гидроксида меди(II). К полученному осадку добавляйте по каплям раствор глицерина. Встряхните содержи-

ное пробирки. Отметьте растворение осадка с образованием раствора ярко-синего цвета.

30. Проведение реакции «серебряного зеркала»

В тщательно вымытую пробирку, содержащую 1 мл раствора формальдегида в воде, прибавьте несколько капель аммиачного раствора оксида серебра(I). Осторожно круговыми движениями вокруг пламени спиртовки нагревайте содержимое пробирки. Отметьте изменение цвета раствора и появление на стенках пробирки зеркального налета. Напишите уравнение происходящей реакции.

31. Изучение взаимодействия альдегидов с гидроксидом меди(II)

В пробирку с 2–3 каплями раствора сульфата меди(II) прибавьте 2–3 мл раствора щелочи. Затем к полученному осадку прилейте 1–2 мл разбавленного водой формалина. Смесь нагрейте. Наблюдается выпадение кирпично-красного осадка оксида меди(I).

32. Изучение кислотных свойств карбоновых кислот

Стеклообразную палочку обмакните в раствор уксусной кислоты, коснитесь ею полоски индикаторной бумаги. *(Как изменяется цвет индикатора? О чем это свидетельствует?)*

В первую пробирку поместите одну гранулу цинка и добавьте 2 мл раствора уксусной кислоты. *(Что наблюдаете?)* Подогрейте содержимое пробирки на пламени спиртовки. *(Что изменилось? Почему?)* Напишите уравнение реакции.

Во вторую пробирку поместите немного порошка оксида магния и добавьте 1–2 мл раствора уксусной кислоты. *(Что наблюдаете?)* Напишите уравнение происходящей реакции.

В третью пробирку налейте 1 мл раствора карбоната натрия и добавьте несколько капель раствора уксусной кислоты. *(Что наблюдаете?)* Напишите уравнение реакции.

33. Доказательство неопредельного характера растительных жиров

Налейте в пробирку 2 мл растительного масла и 2 мл бромной воды или подкисленного раствора перманганата калия KMnO_4 . *(Смешивается ли масло с водным раствором? Какая из жидкостей имеет большую плотность?)*

Встряхните содержимое пробирки. *(Какой из слоев — водный или органический — обесцвечивается?)*

34. Сравнение свойств мыла и синтетических моющих средств

Приготовьте по 5 мл 1%-х водных растворов обыкновенного мыла и любого синтетического моющего средства. В две пробирки налейте по 1–2 мл жесткой воды. В одну пробирку добавьте по каплям раствор мыла, в другую — раствор порошка синтетического моющего средства. После добавления каждой капли содержимое пробирок забалтывайте. *(В каком случае приходится добавлять больше раствора до образования устойчивой пены? Какой препарат не утрачивает моющего действия в жесткой воде?)*

35. Изучение химических свойств глюкозы

В пробирку с 3–4 каплями раствора сульфата меди(II) добавьте 2–3 мл раствора гидроксида натрия. К полученному осадку гидроксида меди(II) прилейте раствор глюкозы и встряхните содержимое пробирки. *(О чем свидетельствует растворение осадка с образованием раствора ярко-синего цвета?)*

В чистую пробирку налейте 3–4 мл аммиачного раствора оксида серебра(I), добавьте 2 мл раствора глюкозы. Круговыми движениями вокруг пламени спиртовки осторожно нагрейте стенки пробирки, не допуская кипения жидкости. На стенках пробирки появится металлический налет серебра. *(Какой вывод можно сделать на основании проведенного опыта?)*

36. Проведение качественной реакции на крахмал

Нанесите каплю разбавленной в 5 раз водной настойки на свежий срез картофеля. Отметьте изменение цвета реагента. Вместо картофеля можно воспользоваться приготовленным заранее крахмальным клейстером или слабо окрашенным киселем.

37. Проведение качественных реакций на белки

1. Налейте в пробирку 2 мл раствора яичного белка и прибавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. *(Что наблюдаете?)* Нагрейте содержимое пробирки. *(Как изменяется цвет осадка?)* В охлажденную смесь добавьте избыток (осторожно, по каплям!) концентрированного раствора аммиака до щелочной реакции (по индикаторной бумаге). *(Как изменился цвет осадка? Как называется эта качественная реакция на белок?)*

2. Налейте в пробирку 2 мл раствора белка, такой же объем раствора щелочи, а затем несколько капель раствора сульфата

меди(II). (Отметьте окраску раствора. Как называется эта качественная реакция на белок?)

3. Подожгите несколько нитей шерстяной ткани, пучок волос или птичье перо. Почувствуйте характерный запах «жженого рога». (О чем свидетельствует этот запах?)

38. Изучение свойств катализаторов

Налейте в три пробирки по 2 мл азотного раствора пероксида водорода (это более правильное химическое название перекиси водорода). В одну из пробирок добавьте несколько крупинок оксида марганца(IV). (Что наблюдаете? Какой газ выделяется? Какова роль оксида марганца(IV) в этой реакции?) Напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода.

Во вторую пробирку внесите немного мелко нарубленного сырого мяса или натертой сырой картошки. (Что наблюдаете? Как называется фермент, который содержится в крови животных и в клеточном соке растений и катализирует разложение пероксида водорода?)

В третью пробирку внесите столько же мяса или картофеля, но уже вареных. (В чем отличие результатов данного опыта от предыдущего? Что произошло при варке мяса или картофеля?)

Практические работы

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. Приготовление растворов с заданной массовой долей растворенного вещества

Цель работы. Приготовление трех растворов заданной концентрации путем растворения твердого вещества в воде, разбавления раствора и добавления твердого вещества к имеющемуся раствору.

Порядок работы. Получите у преподавателя вариант задания:

Номер варианта	Растворенное вещество	Масса раствора № 1, г	Массовая доля растворенного вещества, %		
			в растворе № 1	в растворе № 2	в растворе № 3
1	Хлорид натрия	50	10	6	8
2	Хлорид натрия	30	20	8	12
3	Сахар	70	5	4	6
4	Сахар	80	8	6	10

Приготовление раствора № 1. Рассчитайте массу твердого вещества и воды, необходимых для приготовления раствора № 1. С помощью техникохимических весов отмерьте рассчитанную массу твердого вещества и перенесите в химический стакан. Зная, что плотность воды равна 1 г/мл, рассчитайте объем воды, необходимой для приготовления раствора. Мерным цилиндром отмерьте вычисленный объем воды и прилейте его к веществу в стакане. Перемешивая содержимое стакана стеклянной палочкой, добейтесь полного растворения вещества в воде.

Приготовление раствора № 2. Рассчитайте массу воды, которую необходимо добавить к раствору № 1, чтобы получить раствор № 2 меньшей концентрации. Переведите вычисленную массу воды в объем, отмерьте его с помощью мерного цилиндра и добавьте в раствор № 1. (Сколько граммов раствора № 2 получено?)

Приготовление раствора № 3. Рассчитайте массу твердого вещества, которое следует добавить к раствору № 2, чтобы получить раствор № 3 большей концентрации. На техникохимических весах отмерьте необходимую массу вещества, добавьте его в рас-

твор № 2 и перемешайте стеклянной палочкой до полного растворения. (Сколько граммов раствора № 3 получено?)

2. Получение газов

Цель работы. Получение газообразных неорганических веществ, их идентификация с помощью качественных реакций, а также изучение некоторых свойств.

Порядок работы. 1. *Получение водорода.* В пробирку поместите две гранулы цинка и прилейте 1–2 мл соляной кислоты. (Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.)

Накройте пробирку с цинком пробиркой большего диаметра. Через 1–2 мин поднимите большую пробирку вверх и, не переворачивая ее, закрыв пальцем, поднесите к пламени спиртовки, откройте пробирку. (Что наблюдаете? Что можно сказать о чистоте собранного вами водорода? Почему водород собирали в перевернутую вверх дном пробирку?)

2. *Получение кислорода.* В пробирку объемом 20 мл прилейте 5–7 мл раствора пероксида водорода. Подготовьте тлеющую лучинку (водогазьте ее и, когда она загорится, взмахнув, погасите). Поднесите тлеющую лучинку к пробирке с пероксидом водорода, куда предварительно насыпьте немного оксида марганца(IV). (Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.)

3. *Получение углекислого газа.* В пробирку объемом 20 мл поместите кусочек мрамора и прилейте раствор уксусной кислоты. Через 1–2 мин внесите в пробирку горящую лучинку. (Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.) В пробирку налейте 1–2 мл прозрачного раствора известковой воды. Через стеклянную трубочку осторожно продувайте через раствор выдыхаемый вами воздух. (Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.)

4. *Получение аммиака.* В пробирку прилейте 1–2 мл раствора хлорида аммония и 1–2 мл раствора гидроксида натрия. Закрепите пробирку в держателе и осторожно нагрейте в пламени горелки. (Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.) Поднесите к отверстию пробирки влажную лакмусовую бумажку. (Что наблюдаете? Осторожно понюхайте выделяющийся газ. Что ощущаете?)

3. Решение экспериментальных задач

Цель работы. Проведение идентификации неорганических веществ в растворах с помощью качественных реакций или путем выявления характерных свойств.

Порядок работы. 1. С помощью качественных реакций определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы хлорида натрия, карбоната натрия, сульфата натрия, ацетата натрия. (Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.)

2. С помощью качественных реакций определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы хлорида аммония, хлорида бария, хлорида алюминия. (Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.)

3. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы солей: карбонат натрия, нитрат аммония, сульфат калия. (Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах.)

4. Проведите химические реакции, позволяющие осуществить следующие превращения:



5. Опытным путем подтвердите качественный состав хлорида аммония.

6. Получите гидроксид меди(II) реакцией обмена и осуществите реакции, подтверждающие его свойства.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

4. Идентификация органических соединений

Цель работы. Распознавание органических веществ с помощью качественных реакций.

Порядок работы. 1. В двух пробирках без этикеток содержатся следующие пары веществ:

- растворы этилового спирта и муравьиной кислоты;
- растворы этилового спирта и уксусной кислоты;
- растворы формальдегида и глицерина;
- растворы глюкозы и глицерина;
- растворы формальдегида и белка;
- растительное масло и машинное масло;
- крахмальный клейстер и глицерин;
- растворы глюкозы и этанола;
- растворы сахара и глюкозы.

Предложите способ экспериментального определения содержания каждой пробирки.

2. С помощью одного и того же реактива докажите, что глюкоза является веществом с двойственной функцией.

3. Вам выданы пробирки с растворами. В одной из них содержится раствор глицерина, в другой — раствор формальдегида, в третьей — раствор глюкозы.

С помощью одних и тех же реактивов определите, в какой из пробирок находится каждое вещество.

4. Докажите опытным путем, что картофель, белый хлеб, пшеничная мука содержат крахмал.

5. Изучение свойств пластмасс и волокон

Цель работы. Идентификация образцов пластмасс и волокон на основании их отношения к нагреванию и характера горения.

Порядок работы. При изучении свойств пластмасс прежде всего следует уделить внимание внешнему виду, твердости, эластичности.

Однако окончательный вывод можно сделать, лишь изучив отношение образца к нагреванию, характер горения и природу продуктов разложения.

Определить природу волокна по внешнему виду сложно. Одним из самых доступных способов является изучение характера горения, анализ запаха продуктов разложения и остатка после сгорания.

Изучение характера горения материала и продуктов его сгорания следует проводить таким образом.

1. Возьмите прищипав образец пластмассы, волокна или ткани и внесите его в верхнюю часть пламени спиртовки.

Обратите внимание, плавится ли образец, как быстро он загорается.

2. После того как вещество загорелось, выньте его из пламени. Гаснет пламя или продолжает гореть?

3. К выделяющимся продуктам сгорания поднесите влажную лакмусовую бумажку, отметьте изменение ее цвета.

4. Движением руки направьте к носу газообразные продукты сгорания и попробуйте определить их запах.

5. Дождитесь, когда твердый остаток горения на керамической или стеклянной пластине полностью остынет. Рассмотрите его внешний вид, цвет.

6. Попробуйте растереть золу или сплавившийся шарик между пальцами.

Изучая свойства пластмасс и волокон воспользуйтесь данной таблицей, приведенной ниже:

Название пластика или смолы	Физические свойства	Отношение к нагреванию	Характер и продукты горения
<i>Свойства пластмасс</i>			
Полиэтилен	Неокрашенный материал, полупрозрачен, молочного оттенка, эластичный, жирный на ощупь	Плавится; из расплава легкость материала можно вытянуть нить	Горит синеватым пламенем с запахом горящей свечи. Продолжает гореть вне пламени, при этом с образца падают горящие капли (осторожно!)
Поливинилхлорид	Эластичный материал, механически прочен, может иметь различную окраску	Плавится и начинает разлагаться	Горит контактным пламенем; вне пламени гаснет. Выделяется хлороводород, который можно обнаружить по покраснению лакмусовой бумажки
Тефлон	Умеренно эластичный материал молочно-белого (в тонком слое) цвета, механически прочный, жирный на ощупь	Охлаждается при длительном нагревании, на поверхности пожелтеет черный налет	При нагревании в пламени спиртовки не горит
Целлулоид	Твердый, гибкий материал, может иметь различную окраску	Не плавится	При внесении в пламя сразу загорается и быстро сгорает даже вне пламени. После сгорания остается серая зола
Фенолформальдегидная смола	Не эластичный твердый материал, как правило, темных тонов	Не плавится, разлагается	Загорается с трудом. Вне пламени постепенно гаснет. Продукты горения имеют характерный запах фенола

Название пластмассы или волокна	Физические свойства	Отношение к нагреванию	Характер и продукты горения
<i>Свойства волокон</i>			
Хлопок	–	–	Быстро сгорает. При горении запах жженой бумаги. Остаток серая зола
Шерсть, шелк	–	–	Горит медленно, образуя черный шарик, легко растирающийся в порошок. Запах «жженого рога»
Капрон	–	Плавится с образованием темного блестящего шарика. Из расплава можно вытянуть нить	Загорается при сильном нагревании с неприятным запахом. Продукты горения окрашивают лабумусовую бумажку в синий цвет
Лаксан	–	То же	Горит волнующим пламенем. Продукты горения имеют запах
Ацетатное волокно	–	–	Быстро сгорает, образуя нехрусткий темный шарик. Вне пламени постепенно тает. Продукты горения окрашивают лабумусовую бумажку в красный цвет

Ответы

К главе 1:

- с. 14 — № 6 — 48, 98, 310, 98; № 7 — 250, 286; № 9 — 63, 40, 342 г/моль; № 10 — $3,01 \cdot 10^{23}$; № 11 — 3,4 г;
с. 17 — № 5 — 11 г, $1,5 \cdot 10^{23}$; № 6 — 44,8 л, $1,2 \cdot 10^{24}$; № 7 — 510 г; № 8 — 17, 35,5, 8,5, 24, 22; № 9 — 0,0690, 0,966, 0,966, 1,52, 2,00; № 10 — 200 м³.

К главе 2:

- с. 28 — № 6 — C $1s^2 2s^2 2p^2$; P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; Ca $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; Mn $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

К главе 3:

- с. 31 — № 8 — KCl, CaBr₂, BaO, Li₂S, Fe₂(SO₄)₃;
с. 48 — № 3 — 105 л; № 4 — метан 106,25 л, этан 12,5 л, пропан 5 л, бутан 1,25 л; № 5 — 284 кг; № 6 — песок 112,5 кг, цемент 37,5 кг; № 7 — NaCl 5,4 г, H₂O 594,6 мл; № 8 — 0,014 моль, 2,75 г; № 9 — 30,5 %.

К главе 4:

- с. 58 — № 5 — CuSO₄ 480 кг, H₂O 270 кг; № 7 — 223,5 кг; № 8 — 20 %; № 9 — 5 %; № 10 — сахар 600 г, вода 1,4 л; № 11 — 10 %; № 12 — 26,7 %; № 13 — 15,1 %; № 14 — 12,8 %; № 15 — 7,5 %;
с. 67 — № 7 — 134,4 м³; № 8 — 3,48 г.

К главе 5:

- с. 73 — № 5 — 8,9 %; № 6 — HNO₃; № 7 — 36,6 %;
с. 77 — № 5 — 27,5 %; № 6 — 68,6 %; № 7 — NH₃ 264 мл; № 8 — Cu(OH)₂ 1,96 г, NaOH 0,04 моль;
с. 82 — № 5 — 10,6 г;
с. 92 — № 8 — 4,6 %; № 9 — 5,8 %.

К главе 6:

- с. 98 — № 5 — 280,5 МДж; № 10 — 7,6 моль;
с. 101 — № 6 — H₂ 95,8 л, Cl₂ 95,8 л, NaOH 8,55 моль;
с. 104 — № 4 — 0,02 моль/(л·мин); № 5 — 8 раз; № 6 — 3.

К главе 7:

- с. 113 — № 1 — 156 л; № 2 — 53,8 мл;
- с. 117 — № 5 — Ni 240 кг, Cr 160 кг, Fe 1 600 кг;
- с. 120 — № 4 — 17 280 кг;
- с. 127 — № 4 — 7,2 т; № 5 — 99,5 кг.

К главе 9:

- с. 157 — № 7 — 18 МДж; № 8 — 35,7 г, 107 г;
- с. 162 — № 4 — 166,7 л, 142,9 л; № 5 — 226 л;
- с. 166 — № 2 — 141 кг; № 5 — 54,4 кг; № 6 — 38 055;
- с. 171 — № 1 — C_5H_8 ; № 6 — 20%; № 7 — 3 200 МДж;
- с. 175 — № 2 — C_6H_6 ; № 6 — 24 мл;
- с. 184 — № 8 — 2 381 м³, 491 кг.

К главе 10:

- с. 192 — № 3 — 15,04 г; № 4 — 4,97%; № 5 — 2,21 г;
- с. 197 — № 5 — 86,4 г; № 6 — 37,4 г;
- с. 200 — № 7 — 33,3%;
- с. 207 — № 6 — 263 кг, 172 кг;
- с. 212 — № 5 — 672 м³, 900 кг.

К главе 11:

- с. 216 — № 5 — 75,8%;
- с. 221 — № 4 — 0,662%; № 5 — алант.

Список литературы

Браун Т. Химия в центре науки : в 2 т. / Т. Браун, Г. Ю. Лемей. — М. : Мир, 1987.

Габриелян О. С. Общая химия в тестах, задачах и упражнениях / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, А. Г. Введенская. — М. : Дрофа, 2003.

Габриелян О. С. Органическая химия в тестах, задачах и упражнениях / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Е. Е. Остроумова. — М. : Дрофа, 2003.

Габриелян О. С. Практикум по общей, неорганической и органической химии : учеб. пособие для студ. сред. проф. учеб. заведений / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Н. М. Дорофеева. — М. : Издательский центр «Академия», 2007.

Габриелян О. С. Химия : учеб. для студ. сред. проф. учеб. заведений / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов. — 5-е изд., стер. — М. : Издательский центр «Академия», 2008.

Габриелян О. С. Химия в тестах, задачах, упражнениях : учеб. пособие для студ. сред. проф. учеб. заведений / О. С. Габриелян, Г. Г. Лысова. — 4-е изд., стер. — М. : Издательский центр «Академия», 2009.

Габриелян О. С. Химия : пособие для поступающих в вузы / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов. — М. : Дрофа, 2005.

Ерохин Ю. М. Химия : учеб. для студ. сред. проф. учеб. заведений / Ю. М. Ерохин. — 12-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательский центр «Академия», 2008.

Кузьменко Н. Е. Начала химии / Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремин, В. А. Потков. — М. : Олмапресс, 1999.

Писункина Г. В. Химия и повседневная жизнь человека / Г. В. Писункина. — М. : Дрофа, 2004.

Фримантел М. Химия в действии : в 2 т. / М. Фримантел. — М. : Мир, 1991.

Химия и жизнь (Солтерсовская химия) : в 3 т. — М. : РХТУ им. Д. И. Менделеева, 1997.

Оглавление

К читателю	3
РАЗДЕЛ I. ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	
Глава 1. Основные понятия и законы химии	6
1.1. Предмет химии. Основные понятия химии. Аллотропия	6
1.2. Состав вещества. Изменения вещества	9
1.3. Основные законы химии	14
Глава 2. Периодический закон, Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Строение атома	18
2.1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева	18
2.2. Строение атома и Периодический закон Д.И.Менделеева	22
Глава 3. Строение вещества	29
3.1. Ионная химическая связь	29
3.2. Ковалентная химическая связь	31
3.3. Металлическая химическая связь	36
3.4. Агрегатные состояния вещества. Водородная химическая связь	40
3.5. Чистые вещества и смеси	45
3.6. Дисперсные системы	48
Глава 4. Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация	54
4.1. Растворы. Растворение	54
4.2. Теория электролитической диссоциации	59
4.3. Жесткость воды. Способы устранения жесткости	64
Глава 5. Классификация неорганических соединений и их свойства	68
5.1. Кислоты в свете теории электролитической диссоциации	68
5.2. Основания в свете теории электролитической диссоциации	73
5.3. Соли в свете теории электролитической диссоциации	77
5.4. Гидролиз солей	82
5.5. Оксиды	87

Глава 6. Химические реакции	93
6.1. Классификация химических реакций	93
6.2. Электролиз	98
6.3. Скорость химических реакций	101
6.4. Химическое равновесие	105
Глава 7. Металлы и неметаллы	110
7.1. Металлы — простые вещества	110
7.2. Коррозия металлов. Способы защиты от коррозии	114
7.3. Общие способы получения металлов	117
7.4. Неметаллы — простые вещества	120
7.5. Производство серной кислоты	124
7.6. Сланчатая промышленность	128
РАЗДЕЛ II. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	
Глава 8. Основные понятия органической химии и теория химического строения органических соединений	134
8.1. Теория химического строения органических соединений. Изомерия	134
8.2. Классификация и номенклатура органических соединений	140
8.3. Классификация реакций в органической химии	146
Глава 9. Углеводороды и их природные источники	151
9.1. Предельные углеводороды (алканы)	151
9.2. Этиленовые углеводороды (алкены)	158
9.3. Дивалентные углеводороды (алкадиены). Каучуки	163
9.4. Ацетиленовые углеводороды (алкины)	167
9.5. Ароматические углеводороды (арены)	171
9.6. Природные источники углеводородов	176
Глава 10. Кислородсодержащие органические соединения	185
10.1. Спирты	185
10.2. Фенол	190
10.3. Альдегиды	192
10.4. Карбоновые кислоты	197
10.5. Сложные эфиры. Жиры	200
10.6. Углеводы	207
Глава 11. Азотсодержащие органические соединения	213
11.1. Амины. Амиды	213
11.2. Аминокислоты	216
11.3. Белки	221

Глава 12. Пластмассы и волокна как полимерные (высокомолекулярные) соединения	225
Лабораторные опыты	233
Практические работы	243
Ответы	249
Список литературы	251
251
252
253
254
255
256
257
258
259
260
261
262
263
264
265
266
267
268
269
270
271
272
273
274
275
276
277
278
279
280
281
282
283
284
285
286
287
288
289
290
291
292
293
294
295
296
297
298
299
300

ИЗДАТЕЛЬСТВО
«АКАДЕМИЯ»



Учебник для студентов высших учебных заведений

Учебное издание

**Габриелин Олег Сергеевич,
Остроумов Игорь Геннадьевич**

**Линия для профессий и специальностей
технического профиля**

Учебник

Редактор *И. Б. Котляева*

Технический редактор *О. Н. Крайнова*

Компьютерная верстка *Л. М. Белова*

Корректоры *В. Г. Бухацкий, А. П. Сизова*

Изд. № 1061140-06. Подписано в печать 03.10.2012. Формат 60×90/16. Гарнитура «Таймс».
Печать офсетная. Бумага офсетная № 1. Усл. печ. л. 16,5 (в т.ч. ил. вкл. 0,5).
Тираж 7 000 экз. Заказ № М-4228.

ООО «Издательский центр «Академия», www.academya-moscow.ru

129085, Москва, пр-д Марш, 001В, стр. 1.

Тел./факс: (495) 648-0507, 616-00-29.

Санитарно-эпидемиологическое заключение № РОСС RU. АЭС1. Н 10068 от 06.03.2012.

Отпечатано в полном соответствии с качеством
предоставленного электронного оригинал-макета
в типографии филиала ОАО «ТАТМЕДИА» «ПНК «Идеал-Пресс»
420086, г. Казань, ул. Декабристов, 2.
E-mail: idealfirm@mail.ru

РАСТВОРИМОСТЬ ГИДРОКСИДОВ И СОЛЕЙ В ВОДЕ (при температуре 20 °С)

АНИОНЫ	КАТИОНЫ																						
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	
F ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Р	Н	Н	Н	Р	Р	М	Р	Р	М	Н	Р	Р	
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р	
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р	
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Н	?	—	М	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?	
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	Н	Р	Р	
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?	
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	Н	
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	Н	Н	?	?	Н	?	?

Р растворится (>1 г в 100 г H₂O)

М мало растворится (0,1—10 г в 100 г H₂O)

Н не растворится (<0,1 г в 100 г H₂O)

— в водной среде разлагается

? достоверные сведения о существовании соединения отсутствуют

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb(H₂)Cu, Hg, Ag, Au

Ослабление восстановительных свойств

РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ

H, As, I, Si, P, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F

Усиление электроотрицательности

ХИМИЯ

ДЛЯ ПРОФЕССИЙ И СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ
ТЕХНИЧЕСКОГО ПРОФИЛЯ

Учебник



Издательский центр «Академия»
www.academia-moscow.ru