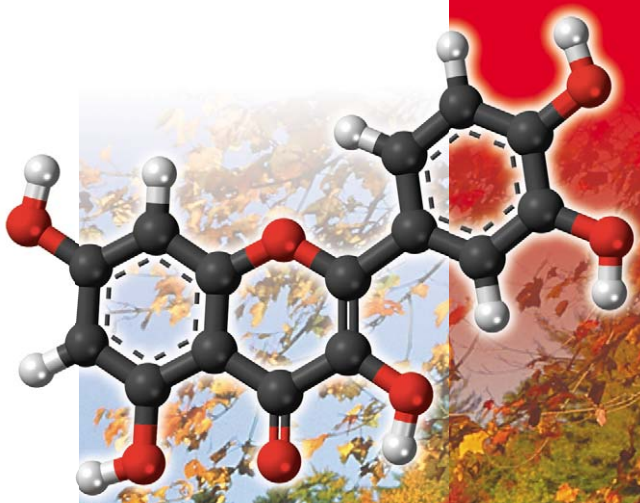
ХИМИЯ

БАЗОВЫЙ УРОВЕНЬ



11

класс

В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко,
А. А. Дроздов, В. В. Лунин

ХИМИЯ

БАЗОВЫЙ УРОВЕНЬ

11

класс

Учебник

Под редакцией
доктора химических наук,
академика РАН В. В. Лунина

Допущено
Министерством просвещения
Российской Федерации

9-е издание, стереотипное

Москва
«Просвещение»
2022

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Е70 Издание выходит в pdf-формате.

Еремин, Вадим Владимирович.
Е70 Химия : 11 класс : учебник : базовый уровень : издание в pdf-формате / В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, А. А. Дроздов, В. В. Лунин ; под ред. В. В. Лунина. — 9-е изд., стер. — Москва : Просвещение, 2022. — 223, [1] с. : ил.

ISBN 978-5-09-101653-6 (электр. изд.). — Текст : электронный.

ISBN 978-5-09-087938-5 (печ. изд.).

Учебник продолжает курс химии для старшей школы, изложенный в учебнике «Химия. Базовый уровень. 10 класс» авторского коллектива преподавателей химического факультета МГУ им. М. В. Ломоносова.

Учебник соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту среднего общего образования.

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72

Учебное издание

Еремин Вадим Владимирович
Кузьменко Николай Егорович
Дроздов Андрей Анатольевич
Лунин Валерий Васильевич

ХИМИЯ. Базовый уровень. 11 класс

Учебник

Зав. редакцией *Т. Д. Гамбурцева*. Ответственный редактор *И. Ю. Рузавина*
Художественный редактор *О. А. Новотоцких*. Художественное оформление *Ю. В. Христич*. Технический редактор *И. В. Грибкова*
Компьютерная верстка *Е. Ю. Пучкова*. Корректор *Е. Е. Никулина*

Подписано к печати 03.08.2021. Формат 60 × 90 $^{1}/_{16}$. Гарнитура «Школьная».
Усл. печ. л. 14,0. Тираж экз. Заказ № .

Акционерное общество «Издательство «Просвещение».
Российская Федерация, 127473, г. Москва, ул. Краснопролетарская, д. 16, стр. 3, этаж 4, помещение I.

Адрес электронной почты «Горячей линии» — **vopros@prosv.ru**.

ISBN 978-5-09-101653-6 (электр. изд.)
ISBN 978-5-09-087938-5 (печ. изд.)

© АО «Издательство «Просвещение», 2021

Дорогие выпускники!

Вы перешли в 11 класс. Быстро пролетит учебный год, и в мае, когда на школьном дворе расцветёт сирень, для вас прозвенит последний звонок. Для многих он будет означать не только окончание долгого, одиннадцатилетнего пути по дороге знаний, но и преддверие новой, студенческой жизни. Пусть о приближении этой поры вам напоминают кисти сирени, помещённые на фотографии.

В течение этого года многие из вас будут готовиться к поступлению в вузы. Это отнимает много времени и сил, которые вы стремитесь сконцентрировать на предметах, выбранных в качестве будущей специальности. Для вас, обучающихся по программе базового уровня, изучение химии в 11 классе нацелено на применение химических знаний в жизни общества и в быту. Сначала вы повторите и расширите свои знания в области строения веществ, неорганической химии, узнаете о том, как получают чугун и сталь. Особый раздел посвящён изучению закономерностей протекания химических реакций и основам химической технологии. Вы узнаете о том, как производят серную кислоту, перерабатывают нефть и газ, которыми так богата наша страна. Заключительный раздел книги рассказывает о применении химических знаний в промышленности и быту. Здесь химические знания будут представлены в новом, подчас неожиданном аспекте. Вы не задумывались, например, о том, чем объясняется окраска цветов сирени и их харак-



терный аромат? Или почему разные вещества подчас имеют очень похожий запах? Какие материалы используются для создания фресок? Что представляют собой антибиотики — вещества, с помощью которых исцелились миллионы людей? Расскажем мы и о важнейших материалах, созданных человеком, — цементе, бетоне, стекле. Однако некоторые вещества могут играть в жизни человека и отрицательную роль, поэтому мы не обойдём стороной и такие насущные проблемы и беды современного общества, как курение и наркомания.

Пусть вас не пугают сложные на первый взгляд структурные формулы некоторых соединений, которые мы приводим. Ведь вы знаете, что структурная формула — это визитная карточка вещества, которая описывает не только его состав, но и строение.

Почему вещества одинакового состава могут так сильно отличаться по свойствам? Почему добавление всего одного электрона превращает активный атом хлора в довольно инертный ион? Как из воздуха и воды в природе может образоваться кислота? На эти и многие другие вопросы можно ответить, обладая определёнными химическими знаниями.

Параграфы, выделенные в учебнике синим цветом, содержат дополнительный материал.

Мы надеемся, что знания, которые вы получите из этой книги, пригодятся в вашей будущей жизни независимо от того, какую специальность вы выберете.

Работая с учебником, постоянно оценивайте свои достижения. Если изучаемый материал окажется для вас слишком сложным, обратитесь за помощью к учителю или воспользуйтесь дополнительной литературой и ресурсами Интернета, приведёнными в разделе «За страницами учебника».

Желаем успехов и увлекательного путешествия по страницам книги.

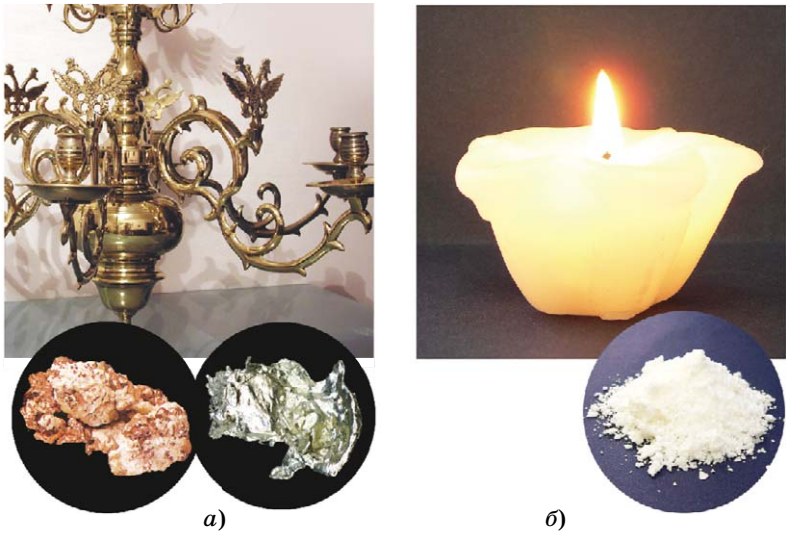
Авторы

ГЛАВА 1

Вещество

§ 1 Атомы, молекулы, вещества

Как вы знаете, в центре внимания химии находятся вещества, из которых состоят тела (рис. 1). Каждое вещество характеризуется набором физических свойств — цветом, вкусом, запахом, плотностью, температурой плавления и кипения. Однако вещества обладают и химическими свойствами — способностью вступать во взаимодействие с другими веществами или разлагаться. Главная задача химии и состоит в изучении химических свойств веществ и получении новых соединений с заранее заданными свойствами.



а) *б*)

Рис. 1. Тела и вещества:
а — канделябр изготовлен из бронзы — вещества, которое представляет собой сплав меди и олова;
б — стеариновая свеча изготовлена из стеариновой кислоты

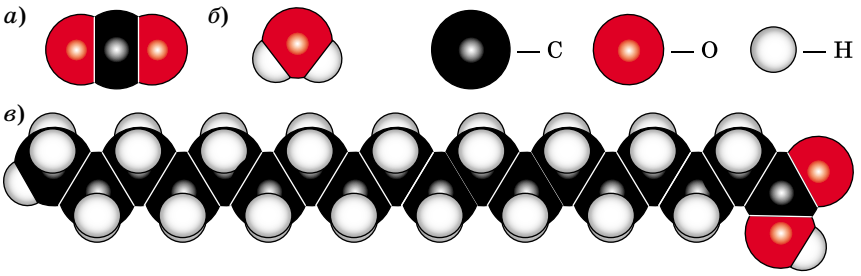


Рис. 2. Молекулы углекислого газа (*а*), воды (*б*) и стеариновой кислоты (*в*)

Вещества состоят из атомов химических элементов, символы которых приведены в Периодической системе Д. И. Менделеева. В настоящее время известно 118 видов атомов. Из них 89 встречаются в природе, а остальные получены искусственно.

Атомы большинства химических элементов объединяются друг с другом в более крупные частицы — молекулы. Молекула — мельчайшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами (рис. 2). Она состоит из нескольких атомов, соединённых ковалентными связями. Взятая в отдельности, молекула не имеет цвета, запаха и других физических свойств, которые характеризуют вещество в целом.

По составу вещества подразделяют на простые и сложные. *Простые* вещества состоят из атомов лишь одного элемента, например хлор Cl_2, железо Fe. В состав *сложных* веществ входят атомы нескольких элементов. Например, вода H_2O состоит из водорода H и кислорода O, серная кислота H_2SO_4 — из водорода H, кислорода O и серы S, сахароза

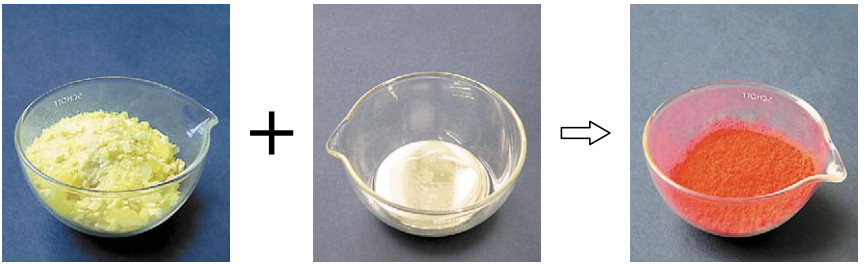


Рис. 3. При взаимодействии серы с ртутью образуется киноварь

$C_{12}H_{22}O_{11}$ — из углерода C, водорода H и кислорода O, киноварь HgS — из ртути Hg и серы S (рис. 3).

Простые вещества подразделяют на металлы и неметаллы. *Металлы* хорошо проводят электрический ток и теплоту, обладают характерным металлическим блеском, ковкостью, пластичностью. При комнатной температуре все металлы, за исключением ртути, твёрдые. Среди *неметаллов* при комнатной температуре есть вещества твёрдые (алмаз C, сера S, фосфор P), жидкие (бром Br_2) и газообразные (водород H_2, кислород O_2, азот N_2, хлор Cl_2). Все газообразные простые вещества — неметаллы, за исключением инертных газов и озона O_3, состоят из двухатомных молекул, например H_2, O_2, N_2.

Сложные вещества подразделяют на неорганические и органические. В настоящее время органическими называют все соединения углерода, за исключением его оксидов, угольной кислоты и её солей.

Каждое вещество характеризуется составом, строением и свойствами. Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каком соотношении входят в состав вещества, т. е. выражает его качественный и количественный состав. Например, из формулы H_2O следует, что вода состоит из атомов двух элементов — водорода и кислорода, причём на один атом кислорода приходится два атома водорода, а на один моль атомов кислорода — два моля атомов водорода. Напомним, что *моль* — это такое *количество вещества* ν (греческая буква «ню»), в котором содержится $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества, в данном случае молекул воды. Масса одного моля вещества, т. е. молярная масса M, численно совпадает с относительной молекулярной массой M_r. Молярная масса воды равна 18 г/моль:

$$M_r(H_2O) = 2A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18,$$

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}.$$

Символами A_r обозначены относительные атомные массы элементов, приведённые в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

Итак, в одном моле воды содержится один моль атомов кислорода и два моля атомов водорода. Чтобы найти мольную долю χ (греческая буква «хи») водорода в воде, надо раз-

делить число молей атомов водорода ν, входящих в состав одного моля воды, на общее число молей всех элементов, образующих воду, т. е. кислорода и водорода:

$$\chi(\text{H}) = \frac{\nu(\text{H})}{\nu(\text{H}) + \nu(\text{O})} = \frac{2}{2+1} = 0{,}667, \text{ или } 66{,}7\%.$$

На практике чаще используют не мольные, а массовые доли *w*, с которыми вы познакомились при изучении химии в 8 классе.

Для расчёта массовой доли элементов в составе вещества в приведённой выше формуле каждое значение количества вещества необходимо умножить на молярную массу элемента (она численно равна относительной атомной массе, приведённой в Периодической системе):

$$w(\text{H}) = \frac{\nu(\text{H}) \cdot M(\text{H})}{\nu(\text{H}) \cdot M(\text{H}) + \nu(\text{O}) \cdot M(\text{O})} = \frac{2}{2 \cdot 1 + 1 \cdot 16} = 0{,}111,$$

$$\text{или } 11{,}1\%.$$

Величина, приведённая в знаменателе, представляет собой *молярную массу вещества*. Напомним, что сумма мольных или массовых долей всех элементов, входящих в состав вещества, всегда равна единице, или 100%:

$$\chi(\text{H}) + \chi(\text{O}) = w(\text{H}) + w(\text{O}) = 1\ (100\%).$$

Охарактеризовать строение вещества — значит описать, как оно построено. Все газы и подавляющее большинство жидкостей при комнатной температуре состоят из молекул. Строение твёрдых веществ может быть различным. Некоторые из них, например глюкоза $C_6H_{12}O_6$, сахароза (сахар) $C_{12}H_{22}O_{11}$, состоят из молекул. Большинство твёрдых неорганических веществ построено не из молекул, а из отдельных атомов или ионов. Атомы соединены друг с другом в бесконечные цепи, слои, каркасы. Например, все металлы состоят из атомов, образующих симметричный трёхмерный каркас — кристаллическую структуру.

Для веществ молекулярного строения химическая формула выражает состав молекулы, а для веществ немолекулярного строения — состав наименьшего повторяющегося фрагмента (рис. 4). Например, формула соединения меди с оловом $Cu_{31}Sn_8$, придающего бронзе хорошие акустические свойства, показывает, что в кристаллах этого вещества на 31 моль атомов меди приходится 8 молей атомов олова.

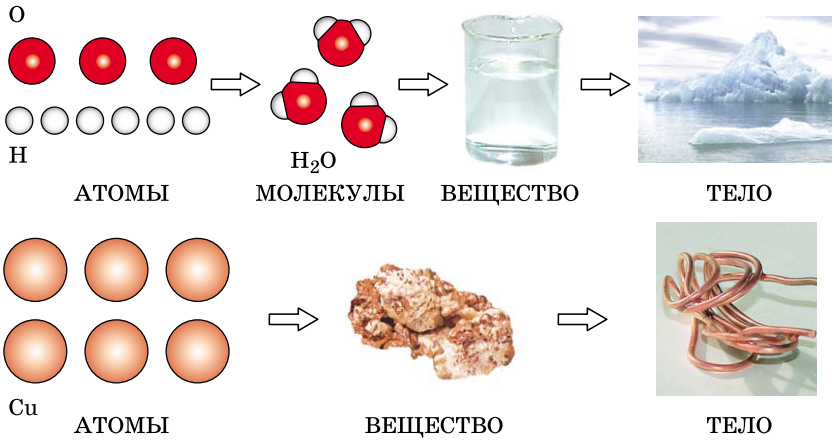


Рис. 4. Вещества молекулярного (вода) и немолекулярного (медь) строения

Вопросы и задания

1. Что является главной задачей химии?
2. Какие вещества называют простыми, сложными, органическими, неорганическими?
3. Все ли вещества состоят из атомов, из молекул? Приведите примеры веществ немолекулярного строения.
4. Что выражает формула химического вещества?
5. Рассчитайте мольные и массовые доли элементов, входящих в состав красного железняка Fe_2O_3, сернистого газа SO_2, известняка $CaCO_3$.
6. В формуле соединения мольная доля кремния равна $^1/_3$, а мольная доля кислорода — $^2/_3$. Составьте формулу соединения. Рассчитайте массовые доли элементов в этом соединении.

§2 Строение атома

Как вы уже знаете, атом состоит из положительно заряженного ядра и электронов, имеющих отрицательный заряд. Ядро находится в центре атома и образовано из протонов и нейтронов. Один из парадоксов устройства мира заключается в том, что практически вся масса атома заключена в ядре, которое занимает ничтожно малую часть от всего размера атома. Таким образом, все вещества и тела, из которых они

построены, не просто имеют дискретный характер, т. е. состоят из отдельных мельчайших частичек (атомов), но и содержат много «пустот».

Атомы большинства элементов «вечны», т. е. способны существовать неограниченно долго. За всю историю нашей планеты с момента возникновения и до сегодняшнего дня эти атомы не претерпели никаких изменений, не подверглись старению и гибели, а лишь многократно переходили из одних соединений в другие, из минерального мира в органический и наоборот. Таким образом, часть атомов, входящих в состав каждого из нас, уже совершила множество длинных путешествий, успев побывать и в деревьях девонского леса, и в почве, и в различных живых организмах.

Масса атома, выраженная в привычных нам килограммах, составляет ничтожно малую величину. Даже самые «тяжёлые» атомы весят менее 10^{-24} кг. Пользоваться такими значениями при расчётах очень неудобно, поэтому в химии применяют относительные атомные массы A_r. Сначала массу данного атома сравнили с массой самого лёгкого из атомов — водорода. Например, атом кислорода в 16 раз тяжелее атома водорода, поэтому он имеет относительную атомную массу 16. Позже выяснилось, что в качестве эталонной удобнее брать $^1/_{12}$ часть массы атома углерода (точнее, изотопа углерод-12), которая примерно равна массе атома водорода. Именно такие величины и приведены в Периодической системе.

Фундаментальной характеристикой химического элемента является заряд ядра, определяемый числом протонов в ядре. Протон имеет условный заряд +1, а электрон — равный ему по величине, но противоположный по знаку заряд –1.

Заряд ядра = Число протонов = Число электронов =
= Порядковый номер элемента.

> Химический элемент — это вид атомов с определённым зарядом ядра.

Каждый элемент занимает место в Периодической системе, соответствующее его порядковому номеру. Наименьший порядковый номер у водорода — в его атоме содержится лишь один протон и один электрон.

Ядро атома, помимо протонов, заряженных положительно, содержит электронейтральные частицы — нейтроны. Масса нейтрона примерно равна массе протона, а масса электрона пренебрежимо мала по сравнению с ними, поэтому почти вся масса атома сосредоточена в ядре. Меняя число протонов в ядре, мы переходим от одного элемента к другому, т. е. движемся «по клеточкам» Периодической системы. В то же время если число протонов остаётся постоянным, а изменяется число нейтронов, то меняется лишь масса атома, но заряд его ядра остаётся неизменным. Атомы одного и того же элемента, содержащие различное число нейтронов, называют *изотопами*. Так, помимо обычного водорода — протия, имеющего относительную атомную массу, равную 1, т. е. ядро которого состоит только из протона, известен тяжёлый водород — дейтерий, содержащий, помимо одного протона, также и нейтрон. Благодаря добавлению нейтрона атом дейтерия имеет массу, равную 2, т. е. оказывается в два раза тяжелее протия. На 6000 атомов протия в природе приходится примерно один атом дейтерия. Протий и дейтерий — изотопы водорода.

Изотопы одного и того же элемента обладают практически одинаковыми химическими свойствами. Исключение составляют изотопы водорода. Различие свойств протия и дейтерия обусловлено тем, что их массы различаются в два раза! В то же время изотопы одного и того же элемента имеют разные свойства ядер. Так, среди изотопов всех элементов есть радиоактивные (нестабильные, их ядра самопроизвольно распадаются). Среди изотопов водорода радиоактивным является тритий, ядро которого состоит из протона и двух нейтронов.

Элементы, все изотопы которых нестабильны, называют *радиоактивными*. К ним принадлежат все элементы с порядковым номером больше 82, а также некоторые элементы, расположенные в Периодической системе до свинца (технеций, прометий), радиоактивные изотопы которых получены искусственным путём.

Положительный заряд ядра нейтрализуют отрицательно заряженные электроны. Электроны благодаря очень малой массе обладают свойствами не только частицы, но и волны. Волна отличается от частицы тем, что её положение в пространстве в данный момент времени зафиксировать невозможно. Именно поэтому принято говорить об электронах в атоме как об облаке (электронном облаке), «размытом»

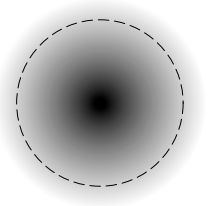


Рис. 5. Электронное облако

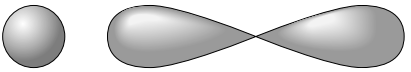


Рис. 6. *s*-Орбиталь и *p*-орбиталь

в околоядерном пространстве. Электронное облако не имеет чётких границ (рис. 5) и по мере удаления от ядра постепенно «тает». Область околоядерного пространства, где нахождение электронов наиболее вероятно, называют атомной орбиталью (на рисунке 5 её граница показана пунктиром).

По форме атомных орбиталей различают *s*-, *p*-, *d*- и *f*-электроны. *s*-Орбитали имеют форму шара, а *p*-орбитали — объёмной восьмёрки (рис. 6). Формы *d*- и *f*-орбиталей более сложные.

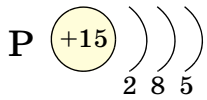
Электроны, находящиеся в атоме, имеют разную энергию, иными словами, они находятся на различных энергетических уровнях. Чем больше номер уровня, тем выше энергия электрона. Число занимаемых электронами энергетических уровней равно номеру периода, в котором расположен элемент. На первом уровне максимально могут размещаться два электрона, на втором — восемь, на третьем — восемнадцать. В общем случае наибольшее число электронов на энергетическом уровне описывается формулой $N = 2n^2$, где n — номер уровня.

Проследим порядок заполнения энергетических уровней электронами, воспользовавшись Периодической системой элементов Д. И. Менделеева. У элементов 1-го периода происходит заполнение первого энергетического уровня, у элементов 2-го периода — второго и т. д. Поэтому 1-й период содержит всего два элемента — водород и гелий, 2-й — восемь. К концу 3-го периода третий энергетический уровень оказывается незавершённым. Его заполнение происходит у элементов 4-го периода, начиная со скандия и заканчивая цинком. Элементы, в атомах которых электроны идут на заполнение внутренних электронных слоёв, называют *переходными*. Они находятся в побочных подгруппах Периодической системы. Первый уровень содержит лишь *s*-электроны, второй уровень — два *s*- и шесть *p*-электронов, третий — два

s-, шесть *p*- и десять *d*-электронов. У элементов главных подгрупп I и II групп внешними оказываются *s*-электроны, поэтому эти элементы называют *s*-элементами. Аналогично элементы главных подгрупп III—VIII групп называют *p*-элементами, а элементы побочных подгрупп, в атомах которых происходит заполнение предвнешнего электронного слоя, — *d*-элементами. Элементы, входящие в одну и ту же подгруппу, например литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr, имеют сходное электронное строение, т. е. являются полными электронными аналогами. Именно поэтому они имеют близкие химические свойства. Строение атомов первых 36 элементов показано на рисунке 7. Ядра атомов представлены в виде окружности. В центре указан заряд ядра. Энергетические уровни, на которых расположены электроны, условно изображены дугами, цифры под ними означают число электронов, находящихся на данном уровне.

П р и м е р. Напишите электронную конфигурацию атома фосфора.

Фосфор — 15-й элемент Периодической системы, поэтому его атом содержит 15 электронов. Фосфор находится в 3-м периоде, следовательно, в его атоме электроны расположены на трёх энергетических уровнях. Как вы помните, у всех элементов 3-го и последующего периодов первый и второй энергетические уровни полностью заполнены. Число электронов на них равно 2 (на первом) и 8 (на втором). Нам осталось заполнить третий, внешний уровень. Фосфор находится в главной подгруппе, поэтому число валентных электронов (электронов внешнего уровня) равно номеру группы, т. е. 5. Проверяем общее число электронов: 2 + 8 + 5 = 15. Строение атома фосфора может быть представлено в виде схемы:



У атомов элементов энергетические подуровни заполняются в последовательности, изображённой на рисунке 8.

Английский химик Джон Дальтон, живший в первой половине XIX в., представлял атомы в виде шаров. Изучение электронного строения атома показало, что точно опреде-

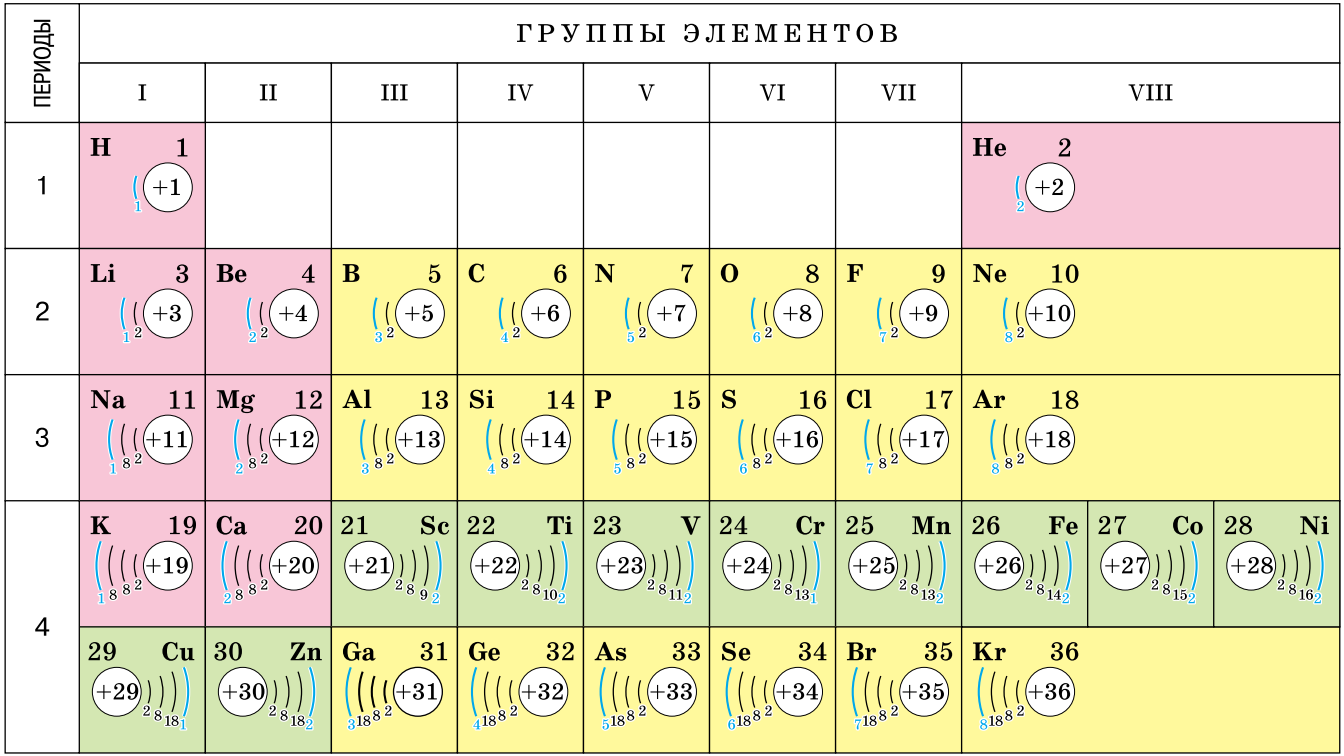


Рис. 7. Строение атомов первых 36 элементов Периодической системы

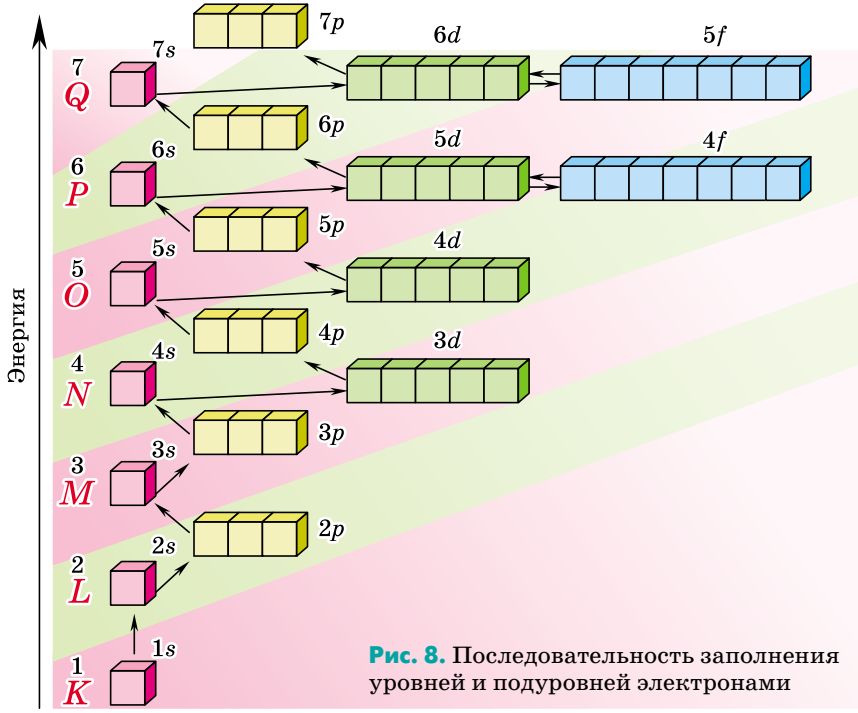


Рис. 8. Последовательность заполнения уровней и подуровней электронами

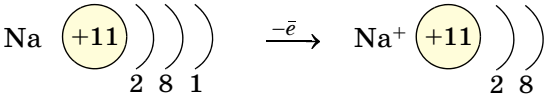
лить размер атома невозможно, так как электронные облака размыты в пространстве. Часто под радиусом атома понимают расстояние от его ядра до границ атомной орбитали внешних электронов. Орбитальные радиусы большинства атомов равны примерно 10^{-10} м.

Вопросы и задания

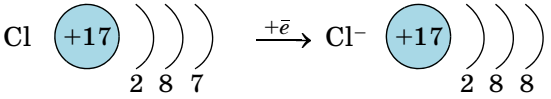
1. Какое строение имеет атом?
2. Атом урана имеет массу 235. Что это означает?
3. Какие атомы называют изотопами?
4. В чём разница между понятиями «масса атома» и «массовое число»?
5. Подсчитайте число протонов, нейтронов и электронов в атомах гелия-4, кислорода-16, кислорода-17, урана-235.
6. Изобразите строение атомов кислорода, натрия, серы.
7. Объясните, почему во Вселенной преобладают атомы водорода, а на Земле — атомы других элементов.

§ 3 Химическая связь. Агрегатные состояния

Электронные оболочки, содержащие восемь электронов, два из которых находятся на *s*-орбитали, а шесть — на *p*-орбиталях, обладают повышенной устойчивостью. Они соответствуют инертным (благородным) газам — неону, аргону, криптону, ксенону, радону (*найдите их в периодической таблице*). Ещё более устойчив атом гелия, содержащий всего два электрона. В результате химических превращений атомы многих других элементов стремятся приблизить свою электронную конфигурацию к электронной конфигурации ближайшего инертного газа. Это возможно сделать двумя путями: отдавая или присоединяя электроны внешнего уровня. Атому натрия, имеющему всего один неспаренный электрон, выгоднее его отдать, тем самым атом получает положительный заряд и приобретает электронную конфигурацию инертного газа неона.



Атому хлора до конфигурации ближайшего инертного газа недостаёт всего одного электрона, поэтому он стремится присоединить электрон.



Способность атома притягивать к себе электроны называют *электроотрицательностью*. Чем меньше электронов не хватает атому для построения оболочки инертного газа, тем выше его электроотрицательность. Иными словами, в периодах по мере заполнения внешнего энергетического уровня электронами, т. е. слева направо, электроотрицательность возрастает. Чем дальше оказываются валентные электроны от ядра, тем слабее они им удерживаются и тем ниже способность атома притягивать к себе дополнительные электроны. Таким образом, в группах электроотрицательность возрастает с уменьшением атомного радиуса, т. е. снизу вверх. Элементом с наибольшей электроотрицательностью

является фтор, а с наименьшей — цезий. Типичные неметаллы имеют высокие значения электроотрицательности, а типичные металлы — низкие.

Стремление атомов приобрести устойчивую электронную оболочку объясняет образование *химической связи*. Как мы видели ранее, атом натрия стремится отдать один электрон, а атом хлора готов его принять. Это легко осуществляется при их взаимодействии, которое сопровождается переходом электрона, показанным на рисунке 9 стрелкой. При этом атом натрия передаёт свой электрон атому хлора и приобретает положительный заряд, а хлор, принимающий электрон, — отрицательный заряд. Атомы и группы атомов, несущие на себе заряд, называют *ионами*. В образовавшемся хлориде натрия Na^+Cl^- связь осуществляется за счёт электростатического притяжения разноимённо заряженных ионов. Такую связь называют *ионной*. Она реализуется между типичными металлами и неметаллами, т. е. между атомами с сильно различающимися значениями электроотрицательности: $Ba^{2+}(F^-)_2$, $Ca^{2+}S^{2-}$, $Cu^{2+}O^{2-}$.

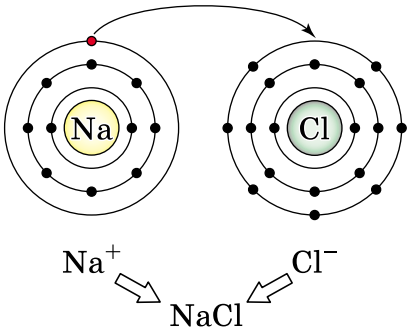


Рис. 9. Схема образования хлорида натрия при взаимодействии атомов натрия и хлора

Теперь рассмотрим взаимодействие двух атомов с одинаковыми значениями электроотрицательности, например двух атомов хлора. Каждый из них имеет по семь валентных электронов. До электронной конфигурации ближайшего инертного газа им не хватает по одному электрону. Сближение двух атомов до определённого расстояния приводит к образованию общей электронной пары, одновременно принадлежащей обоим атомам. Эта общая пара и представляет собой химическую связь (рис. 10).

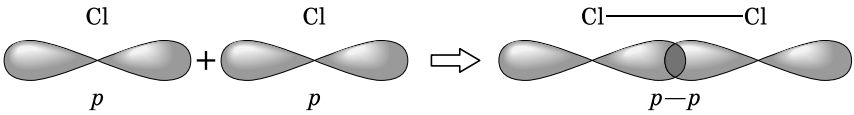


Рис. 10. Перекрывание *p*-электронов атомов хлора с образованием ковалентной связи

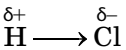
Связь, возникающая при взаимодействии электронов с образованием обобщённых электронных пар, называется *ковалентной*. В случае, если взаимодействующие атомы имеют равные значения электроотрицательности, общая электронная пара в одинаковой степени принадлежит обоим атомам, т. е. равноудалена от обоих атомов. Такой вид ковалентной связи называют *неполярной*.



H—H

Она имеет место в простых веществах — неметаллах H_2, O_2, N_2, Cl_2, P_4. При взаимодействии атомов, имеющих разные значения электроотрицательности, например водорода и хлора, общая электронная пара оказывается смещённой в сторону атома с большей электроотрицательностью, т. е. в сторону хлора. Атом хлора приобретает частичный отрицательный заряд, а атом водорода — частичный положительный.

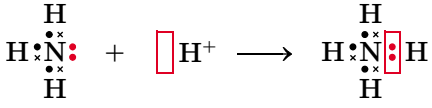




Это пример *полярной* ковалентной связи. Молекула, в которой разделены центры положительного и отрицательного зарядов, называется *диполем*. Полярная связь образуется между атомами с несильно различающейся электроотрицательностью, например между двумя неметаллами. Примерами веществ с полярными ковалентными связями служат соединения неметаллов друг с другом, а также различные ионы, содержащие атомы неметаллов (NO_3^-, CH_3COO^-). Особенно много ковалентных полярных соединений среди органических веществ.

Полярная ковалентная связь может образовываться по двум механизмам — обменному и донорно-акцепторному. При обменном механизме каждый из двух взаимодействующих атомов передаёт в общее пользование равное число электронов, например, по одному при образовании хлороводорода HCl. При донорно-акцепторном механизме образования связи один из атомов предоставляет электронную пару (он выступает *донором* электронной пары), а другой — вакантную орбиталь (его называют *акцептором*). Примером донорно-акцепторного механизма является взаимодействие молекулы аммиака (донор — атом азота), содержащей неподелён-

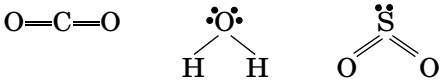
ную электронную пару, с ионом водорода H^+ (акцептором), предоставляющим вакантную орбиталь.



Донор Акцептор Донорно-акцепторная связь

В ионе аммония NH_4^+, таким образом, из четырёх связей N—H одна образована по донорно-акцепторному механизму, а три — по обменному. Все эти связи одинаковы, т. е. на свойства ковалентных связей механизм их образования не влияет.

Форма молекул определяется типом электронных облаков, участвующих в образовании связи, а также наличием или отсутствием неподелённых электронных пар. Например, молекула углекислого газа CO_2 линейна (нет неподелённых электронных пар), а молекулы воды H_2O и сернистого газа SO_2 уголковые (есть неподелённые пары):



В случае если взаимодействующие атомы имеют сильно различающиеся значения электроотрицательностей, общая электронная пара практически полностью смещается в сторону атома с наибольшей электроотрицательностью. Ионную связь, таким образом, можно рассматривать как предельный случай полярной ковалентной связи, когда электрон практически полностью перешёл от одного атома к другому.

Вам уже известно, что все газы и подавляющее большинство жидкостей при комнатной температуре состоят из молекул. Строение твёрдых веществ может быть различным (табл. 1). Вещества молекулярного строения при комнатной температуре могут находиться в газообразном, жидком или твёрдом состоянии. Твёрдые вещества молекулярного строения летучи и легко плавятся, так как отдельные молекулы в их кристаллах соединены между собой лишь слабыми силами межмолекулярного взаимодействия. Молекулярное строение имеют большинство органических веществ, вода и дру-

Свойства простых и сложных соединений с различными типами химической связи **Таблица 1**

Состав вещества	Химическая связь	Разница ЭО	Кристаллическая структура	Свойства веществ	Примеры
Металл + неметалл	Ионная	Высокая	Ионная	Тугоплавкие вещества без запаха, многие растворимы в воде	NaCl, Na_2CO_3
Неметалл + неметалл	Ковалентная	Низкая или нулевая	Атомная	Тугоплавкие вещества без запаха, нерастворимы в воде	Алмаз C, кварц SiO_2
			Молекулярная	Легкоплавкие вещества, могут обладать запахом	I_2, $C_6H_{12}O_6$
Металл + металл	Металлическая	Низкая или нулевая	Металлическая	Вещества с высокой электропроводностью	Fe, Na, Au_3Cu

гие водородные соединения неметаллов, кислород, озон, водород и другие газы.

Ионные соединения имеют *ионную кристаллическую структуру*, в которой чередуются положительно и отрицательно заряженные ионы (рис. 11, *а*). Эти соединения представляют собой твёрдые, хрупкие, тугоплавкие вещества без запаха, часто хорошо растворимые в воде. В твёрдом состоянии из-за отсутствия свободных электронов не проводят электрический ток (рис. 12, *а*). Растворы ионных соединений являются хорошими проводниками электричества. Примерами ионных соединений служат оксиды металлов (CaO, Al_2O_3), щёлочи (NaOH, $Ca(OH)_2$) и соли (NaCl, K_2S, K_2SO_4, NH_4Cl).

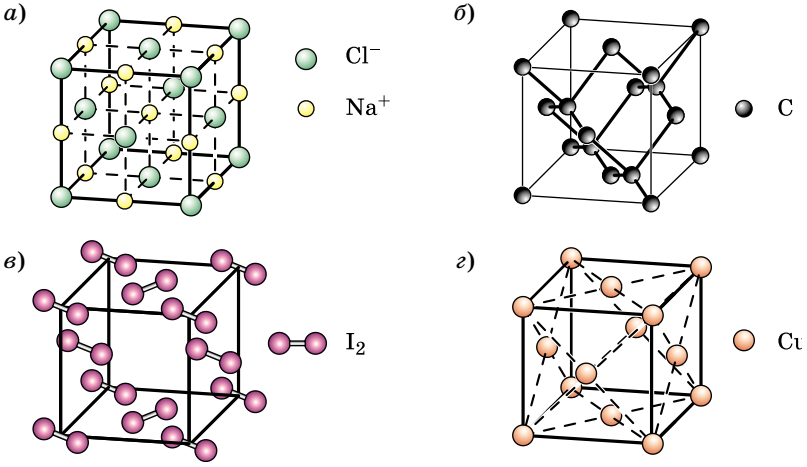


Рис. 11. Типы кристаллических структур: *а* — ионная; *б* — атомная; *в* — молекулярная; *г* — металлическая



а)



б)

Рис. 12. Некоторые свойства веществ с ионным (*а*) и металлическим (*б*) типом химической связи

Вещества с ковалентными связями бывают двух типов. К первому принадлежат вещества с *атомной кристаллической структурой* (рис. 11, *б*) (алмаз C, кремний Si, кварц SiO_2). Они состоят из атомов, связанных друг с другом в бесконечный трёхмерный каркас посредством ковалентных связей. Атомный каркас обладает большой прочностью, поэтому атомные кристаллы имеют высокую твёрдость, они тугоплавки, нерастворимы в воде, не имеют запаха. Ковалентные вещества второго типа представляют собой молекулярные кристаллы, структура которых образована отдельными молекулами (рис. 11, *в*). Молекулы удерживаются друг около друга лишь посредством слабых межмолекулярных сил, поэтому молекулярные кристаллы непрочны, а образующие их вещества при комнатной температуре представляют собой жидкости (вода H_2O, бром Br_2, серная кислота H_2SO_4, бензол C_6H_6), газы (кислород O_2, хлор Cl_2, хлороводород HCl, метан CH_4) или легкоплавкие твёрдые вещества (иод I_2, сера S_8). Многие из них имеют запах, т. е. летучи, некоторые при нагревании возгоняются, т. е. переходят в газообразное состояние, минуя жидкое (рис. 13).

Металлическая связь характерна для металлов. Она обусловлена притяжением частично ионизованных атомов металлов и валентных электронов, образующих единое электронное облако («электронный газ»). Валентные электроны в металлах делокализованы и принадлежат одновременно всем атомам металла, свободно перемещаясь по кристаллу.

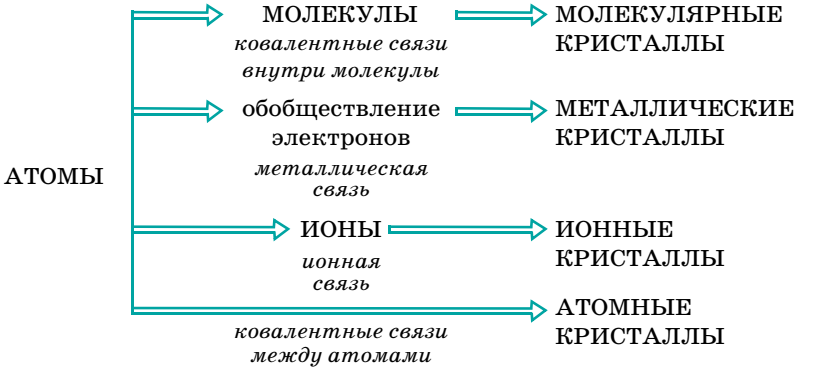


Рис. 13. Возгонка иода

Металлы характеризуются такими свойствами, как пластичность, ковкость, упругость, металлический блеск, высокая тепло- и электропроводность (рис. 12, *б*).

Почти все металлы главных подгрупп мягкие и легкоплавкие: натрий плавится при 97 °C, олово — при 232 °C, свинец — при 327 °C, алюминий — при 660 °C. В металлах побочных подгрупп металлическая связь дополнена ковалентным взаимодействием между частично заполненными *d*-орбиталями, что приводит к резкому увеличению твёрдости и температуры плавления. Так, же-

Схема 1



лезо плавится при 1456 °С, медь — при 1083 °С, вольфрам — при 3420 °С. Металлы образуют *металлические кристаллические структуры* (рис. 11, *г*).

Процесс формирования различных кристаллических веществ из атомов представлен в виде схемы 1.

Примером межмолекулярного взаимодействия является *водородная связь*, образующаяся между атомом водорода одной молекулы и атомом с высокой электроотрицательностью (F, O, Cl, N) другой. Водородные связи образуются между молекулами воды $H_2O\cdots H_2O$ (рис. 14), молекулами аммиака и воды $H_3N\cdots H_2O$, молекулами метанола и воды $CH_3OH\cdots OH_2$, а также между различными частями молекул белков, полисахаридов, нуклеиновых кислот.

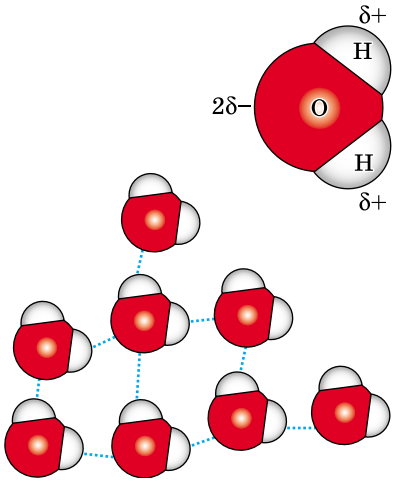


Рис. 14. Водородные связи между молекулами воды

Вопросы и задания

1. Почему число веществ во много раз превышает число химических элементов?

2. Что является движущей силой образования химической связи?
3. Какую связь называют ионной? Приведите примеры.
4. Дайте определение ковалентной связи. Приведите примеры.
5. Представьте схему образования ионной связи в сульфиде магния $Mg^{2+}S^{2-}$ аналогично приведённой в тексте параграфа для хлорида натрия.
6. Ванилин представляет собой бесцветный порошок с запахом ванили. К какому типу относится его кристаллическая структура? Какой тип связи реализуется между атомами в молекуле ванилина?
7. Сода Na_2CO_3 представляет собой бесцветное тугоплавкое вещество без запаха, растворимое в воде. Какой тип кристаллической структуры она имеет?
8. Почему атомы гелия в невозбуждённом состоянии не взаимодействуют друг с другом и не образуют между собой химическую связь?

§ 4 Периодический закон Д. И. Менделеева

В химии, как и в любой другой науке, прежде всего важно понимать общие закономерности. Часто это позволяет по известным свойствам одних соединений предсказывать свойства других. Важнейший закон химии — Периодический закон — был сформулирован Д. И. Менделеевым, а затем дополнен на основе современных представлений о строении атома.

> Свойства химических элементов, а также форма и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра.

Причина этого заключается в периодическом изменении числа электронов на внешнем энергетическом уровне, которое у элементов главных подгрупп совпадает с номером группы. Таким образом, наиболее близки по свойствам элементы, расположенные в одной и той же подгруппе, например углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn, свинец

Pb. Из-за сходства электронных конфигураций их называют полными электронными аналогами. В подгруппах сверху вниз увеличивается атомный радиус. Валентные электроны при этом оказываются расположенными всё дальше от ядра, их притяжение к ядру ослабевает. Это приводит к уменьшению электроотрицательности, убыванию неметаллических свойств и усилению металлических. Так, углерод и кремний — неметаллы, олово и свинец — металлы, а расположенный в середине подгруппы германий занимает промежуточное положение.

Таким образом, для атомов металлов и неметаллов характерны свойства, перечисленные в таблице 2. В периодах по мере возрастания порядкового номера радиус атома постепенно уменьшается, число электронов на внешнем уровне возрастает, что приводит к увеличению электроотрицательности и постепенной смене металлических свойств неметаллическими. Наиболее типичные металлы, таким образом, оказываются расположенными в начале периодов, а неметаллы — в конце.

Периодически изменяются свойства не только элементов, но и простых веществ и соединений. Так, простые вещества — металлы 2-го периода (литий, бериллий) имеют металлическую кристаллическую структуру, за ними следуют неметаллы — бор и углерод, образующие атомные кристаллы. Завершают период неметаллы, построенные из двухатомных молекул (азот, кислород, фтор), и инертный газ неон, состоящий из свободных атомов. В 3-м периоде наблюдается аналогичное последовательное изменение свойств от веществ с металлической структурой (натрий, магний, алюми-

Сравнительная характеристика свойств металлов и неметаллов **Таблица 2**

Металлы	Неметаллы
Имеют большие атомные радиусы	Имеют небольшие атомные радиусы
Слабо удерживают валентные электроны	Сильно удерживают валентные электроны
Отдают электроны	Присоединяют электроны
Восстановители	Окислители

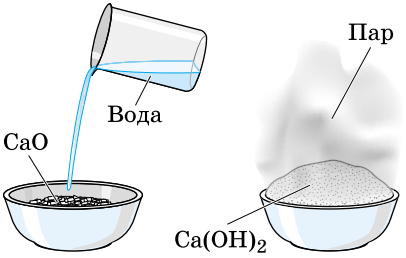


Рис. 15. Гашение извести водой

ний) к атомным кристаллам (кремний) и веществам молекулярного строения (фосфор, сера, хлор). Завершает 3-й период инертный газ аргон, построенный аналогично неону.

Рассмотрим изменение характера высших оксидов при движении по периоду слева направо. Оксиды типичных металлов, как вы знаете, являются *основными* — им соответствуют основания. Например, оксиду кальция CaO соответствует гидроксид кальция $Ca(OH)_2$, гашёная известь, которая образуется при взаимодействии его с водой:

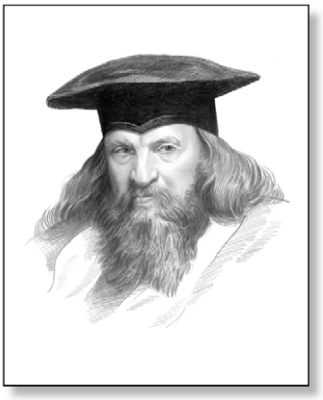
$$\underset{\text{Оксид кальция}}{CaO} + \underset{\text{Вода}}{H_2O} = \underset{\text{Гидроксид кальция}}{Ca(OH)_2}.$$

Реакция гашения извести протекает очень бурно, при этом выделяется большое количество теплоты, и часть воды переходит в пар (рис. 15).

Оксиды типичных неметаллов называют *кислотными*. Они взаимодействуют с водой, образуя кислоты:

$$\underset{\text{Оксид серы (VI)}}{SO_3} + \underset{\text{Вода}}{H_2O} = \underset{\text{Серная кислота}}{H_2SO_4}.$$

Многие из этих реакций также протекают энергично.



Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907)

Выдающийся русский учёный, талантливый преподаватель, общественный деятель, много сделавший для развития отечественной науки. Открыл один из основных законов естествознания — закон периодической зависимости свойств химических элементов от их атомных масс, руководствуясь которым составил Периодическую систему химических элементов. Его книга «Основы химии» на долгие годы стала самым популярным учебным пособием.

При переходе от типичных металлов к типичным неметаллам в периодах расположены элементы, которые хотя и имеют металлический характер, но по некоторым свойствам их соединений напоминают неметаллы. К их числу принадлежат бериллий, алюминий, галлий, олово, а также большинство металлов побочных подгрупп. Оксиды всех этих элементов в зависимости от условий проявляют свойства как основ́ных, так и кислотных оксидов — их называют *амфотерными*. Характер высших оксидов элементов главных подгрупп показан на рисунке 16.

При движении по периоду (слева направо) происходит также последовательное изменение кислотно-основ́ных свойств гидроксидов. Термин «гидроксид» буквально означает «гидратированный оксид», т. е. оксид, присоединивший воду. Гидроксиды типичных металлов проявляют свойства *оснований* и диссоциируют с отщеплением гидроксид-ионов:

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-.$$

При этом происходит разрыв ионной связи Na^+OH^-. Гидроксиды типичных неметаллов представляют собой *кислоты*, так как в водных растворах они распадаются с образованием ионов водорода:

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}.$$

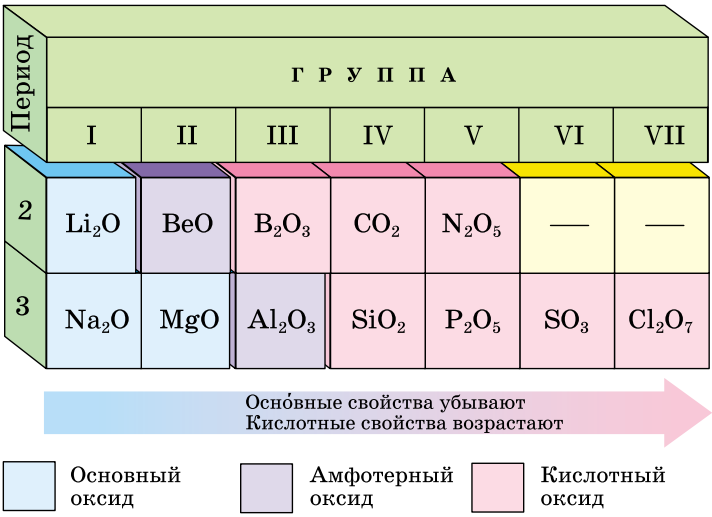
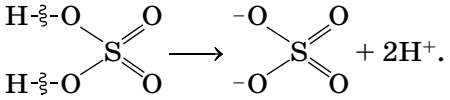


Рис. 16. Характер высших оксидов элементов главных подгрупп

В молекуле серной кислоты также имеются две гидроксильные группы, соединённые с атомом серы, однако при диссоциации происходит разрыв связи O—H, сопровождающийся распадом этих групп, а не их отщепление, как это происходит в случае оснований:



Элементам, образующим амфотерные оксиды, соответствуют амфотерные гидроксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства:

$$H—O-\underset{}{Be}-O—H \rightleftarrows Be^{2+} + 2OH^-,$$
$$H-O—Be—O-H \rightleftarrows 2H^+ + BeO_2^{2-}.$$

Таким образом, при движении по каждому периоду основные свойства гидроксидов последовательно сменяются амфотерными и кислотными (табл. 3). Это доказывает периодичность этих изменений.

Кислотно-основный характер высших оксидов и гидроксидов элементов 3-го периода **Таблица 3**

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Элемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Оксид	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—
Характер оксида	Основные		Амфотерный	Кислотные				
Гидроксид	NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$	—
Характер гидроксида	Основание		Амфотерный гидроксид	Кислота				

Усиление кислотных свойств оксидов и гидроксидов

Вопросы и задания

1. Дайте формулировку Периодического закона Д. И. Менделеева.
2. Приведите названия двух элементов, наиболее близких по свойствам селену Se. Чем вы руководствовались при выполнении задания?
3. Как изменяется кислотно-основный характер оксидов в ряду N_2O_5 — CO_2 — B_2O_3 — BeO — Li_2O? Ответ поясните.
4. Назовите самый активный металл, неметалл и напишите формулу соединения, образованного этими двумя элементами.
5. Напишите уравнения реакций высших оксидов калия, кальция, фосфора и углерода с водой.
6. Напишите формулу высшего гидроксида хлора и перечислите его кислотно-основные свойства.
7. Некоторый элемент-неметалл Э образует высший хлорид состава $ЭCl_4$. Напишите формулу высшего оксида и летучего водородного соединения этого неметалла.
8. Массовая доля водорода в соединении с элементом IV группы равна 0,125. Определите формулу водородного соединения.

§ 5 Растворы

Растворами называют однородные смеси индивидуальных веществ и продуктов их взаимодействия. Чай, лимонад, соки, жидкие моющие средства, жидкость для заполнения аккумуляторов, питьевая вода — всё это примеры водных растворов (рис. 17). Растворитель (вода) находится в том же агрегатном состоянии, что и раствор. Хотя под раствором в быту обычно и понимают жидкость, известны

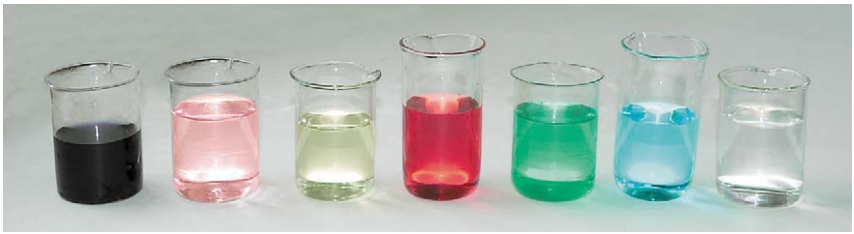


Рис. 17. Растворы (слева направо) сульфатов хрома (III), марганца (II), железа (II), кобальта (II), никеля (II), меди (II), цинка



Рис. 18. Кристаллизация пересыщенного раствора ацетата натрия при внесении кристалла затравки

также твёрдые и газообразные растворы. Примером твёрдого раствора служат некоторые сплавы, например сплав золота с медью, используемый ювелирами для создания украшений. Воздух представляет собой газообразный раствор.

Большинство веществ ограниченно растворимы в воде. Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называется *насыщенным*, а раствор, в котором возможно растворить ещё некоторое количество вещества, — *ненасыщенным*. Чтобы приготовить насыщенный раствор соли, нужно интенсивно перемешивать в течение нескольких минут растворяемое вещество (соль) с растворителем (водой), а затем отфильтровать нерастворившееся количество соли. При определённых условиях удаётся получить раствор, в котором содержится больше растворённого вещества, чем в насыщенном растворе. Такой раствор называется *пересыщенным*. Пересыщенные растворы неустойчивы, и внесение в них кристаллика затравки вызывает спонтанную кристаллизацию части растворённого вещества (рис. 18).

Д. И. Менделеев показал, что растворение — сложный физико-химический процесс. Одной из его составных частей является гидратация — взаимодействие растворителя (воды) и растворённого вещества. Молекулы или ионы, входящие в состав кристалла, при растворении переходят в раствор, окружённые молекулами воды.

Некоторые молекулы кристаллизационной воды оказываются настолько прочно связаны с ионами, находящимися в растворе, что переходят в твёрдую фазу в виде

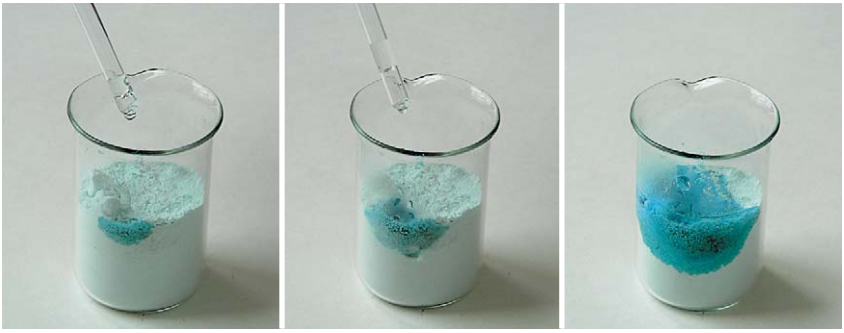


Рис. 19. Взаимодействие безводного сульфата меди с водой

кристаллогидратов. Примером такого вещества служит медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, образующий ярко-синие кристаллы. При нагревании он теряет кристаллизационную воду, превращаясь в серый порошок безводного сульфата $CuSO_4$, который при добавлении воды мгновенно восстанавливает прежний синий цвет (рис. 19).

Растворение вещества в воде сопровождается выделением или поглощением теплоты. Это объясняется тем, что процесс растворения включает в себя разрушение кристаллической структуры, что требует затраты энергии, и гидратацию образующихся ионов, протекающую с выделением теплоты. Если энергия гидратации превосходит затраты энергии на разрушение кристалла, растворение сопровождается разогреванием раствора. С большим экзотермическим эффектом протекает растворение едких щелочей, безводной соды. При добавлении в воду концентрированной серной кислоты раствор даже закипает, что неудивительно, — это вещество образует прочные гидраты, а затрат энергии на разрушение кристаллической структуры не требуется, ведь серная кислота — жидкость. Приготовление растворов нитрата аммония, хлорида кальция сопровождается значительным понижением температуры, так как при их растворении теплота поглощается.

Процессы выделения и поглощения энергии при растворении веществ находят применение в быту. Одноразовые грелки содержат безводную соль, которая образует с водой устойчивые гидраты. При добавлении воды происходит реакция гидратации, в результате которой выделяется тепло-

та, идущая на обогрев. При ушибах накладывают охлаждающие повязки, в герметичной упаковке которых содержится соль, растворяющаяся с поглощением теплоты.

Количество растворённого вещества, содержащееся в данном количестве раствора или растворителя, называют *концентрацией*. Вы уже знакомы с массовой долей растворённого вещества w, представляющей собой отношение массы вещества к массе раствора. Массовую долю, выраженную в процентах, называют процентной концентрацией раствора. Она показывает, сколько граммов растворённого вещества находится в 100 г раствора. Например, в 20%-й серной кислоте массовая доля равна 0,2, т. е. в 100 г раствора содержится 20 г серной кислоты и 80 г воды.

При растворении вещества в воде количество молекул воды, находящихся на поверхности раствора, уменьшается. Давление водяного пара над растворами оказывается ниже, чем над чистым растворителем. Поэтому растворы кипят при более высокой температуре, чем растворитель. Особенно заметно это в случае растворов солей. Так, 25%-й раствор поваренной соли кипит при температуре 105 °С, а 50%-й раствор хлорида магния — при 120 °С. Аналогичные причины приводят к тому, что температура замерзания водного раствора оказывается ниже, чем температура плавления льда. На этом основано использование различных солей (хлорида натрия NaCl, хлорида кальция $CaCl_2 \cdot 6H_2O$, ацетата аммония CH_3COONH_4) для борьбы с гололёдом. В химических лабораториях готовят охлаждающие смеси, растирая различные соли с мелкими кусками льда. Смесь, состоящая из трёх частей измельчённого льда и одной части поваренной соли, замерзает при –21 °С, а смесь, состоящая из трёх частей (по массе) хлорида кальция $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ и двух частей снега, — при –55 °С.

Способность вещества образовывать растворы называют *растворимостью*. Для твёрдых веществ её измеряют массой (г) растворённого вещества, необходимого для приготовления насыщенного раствора в 100 г воды. Растворимость многих веществ (например, калийной селитры KNO_3, бертолетовой соли $KClO_3$) сильно зависит от температуры, что графически выражают в виде кривых растворимости (рис. 20). Данные о растворимости неорганических веществ при комнатной температуре представлены в виде таблицы растворимости, помещённой на нахзаце книги.

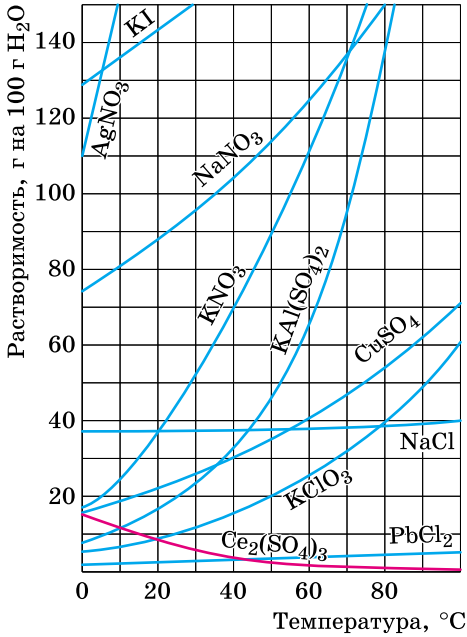


Рис. 20. Кривые растворимости некоторых солей

Вопросы и задания

1. Что называют растворами? Приведите примеры жидких, газообразных и твёрдых растворов.
2. По каким свойствам растворы сходны с химическими соединениями и по каким отличаются от них?
3. Сколько граммов гидроксида натрия необходимо взять для приготовления 250 г 5%-го раствора?
4. Сколько граммов соли можно получить при выпаривании 200 г 10%-го раствора сульфата калия?
5. Кристаллогидрат сульфата кальция содержит 23,3% кальция по массе. Определите формулу кристаллогидрата.
6. Объясните, почему улицы во время гололёда посыпают солью. К каким экологическим последствиям может привести частое использование соли для этой цели?
7. Объясните происхождение энергии, выделяющейся при действии «химической грелки».

§ 6 Коллоидные растворы

Растворы, с которыми вы уже познакомились, называют истинными. В них отдельные молекулы или ионы растворённого вещества равномерно распределены между молекулами растворителя. В то же время существуют растворы, в которых растворённое вещество присутствует в виде более крупных частиц. Их называют *коллоидными растворами* или просто *коллоидами* (от греч. *колло* — клей). В 1861 г. английский химик Томас Грэм обнаружил, что свойства растворов желатины, крахмала и других клееподобных веществ отличаются от свойств растворов неорганических соединений. При концентрировании таких растворов кристаллизации не происходит, а выделяется студнеобразная клейковидная масса.

Белки, входящие в состав растительных и животных клеток, многие минералы, горные породы, а также продукты питания (маргарин, сливочное масло, мороженое), средства бытовой химии и личной гигиены (косметические средства, зубные пасты) представляют собой коллоидные растворы.

Особые свойства коллоидных растворов обусловлены большой площадью удельной поверхности частиц, их составляющих. Она достигает колоссальных значений — до нескольких тысяч квадратных метров на грамм вещества. Благодаря такой развитой поверхности вещество, находящееся в мелкораздробленном состоянии, обладает высокой энергией. Именно этим объясняются кажущиеся на первый взгляд абсурдными случаи самовозгорания муки на мукомольных предприятиях, угольной пыли в шахтах и сахарной пудры на сахарных заводах. Чем больше размер частиц, тем меньше их удельная поверхность и тем ниже устойчивость коллоидного раствора. При размерах частиц выше одного микрона (10^{-6} м) площадь поверхности одного грамма вещества уже не превышает одного квадратного метра. Такие системы, иногда называемые *взвесями*, при хранении могут разделяться: под действием силы тяжести частицы вещества постепенно оседают на дно. Примерами взвесей служат *суспензии* и *эмульсии*.

Коллоидные растворы твёрдых веществ в жидкости иначе называют *золями*. Протоплазма живых клеток, кровь, соки растений — всё это сложные золи. Золи обладают ря-

дом специфических свойств. В зависимости от размеров частиц они могут иметь различную окраску. Например, золи золота могут иметь зелёный, синий, фиолетовый, вишнёвый, рубиново-красный цвет.

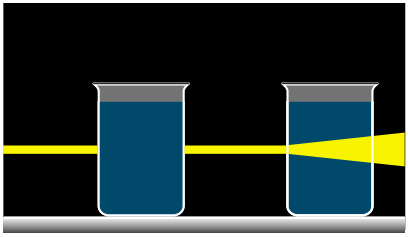


Рис. 21. Прохождение света через истинный и коллоидный растворы

Благодаря малому размеру коллоидные частицы свободно проходят через фильтр, в этом коллоидные растворы сходны с истинными. Возможно ли различить их между собой? В отличие от истинных растворов, для золей характерен *эффект Тиндаля*, т. е. рассеяние света коллоидными частицами. При пропускании через золь пучка света появляется светлый конус, видимый в затемнённом помещении (рис. 21). Конус Тиндаля хорошо заметен в сырую погоду вокруг горящих уличных фонарей или при проникновении солнечных лучей в лесную чащу после сильного ливня (рис. 22). В обоих случаях свет рассеивается на частичках влаги в воздухе. Такой воздух представляет собой коллоидную систему жидкость — газ, т. е. туман.

Частицы золей несут на себе электрические заряды одного знака. Благодаря этому они не слипаются и не осаждаются. Для разрушения золя необходимо нейтрализовать электрические заряды частиц, тогда они объединятся друг



Рис. 22. Луч солнечного света в хвойном лесу после дождя

с другом и произойдёт *коагуляция*. При определённых условиях коагуляция золей приводит к образованию студенистой массы, называемой *гелем*. При этом коллоидные частицы, связывая растворитель, переходят в своеобразное полужидкое-полутвёрдое состояние, превращаясь в эластичную желеобразную массу, способную удерживать форму. Гель представляет собой пространственную сетку, образованную частицами вещества, в пустотах которой находятся молекулы растворителя. Гели обладают низкой текучестью и по механическим свойствам близки к твёрдым телам (рис. 23). Примерами гелей являются желе, мармелад, пастила. В них пространственная сетка создаётся за счёт макромолекул пектина — полисахарида, аналогичного крахмалу, но, в отличие от него, содержащего карбоксильные группы. Эти группы благодаря высокому сродству к воде (гидрофильности) удерживают внутри себя водный раствор, например сахарный сироп. Молекулы воды, заключённые в структуру геля, не могут служить средой для развития микроорганизмов. Именно поэтому правильно сваренное варенье при хранении не портится. Известны гели, на 99% состоящие из воды. Благодаря высокому содержанию воды низкомолекулярные соединения, образующие истинные растворы, в отличие от коллоидных частиц, могут легко проникать в гель.

При хранении гели постепенно теряют воду, уменьшаются в размерах. Это явление называют *синерезисом*. Оно наблюдается, например, при хранении кефира или отстаивании простокваши.

Различные типы коллоидных систем приведены в таблице 4.

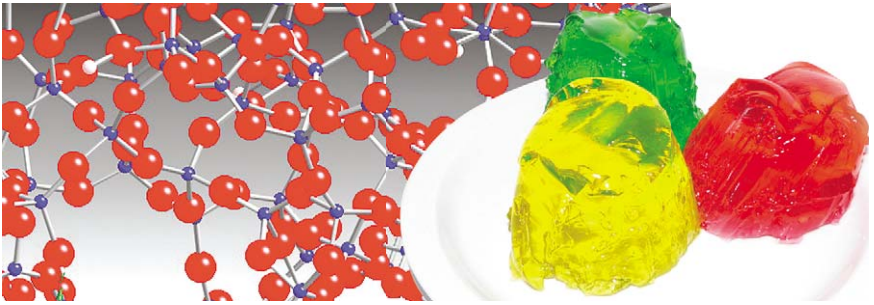


Рис. 23. Строение и примеры гелей

Типы коллоидных систем **Таблица 4**

Коллоидная система	Описание	Примеры
Золь	Твёрдое в жидкости, размер твёрдых частиц до 1 мкм	Сок, компот
Суспензия	Твёрдое в жидкости, размер твёрдых частиц 1—10 мкм	Зубная паста
Эмульсия	Капли жидкости в жидкости	Молоко, маргарин, сливочное масло, мороженое
Аэрозоль	Капли жидкости в газе (туманы) или твёрдые частицы в газе (дымы)	Туман, дым, пыль в воздухе
Пена	Пузырьки газа в жидкости	Взбитые сливки
Твёрдые коллоидные системы	Частицы, распределённые в твёрдом веществе	Безе, рубиновое стекло

Вопросы и задания

1. Что означают следующие термины: «коллоидный раствор», «золь», «гель», «туман», «эмульсия», «суспензия», «коагуляция», «синерезис»?
2. Что представляет собой дым, образующийся при горении древесины?
3. Как отличить коллоидный раствор от истинного?
4. Почему при хранении жирной сметаны на её поверхности появляется слой жидкости?
5. Какие продукты питания представляют собой коллоидные системы?
6. Что произойдёт при сливании двух золей, частицы которых имеют противоположные заряды?
7. Объясните, почему во влажную погоду в темноте вокруг зажжённых фонарей заметен светящийся «ореол».

§ 7 Электролитическая диссоциация. Кислотность среды. Индикаторы

Электролитами называют вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток. Поместим в стакан с дистиллированной водой графитовые стержни, присоединённые к источнику тока и связанные цепью с электрической лампой. Никаких видимых изменений не происходит. Это означает, что вода практически не проводит электрический ток. Внесём в стакан с водой поваренную соль — хлорид натрия NaCl. Лампа ярко вспыхивает. Наличие проводимости свидетельствует о появлении в растворе заряженных частиц. Атомы и группы атомов, несущие электрический заряд, называют *ионами*. Положительно заряженные ионы называют *катионами*, так как они движутся к катоду — электроду, заряженному отрицательно. Движущиеся к аноду отрицательно заряженные ионы называют *анионами*.

Проведя дополнительный опыт, можно убедиться, что сухая поваренная соль не проводит электрический ток. Таким образом, свободные ионы возникают именно при растворении соли в воде. Распад электролита на ионы при растворении в воде или расплавлении называют *электролитической диссоциацией*. В водных растворах диссоциируют кислоты, основания и соли:

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-;$$

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-;$$

$$Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$

При диссоциации происходит увеличение числа частиц в растворе — это отличает растворы электролитов от растворов неэлектролитов. Как правило, растворы солей замерзают при более низкой температуре, чем растворы неэлектролитов.

Ионы, содержащиеся в растворе, окружены молекулами воды, т. е. имеют гидратную оболочку. Особенно сильно гидратирован ион водорода H^+. Он находится в водных растворах в виде иона гидроксония H_3O^+ или более сложных ионов. Гидратация ионов — движущая сила процесса диссоциации.

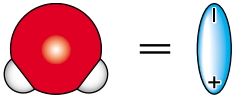


Рис. 24. Молекула воды — диполь

Рассмотрим, что происходит с кристалликом поваренной соли при попадании его в воду. Соль — вещество с кристаллической структурой, состоящей из катионов натрия и анионов хлора. Они удерживаются друг около друга благодаря силам электростатического притяжения. Каждая молекула воды представляет собой диполь (рис. 24), так как на атоме водорода находится частичный положительный заряд, на атоме кислорода — отрицательный. Молекулы воды окружают кристаллы поваренной соли, притягиваясь к катионам натрия своими отрицательно заряженными концами, а к анионам хлора — положительно заряженными (рис. 25). Под действием молекул воды связь между ионами в кристалле ослабевает, и гидратированные ионы переходят в раствор.

Количественно диссоциацию электролита характеризуют величиной степени диссоциации α — отношением числа частиц, распавшихся на ионы, к исходному числу частиц, — выраженной в процентах. По степени диссоциации электролиты делятся на сильные ($\alpha > 10\%$) и слабые ($\alpha < 3\%$) (табл. 5).

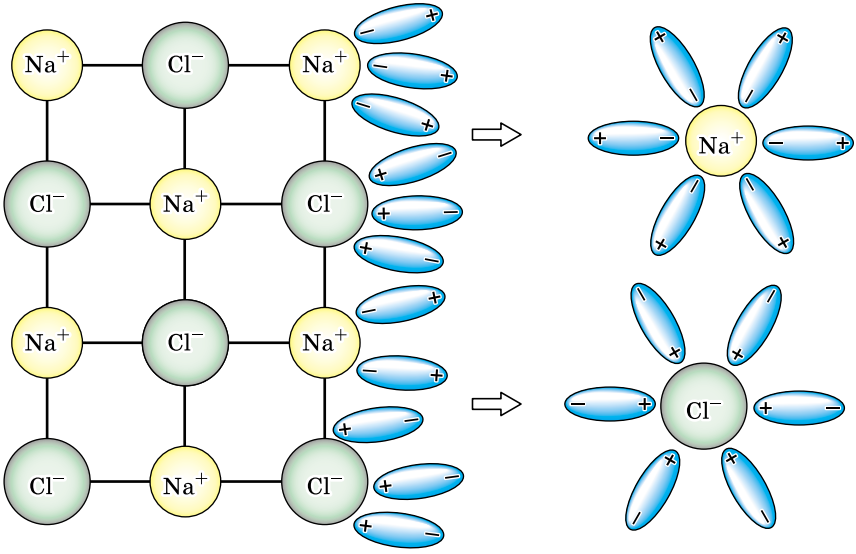


Рис. 25. Растворение хлорида натрия (поваренной соли) в воде

Классификация электролитов **Таблица 5**

ЭЛЕКТРОЛИТЫ	
сильные ($\alpha > 10\%$)	слабые ($\alpha < 3\%$)
Кислоты HCl, H_2SO_4, HNO_3	Кислоты H_2CO_3, H_2SiO_3, H_2S, CH_3COOH
Щёлочи NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$	Водный раствор аммиака $NH_3 \cdot H_2O$, нерастворимые в воде основания $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$
Соли	Вода

Многие сильные электролиты диссоциируют практически необратимо, в их водных растворах не содержится исходных молекул или негидратированных ионов:

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-;$$
$$K_2SO_4 \longrightarrow 2K^+ + SO_4^{2-}.$$

Диссоциация слабых электролитов обратима, т. е. одновременно с ней протекает и противоположный процесс — ассоциация:

$$CH_3COOH \underset{\text{ассоциация}}{\overset{\text{диссоциация}}{\rightleftarrows}} CH_3COO^- + H^+.$$

В растворах слабых электролитов преобладают не ионы, а недиссоциированные молекулы. Именно этим, например, объясняется, что растворы уксусной кислоты сохраняют запах даже при сильном разбавлении водой.

Теория электролитической диссоциации была разработана шведским химиком Сванте Аррениусом. Основываясь на этой теории, можно дать определения важнейших классов неорганических соединений (табл. 6).

Важнейшие классы неорганических соединений **Таблица 6**

Название	Определение	Примеры	Уравнение диссоциации
Оксиды	Неэлектролиты, состоят из атомов элемента и кислорода	CaO — оксид кальция, P_2O_5 — оксид фосфора (V)	Не диссоциируют в водных растворах, некоторые взаимодействуют с водой

Продолжение табл. 6

Название	Определение	Примеры	Уравнение диссоциации
Кислоты	Электролиты, при диссоциации образуют катионы водорода	H_2SO_4 — серная кислота,	$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$,
		HNO_3 — азотная кислота,	$HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$,
		HCl — соляная кислота,	$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$,
		H_2CO_3 — угольная кислота,	$H_2CO_3 \rightleftarrows 2H^+ + CO_3^{2-}$,
		H_3PO_4 — фосфорная кислота,	$H_3PO_4 \rightleftarrows 3H^+ + PO_4^{3-}$,
		CH_3COOH — уксусная кислота,	$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-$,
		$H_2C_2O_4$ — щавелевая кислота	$H_2C_2O_4 \rightleftarrows 2H^+ + C_2O_4^{2-}$
Основания	Электролиты, при диссоциации образуют гидроксид-анионы. Растворимые в воде основания называют *щелочами*	$NaOH$ — гидроксид натрия,	$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$,
		KOH — гидроксид калия,	$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$,
		$Ca(OH)_2$ — гидроксид кальция,	$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$,
		$Ba(OH)_2$ — гидроксид бария,	$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$,
		$Cu(OH)_2$ — гидроксид меди (II),	$Cu(OH)_2 \rightleftarrows Cu^{2+} + 2OH^-$,
		$NH_3 \cdot H_2O$ — водный раствор аммиака	$NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$

Окончание табл. 6

Название	Определение	Примеры	Уравнение диссоциации
Соли	Электролиты, при диссоциации образуют катионы металла (или аммония) и анионы кислотного остатка	Na_2SO_4 — сульфат натрия,	$Na_2SO_4 \longrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$,
		KNO_3 — нитрат калия,	$KNO_3 \longrightarrow K^+ + NO_3^-$,
		$CaCl_2$ — хлорид кальция,	$CaCl_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$,
		Na_2CO_3 — карбонат натрия,	$Na_2CO_3 \longrightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$,
		$Mg_3(PO_4)_2$ — фосфат магния,	$Mg_3(PO_4)_2 \longrightarrow 3Mg^{2+} + 2PO_4^{3-}$,
		$(CH_3COO)_2Zn$ — ацетат цинка,	$(CH_3COO)_2Zn \longrightarrow 2CH_3COO^- + Zn^{2+}$,
		BaC_2O_4 — оксалат бария	$BaC_2O_4 \longrightarrow Ba^{2+} + C_2O_4^{2-}$

К числу слабых электролитов принадлежит и вода. Она лишь в незначительной степени распадается на ионы:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-.$$

В одном литре воды при комнатной температуре содержится 10^{-7} моль, т. е. $6{,}02 \cdot 10^{16}$ катионов водорода и такое же количество гидроксид-анионов. Раствор, в котором концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов одинаковы, называют *нейтральным*. Если концентрация ионов водорода $[H^+]$ в растворе превышает концентрацию гидроксид-ионов $[OH^-]$, раствор имеет *кислотную среду*, а если в нём больше гидроксид-ионов, то *щелочную*. Кислотность среды обычно характеризуют *водородным показателем*[1] pH.

[1] С математической точки зрения водородный показатель представляет собой отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода: $pH = -\lg[H^+]$.



Сванте Аррениус (1859—1927)

Шведский химик, один из основоположников физической химии. Впервые предположил, что водные растворы солей состоят из ионов и молекул воды. Сформулировал основные положения теории электролитической диссоциации (1884). В 1903 г. за разработку теории электролитической диссоциации учёный был награждён Нобелевской премией. Большой вклад внёс Аррениус в развитие химической кинетики.

В чистой воде $[H^+] = [OH^-]$, pH = 7,0 (нейтральная среда).

В кислотной среде $[H^+] > [OH^-]$, pH < 7,0.

В щелочной среде $[H^+] < [OH^-]$, pH > 7,0.

Кислотную среду имеют растворы кислот и некоторых солей, образованных сильными кислотами и слабыми основаниями (например, хлорид железа (III)). Такие растворы имеют кислый вкус, реагируют с активными металлами с выделением водорода. Эти общие свойства и объясняются присутствием в них ионов водорода. Слабокислотную реакцию среды имеет дождевая вода. Ионы водорода образуются в ней из-за диссоциации угольной кислоты H_2CO_3, возникающей при растворении углекислого газа. По этой же причине слабокислый вкус имеют и газированные напитки. Среди физиологических жидкостей организма наиболее кислым является желудочный сок, фактически он представляет собой сильно разбавленный раствор соляной кислоты (рис. 26). Его кислотность превышает кислотность лимонного сока.

Растворы щелочей мы́лки на ощупь, разъедают кожу и ткани. Помимо гидроксидов щелочных и щёлочноземельных металлов, щелочными свойствами обладают соли, образованные слабыми кислотами и сильными основаниями. Примером может служить кальцинированная (стиральная) сода Na_2CO_3 — карбонат натрия. Его растворы имеют сильнощелочную реакцию. Гораздо более мягким щелочным реагентом является пищевая сода $NaHCO_3$ — гидрокарбонат натрия, используемый при выпечке хлеба, для полосканий

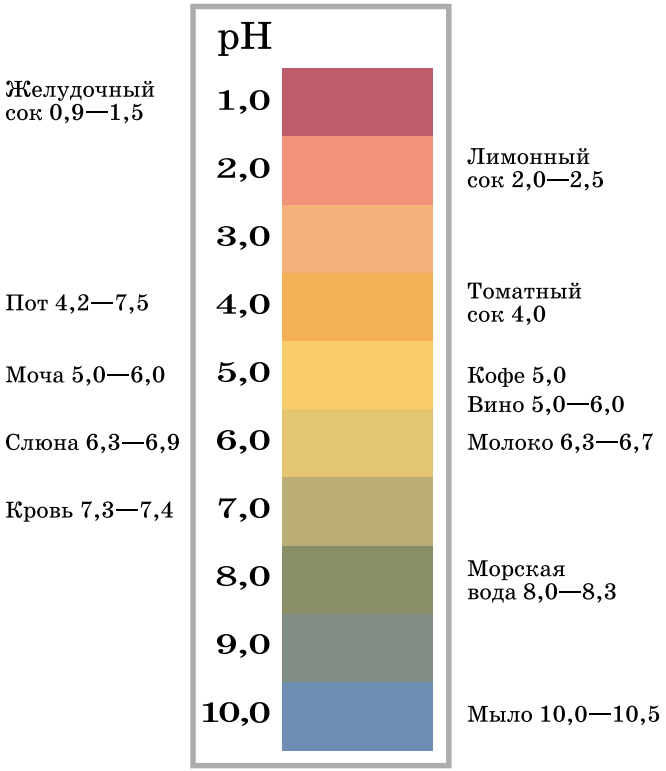


Рис. 26. Определение значений pH некоторых физиологических жидкостей и растворов при помощи универсального индикатора

и др. Щелочную реакцию среды дают и растворы многих моющих средств, например мыла́, шампуни, стиральные порошки. Для людей с чувствительной кожей создаются специальные нейтральные или слабокислотные составы.

Индикаторами называют вещества, изменяющие окраску в зависимости от присутствия в среде определённых ионов или соединений (табл. 7). Кислотно-осно́вные индикаторы представляют собой слабые органические кислоты или основания, изменяющие цвет под действием ионов водорода и гидроксид-ионов.

Исторически первым индикатором стал лакмус, представляющий собой сложную смесь природных красителей, выделяемых из лишайников. В Средние века его производи-

ли главным образом в Скандинавских странах, откуда он попадал в Германию. По одному из рецептов высушенные лишайники увлажняли и засыпали золой. Затем смесь переносили в деревянные бочки, заливали известковой водой или засыпали мелом и выдерживали до тех пор, пока препарат не был готов. Образующуюся тёмно-синюю массу формовали и высушивали на воздухе. Водный раствор лакмуса в нейтральной среде фиолетовый, в кислотной — красный, а в щелочной — синий.

В школьных кабинетах химии широко используется ещё один индикатор — метиловый оранжевый (метилоранж), оранжевая окраска которого при подкислении становится красной, а при действии щёлочи — жёлтой.

В щелочной среде удобно использовать фенолфталеин, бесцветный в кислотной и нейтральной средах, но приобретающий красивый малиновый цвет в присутствии щёлочи. Ещё не так давно фенолфталеин продавали в аптеках под названием «Пурген» и использовали в качестве слабительного.

Помимо индивидуальных индикаторов, часто используют их смеси. Примером смешанного индикатора является универсальный индикатор. В сильнокислотной среде он имеет красную окраску, в слабокислотной — жёлто-оранжевую, в нейтральной — жёлто-зелёную, в слабощелочной — зелёную, в сильнощелочной — сине-фиолетовую. Растворами индикаторов часто пропитывают бумагу, а затем пользуются

Окраска некоторых индикаторов в кислотной, нейтральной и щелочной средах **Таблица 7**

Индикатор	Реакция среды		
	Кислотная	Нейтральная	Щелочная
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Жёлтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый

вырезанными из неё тонкими полосками (индикаторная бумага). Окраску полоски сравнивают со шкалой, аналогичной представленной на рисунке 27.

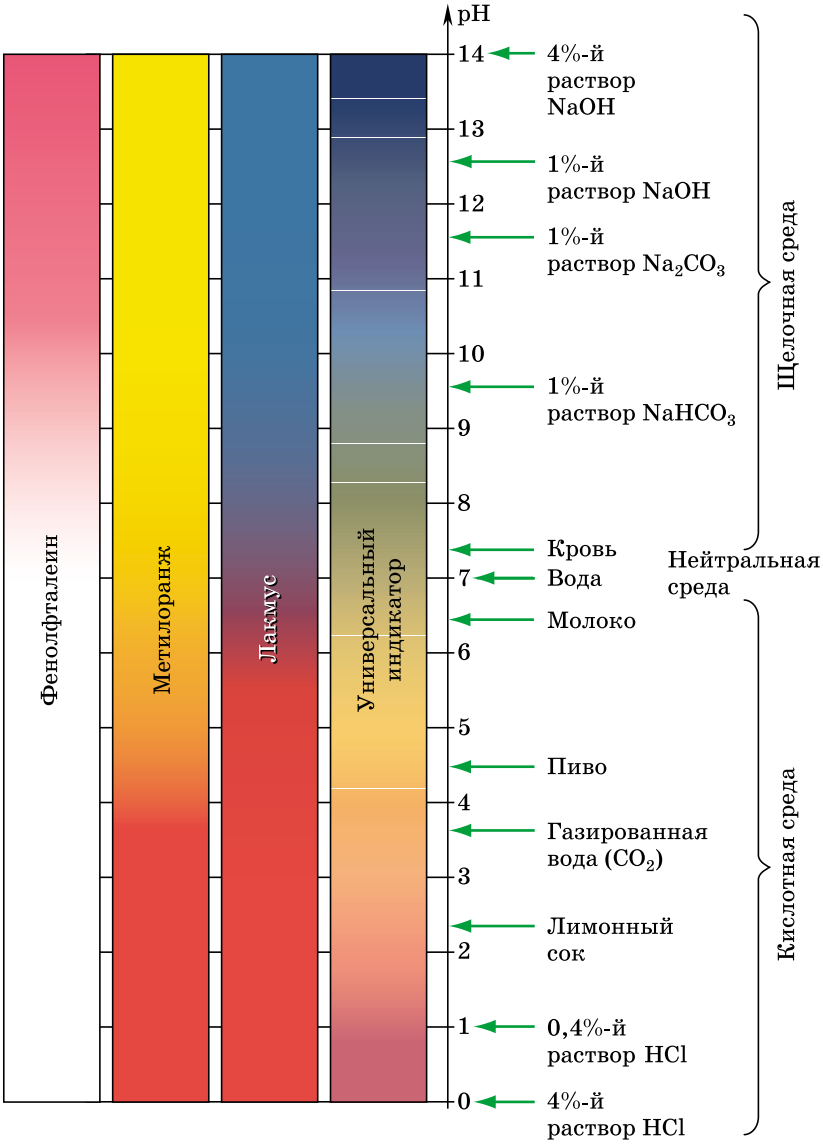


Рис. 27. Окраска индикаторов в различных средах

Вопросы и задания

1. Какие электролиты называют сильными, слабыми? Приведите примеры.
2. В отдельные столбики выпишите из приведённого перечня формулы неэлектролитов, сильных электролитов, слабых электролитов: $NaCl$, Na_2S, H_2S, $NaOH$, Fe, Fe_2O_3, $FeCl_3$, $Fe(OH)_3$, CH_3COOH, HCl, KOH, NH_4Cl, CH_3COONa, CH_4, $NaHCO_3$, C, CO_2, H_2CO_3.
3. Что называют кислотностью среды?
4. pH слизистых оболочек человеческого тела составляет примерно 5,5. Какой среде это соответствует?
5. Какие вещества из перечисленных ниже в водных растворах имеют: а) нейтральную; б) кислотную; в) щелочную реакцию среды? Соляная кислота, гидроксид калия, вода, карбонат натрия, хлорид алюминия, хлорид аммония, нитрат натрия.
6. Кислотные дожди, как правило, наносят вред окружающей среде. Могут ли они быть полезны? Приведите примеры.
7. Какие вещества называют индикаторами?
8. Раствор неизвестного вещества реагирует с железом с выделением водорода. Предскажите окраску лакмуса в этом растворе.

Самое важное в главе 1

Предметом изучения химии являются вещества и их свойства. Мельчайшая частица вещества — атом. Атом состоит из электронов и положительно заряженного ядра, составленного из протонов и нейтронов. Важнейшая характеристика химического элемента — заряд ядра его атома, т. е. число протонов в ядре. Электроны в атоме различаются по энергии и занимают различные энергетические уровни. В образовании химических связей принимают участие лишь внешние электроны, называемые валентными.

Атомы могут быть объединены в молекулы либо образовывать протяжённые цепи, сетки, каркасы. Связи внутри молекул — ковалентные, а у веществ немолекулярного строения могут быть ковалентными (атомные кристаллы), ионными (ионные кристаллы), металлическими (металлические кристаллы). Периодический закон Д. И. Менделеева формулирует основные закономерности изменения свойств. Свойства химических элементов,

а также форма и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра.

Наглядным представлением Периодического закона служит Периодическая система. В периодах по мере увеличения числа валентных электронов металлические свойства ослабевают, неметаллические усиливаются, убывает атомный радиус, возрастает электроотрицательность, основ́ные свойства оксидов и гидроксидов последовательно сменяются амфотерными и кислотными. В главных подгруппах с ростом порядкового номера увеличивается число энергетических уровней, валентные электроны удаляются от ядра, что приводит к усилению металлических свойств и ослаблению неметаллических, росту атомного радиуса, уменьшению электроотрицательности.

В природе вещества часто встречаются в виде смесей, в которых каждое из них сохраняет свои индивидуальные свойства. Примером однородных смесей служат растворы. Благодаря взаимодействию растворённого вещества и растворителя некоторые растворы по ряду свойств оказываются близки к химическим соединениям, хотя, в отличие от них, не имеют постоянного состава. Помимо истинных, известны также и коллоидные растворы, в которых, кроме отдельных молекул или ионов, присутствуют более крупные агрегаты, состоящие из многих тысяч отдельных частиц вещества.

Растворы кислот, оснований и солей проводят электрический ток и называются электролитами. Носителями заряда в растворах электролитов служат ионы, образующиеся в результате электролитической диссоциации. Кислотами называют электролиты, образующие в растворах катионы водорода, основаниями — электролиты, поставляющие в раствор гидроксид-ионы. Соли диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка. Кислотность среды характеризуют водородным показателем pH. В нейтральной среде pH = 7,0, в кислотной — pH < 7,0, в щелочной — pH > 7,0. На практике кислотность среды измеряют при помощи индикаторов — веществ, изменяющих окраску в зависимости от концентрации ионов водорода в растворе.

Тестовые задания к главе 1

1. Одинаковую электронную конфигурацию имеют
1) ионы Mg^{2+} и O^{2-}
2) ионы Na^{+} и K^{+}
3) ион F^{-} и атом Ar
4) атомы O и S

2. Кислород образует ионные связи в
1) SO_2 2) CaO 3) O_2 4) H_2O_2

3. В каком из соединений степень окисления серы наибольшая?
1) $KHSO_3$ 2) H_2S 3) SCl_2 4) Al_2S_3

4. Водородные связи **не образуются** между молекулами
1) этанола и воды
2) этанола и метанола
3) этанола и этана
4) этанола и этанола

5. В каком из соединений массовая доля кислорода наибольшая?
1) оксид азота (I)
2) вода
3) оксид азота (II)
4) оксид углерода (IV)

6. В каком из соединений мольная доля водорода такая же, как в воде?
1) серная кислота
2) сероводород
3) аммиак
4) азотная кислота

7. Сколько граммов 10%-й азотной кислоты можно получить разбавлением 200 г 63%-го раствора HNO_3?
1) 31,7 2) 126 3) 1260 4) 3170

8. Какое из соединений кислорода имеет наибольшую температуру плавления?
1) H_2O 2) CO_2 3) Al_2O_3 4) P_2O_5

9. Среди перечисленных формул:
А) CO_2 Б) NO В) CaO Г) H_2O Д) SO_3 Е) CrO_3

кислотным оксидам соответствуют
1) АБД 2) БГЕ 3) БВГ 4) АДЕ

10. В каком ряду увеличивается высшая степень окисления элемента?
1) Ca ⟶ Sr ⟶ Ba
2) F ⟶ Cl ⟶ Br
3) P ⟶ S ⟶ Cl
4) P ⟶ As ⟶ Sb

11. Наибольшее количество ионов образуется при растворении в воде 1 моль

1) серной кислоты
2) хлорида кальция
3) нитрата алюминия
4) уксусной кислоты

12. К 150 г 20%-го раствора соли добавили 50 г воды. Массовая доля соли в полученном растворе равна

1) 6,7%
2) 15%
3) 30%
4) 80%

13. Соединение серы с кислородом с массовой долей серы, равной 50%, имеет формулу

1) SO_2
2) SO_3
3) S_2O
4) S_8O

14. В каком ряду указаны формулы только сильных электролитов?

1) HCl, HNO_3, H_2SO_4
2) HCl, $HClO$, $HClO_2$
3) H_2S, H_2SO_3, H_2SO_4
4) NH_3, HNO_2, HNO_3

15. Щелочную среду имеет раствор

1) Na_2S
2) $MgCl_2$
3) $KHSO_4$
4) $Fe_2(SO_4)_3$

16. К 115 г раствора с массовой долей хлорида натрия 20% добавили 28 мл воды и 17 г этой же соли. Массовая доля соли в полученном растворе равна _____%.
(Запишите число с точностью до целых.)

ГЛАВА 2

Химические реакции

§ 8 Уравнения химических реакций и расчёты по ним

Превращения одних веществ в другие, как вы знаете, называют химическими реакциями. Например, алюминий реагирует с соляной кислотой с образованием соли хлорида алюминия и водорода. При этом наблюдается выделение пузырьков газа, а кусочек алюминия постепенно уменьшается в размерах, пока не исчезнет совсем. О протекании реакций мы можем судить по определённым признакам — изменению окраски, образованию газа, выпадению осадка, выделению или поглощению теплоты. Химическое уравнение представляет собой сокращённую запись химической реакции. Так, для приведённого примера оно имеет вид

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow.$$

При составлении уравнений реакций руководствуются атомно-молекулярным учением, согласно которому атомы химически неделимы и в химической реакции переходят из одного соединения в другое. Таким образом, число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым. Этого достигают, расставляя коэффициенты — числа, стоящие перед формулами веществ в уравнении реакции. Они показывают, сколько мельчайших частиц вещества участвует в реакции. Например, приведённое уравнение можно прочитать так: два атома алюминия реагируют с шестью частицами HCl, при этом образуются две частицы хлорида алюминия и три молекулы водорода. Однако трактовать уравнение реакции как взаимодействие молекул неудобно, а иногда и некорректно. Например, говоря о «частицах» соляной кислоты и хлорида алюминия, мы допустили услов-

ность — эти вещества в водном растворе присутствуют в виде ионов. Коэффициенты в уравнении реакции показывают соотношение между количествами реагирующих частиц. В качестве единицы количества вещества в химии выбран моль, т. е. количество вещества, содержащее $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества. Например, 1 моль алюминия содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов алюминия, 1 моль соляной кислоты $6{,}02 \cdot 10^{23}$ ионов H^+ и столько же ионов Cl^-, 1 моль хлорида алюминия — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ ионов алюминия и в три раза большее число хлорид-ионов, 1 моль водорода — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2. Таким образом, уравнение реакции показывает, что 2 моль алюминия реагируют с 6 моль соляной кислоты с образованием 2 моль хлорида алюминия и 3 моль водорода. От отношения количеств веществ перейдём к их массам. Как вам известно, масса 1 моль вещества (*молярная масса* M) численно равна относительной молекулярной массе M_r. Например, относительная молекулярная масса водорода равна 2, значит, его молярная масса равна 2 г/моль. Аналогично:

$$A_r(\mathrm{Al}) = 27,\ M(\mathrm{Al}) = 27\ \text{г/моль};$$
$$M_r(\mathrm{HCl}) = 1 + 35{,}5 = 36{,}5,\ M(\mathrm{HCl}) = 36{,}5\ \text{г/моль};$$
$$M_r(\mathrm{AlCl_3}) = 27 + 35{,}5 \cdot 3 = 133{,}5,\ M(\mathrm{AlCl_3}) = 133{,}5\ \text{г/моль}.$$

Таким образом, 2 моль Al соответствует 54 г Al, 6 моль HCl — 219 г HCl, 2 моль $AlCl_3$ — 267 г $AlCl_3$, 3 моль H_2 — 6 г H_2. Обратите внимание, что масса исходных веществ всегда равна массе продуктов реакции (54 г + 219 г = 267 г + 6 г).

Пример. Найдём массу водорода, выделившегося при взаимодействии 10,8 г алюминия с соляной кислотой. Масса вещества связана с его количеством соотношением $m = \nu M$, где m — масса в г, ν — количество вещества в молях, а M — молярная масса вещества в г/моль.

Таким образом,

$$\nu(\mathrm{Al}) = \frac{m(\mathrm{Al})}{M(\mathrm{Al})} = \frac{10{,}8\ \text{г}}{27\ \text{г/моль}} = 0{,}4\ \text{моль}.$$

Согласно уравнению реакции, 2 моль алюминия реагируют с соляной кислотой с образованием 3 моль водорода. Это можно записать в виде отношения

$$\frac{\nu(\mathrm{Al})}{2} = \frac{\nu(\mathrm{H_2})}{3},$$

$$\nu(\mathrm{H_2}) = \frac{3\nu(\mathrm{Al})}{2} = \frac{3 \cdot 0{,}4}{2} = 0{,}6\ \text{моль}.$$

Отсюда легко определить массу водорода:

$$m(\mathrm{H_2}) = \nu(\mathrm{H_2}) \cdot M(\mathrm{H_2}) = 0{,}6 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 1{,}2 \text{ г}.$$

Для упрощения решения можно в соотношении

$$\frac{\nu(\mathrm{Al})}{2} = \frac{\nu(\mathrm{H_2})}{3}$$

выразить количества вещества через массы:

$$\nu(\mathrm{Al}) = \frac{m(\mathrm{Al})}{M(\mathrm{Al})},\ \nu(\mathrm{H_2}) = \frac{m(\mathrm{H_2})}{M(\mathrm{H_2})};$$

получаем

$$\frac{m(\mathrm{Al})}{2M(\mathrm{Al})} = \frac{m(\mathrm{H_2})}{3M(\mathrm{H_2})},\ \frac{m(\mathrm{Al})}{2 \cdot 27} = \frac{m(\mathrm{H_2})}{3 \cdot 2},$$

откуда $m(\mathrm{H_2}) = \dfrac{3 \cdot 2 \cdot m(\mathrm{Al})}{2 \cdot 27} = \dfrac{3 \cdot 2 \cdot 10{,}8}{2 \cdot 27} = 1{,}2$ г.

Если уравнение реакции записать в общем виде:

$$a\mathrm{A} + b\mathrm{B} = c\mathrm{C} + d\mathrm{D},$$

обозначив прописными буквами формулы веществ, а строчными — коэффициенты, то соотношение между количествами всех веществ, участвующих в реакции и образующихся в результате неё, имеет вид

$$\frac{\nu(\mathrm{A})}{a} = \frac{\nu(\mathrm{B})}{b} = \frac{\nu(\mathrm{C})}{c} = \frac{\nu(\mathrm{D})}{d},$$

или

$$\frac{m(\mathrm{A})}{aM(\mathrm{A})} = \frac{m(\mathrm{B})}{bM(\mathrm{B})} = \frac{m(\mathrm{C})}{cM(\mathrm{C})} = \frac{m(\mathrm{D})}{dM(\mathrm{D})}.$$

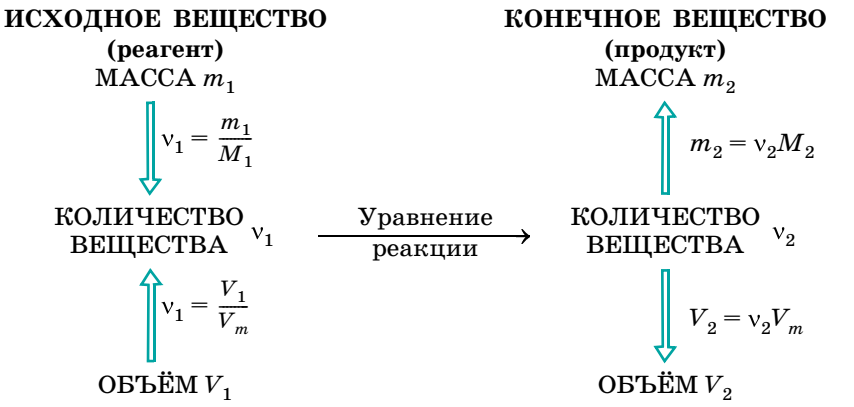
Для газообразных веществ удобнее измерять не массу, а объём. Согласно *закону Авогадро*, 1 моль любого газа при заданных температуре и давлении занимает один и тот же объём. Эту величину принято называть *молярным объёмом газа*, при нормальных условиях (0 °C и давлении 1 атм, т. е. 101 325 Па) она равна 22,4 л:

$$V_m = 22{,}4 \text{ л/моль}.$$

Объём газа, вступившего в реакцию или выделившегося в результате неё, соотносится с молярным объёмом так же, как масса вещества с его молярной массой:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}.$$

Схема 2



Если бы в приведённом выше примере нам потребовалось узнать не массу, а объём выделившегося водорода, измеренный при нормальных условиях, то необходимо произвести простой расчёт:

$$V(H_2) = \nu(H_2) \cdot V_m(H_2) = 0{,}6 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ л/моль} = 13{,}44 \text{ л}.$$

Количественные соотношения между реагентами и продуктами можно представить в виде схемы 2.

П р и м е р. Найдите массу соли, образовавшейся при полной нейтрализации 200 г 10%-го раствора гидроксида натрия серной кислотой.

Р е ш е н и е. Напишем уравнение реакции:

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O.$$

Найдём, сколько гидроксида натрия содержится в 200 г 10%-го раствора. Для этого необходимо умножить массовую долю растворённого вещества w (10% соответствует $w = 0{,}1$) на массу раствора: $m(NaOH) = wm(\text{раствора}) = 0{,}1 \cdot 200 = 20$ г.

Напишем соотношение между количествами вещества гидроксида натрия и сульфата натрия:

$$\frac{\nu(NaOH)}{2} = \frac{\nu(Na_2SO_4)}{1}, \text{ или } \frac{m(NaOH)}{2M(NaOH)} = \frac{m(Na_2SO_4)}{M(Na_2SO_4)}.$$

Найдём молярные массы гидроксида натрия и сульфата натрия:

$$M(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль},$$
$$M(Na_2SO_4) = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 142 \text{ г/моль}.$$

Подставив все найденные величины в уравнение и решив его, получим

$$m(Na_2SO_4) = \frac{m(NaOH) \cdot M(Na_2SO_4)}{2M(NaOH)} = \frac{20 \cdot 142}{2 \cdot 40} = 35{,}5 \text{ г}.$$

Ответ: 35,5 г.

Вопросы и задания

1. Что показывает формула химического соединения?
2. Какую информацию несёт уравнение химической реакции?
3. Что называют молем?
4. Какую массу имеет 1 моль аммиака NH_3, 2 моль серной кислоты H_2SO_4, 0,3 моль карбоната натрия Na_2CO_3?
5. Сколько молекул содержится в одном стакане воды (масса воды в стакане 200 г)?
6. Что общего у 18 г H_2O и 98 г H_2SO_4?
7. Чему равен молярный объём газа при н. у.? Какой объём занимают при нормальных условиях 2 моль кислорода O_2, 1 г водорода H_2?
8. В результате реакции водорода с кислородом получили 9 г воды. Определите объём прореагировавшего водорода при н. у.
9. Сколько граммов оксида алюминия образуется при сжигании 5,4 г алюминиевой пудры в кислороде?
10. Какой объём углекислого газа (при н. у.) образуется при обжиге 150 г известняка $CaCO_3$?
11. Определите массу алюминия, необходимого для получения 10 л водорода при взаимодействии с серной кислотой. Объём водорода измерен при н. у.
12. Сколько граммов сульфида меди (II) образуется в виде осадка при пропускании сероводорода через 200 г 16%-го раствора сульфата меди (II)?

§9 Реакции ионного обмена. Качественные реакции

В химии существует множество типов классификаций химических реакций, основанных на разных признаках. Однако все превращения веществ можно разделить на две группы (схема 3). К первой группе принадлежат реакции, в ходе которых происходит переход электронов от одних атомов к другим. Такие процессы, называемые окислительно-восстановительными, рассмотрены в следующем параграфе.

Схема 3

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ	ИОННОГО ОБМЕНА
• происходит перенос электронов	• происходит перенос ионов
• некоторые атомы изменяют степени окисления	• атомы не изменяют степени окисления
• есть окислитель и восстановитель	• нет окислителя и восстановителя

Здесь мы опишем реакции второй группы, в ходе которых перенос электронов не осуществляется, а взаимодействующие вещества меняются ионами, входящими в их состав. Такие превращения называют *реакциями ионного обмена*. Они протекают между важнейшими классами неорганических соединений — оксидами, кислотами, основаниями и солями. Примером может служить реакция нейтрализации гидроксида натрия соляной кислотой. Для проведения опыта в узкую трубку с краном на конце, называемую бюреткой, поместим раствор соляной кислоты, а в стакан — раствор гидроксида натрия (рис. 28).

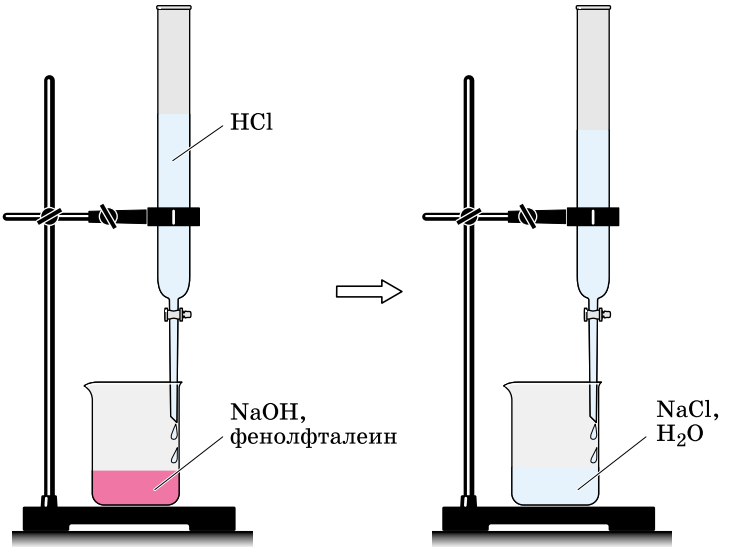


Рис. 28. Нейтрализация раствора гидроксида натрия соляной кислотой

Внесём в стакан несколько капель раствора фенолфталеина и перемешаем. В присутствии щёлочи индикатор приобретёт яркий малиновый цвет. По каплям при постоянном перемешивании будем добавлять в стакан соляную кислоту до полного обесцвечивания раствора. Обесцвечивание раствора в стакане означает, что вся находившаяся в нём щёлочь вступила в реакцию. В том, что в растворе нет кислоты, можно убедиться, добавив лакмус (он сохраняет фиолетовый цвет). Таким образом, из двух едких веществ — кислоты и щёлочи — образовалась соль — соединение, имеющее нейтральную реакцию среды. Уравнение реакции имеет вид

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O.$$

Эта форма записи уравнения реакции, условно называемая молекулярной, не отражает всех процессов, происходящих в растворе. Дело в том, что сильные растворимые электролиты присутствуют в растворе исключительно в виде ионов. Таким образом, частицы NaOH, HCl, NaCl, записанные в уравнении реакции, в реальном растворе отсутствуют. Чтобы разобраться в сути происходящих процессов, будем записывать сильные, хорошо растворимые в воде электролиты в виде ионов, а слабые электролиты и все малорастворимые электролиты (см. таблицу растворимости) — в молекулярном виде. Такое уравнение называют *полным ионным*:

$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- = Na^+ + Cl^- + H_2O.$$

Произведя сокращение ионов натрия и хлорид-ионов в левой и правой частях уравнения, получим сокращённую форму уравнения:

$$OH^- + H^+ = H_2O.$$

Сокращённое ионное уравнение показывает, что реакция протекает лишь между ионами водорода соляной кислоты и гидроксид-ионами, происходящими из гидроксида натрия, и выражает сущность реакции ионного обмена.

Как правило, одно сокращённое ионное уравнение является общим для нескольких реакций. Например, сокращённое ионное уравнение

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

Условия, при которых реакции обмена протекают до конца **Таблица 8**

Вид уравнения	Выпадение осадка	Выделение газа	Образование слабого электролита
Молекулярное	$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$	$MgCO_3 + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + CO_2\uparrow + H_2O$	$KOH + HCl = KCl + H_2O$
Полное ионное	$Ca^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$	$MgCO_3 + 2H^+ + 2NO_3^- = Mg^{2+} + 2NO_3^- + CO_2\uparrow + H_2O$	$K^+ + OH^- + H^+ + Cl^- = K^+ + Cl^- + H_2O$
Сокращённое ионное	$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$	$MgCO_3 + 2H^+ = Mg^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O$	$OH^- + H^+ = H_2O$

соответствует сразу нескольким молекулярным:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl,$$

$$3Ba(NO_3)_2 + Al_2(SO_4)_3 = 3BaSO_4\downarrow + 2Al(NO_3)_3,$$

$$Ba(CH_3COO)_2 + MgSO_4 = BaSO_4\downarrow + Mg(CH_3COO)_2,$$

$$Ba(OH)_2 + K_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2KOH,$$

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl.$$

Движущей силой реакций обмена в водных растворах является связывание ионов в неэлектролит или малорастворимый электролит (табл. 8).

Реакции обмена в водных растворах электролитов протекают необратимо в случае, если в ходе реакции образуется осадок, или газ, или слабый электролит (например, вода или уксусная кислота).

Во всех других случаях реакции обмена обратимы и не идут до конца:

$$KCl + NaNO_3 \rightleftarrows KNO_3 + NaCl,$$

$$K^+ + Cl^- + Na^+ + NO_3^- \rightleftarrows K^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^-.$$

Прильём к раствору ацетата натрия раствор серной кислоты. О протекании реакции можно судить по появлению резкого запаха уксуса — образовалась уксусная кислота. В отличие от сильных кислот — серной, соляной и азотной, уксусная кислота слабая, она обладает характерным резким запахом даже в сильно разбавленных растворах.

$$2CH_3COONa + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2CH_3COOH,$$

$$2CH_3COO^- + 2Na^+ + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2CH_3COOH,$$

$$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH.$$

В данном случае условием протекания реакции до конца служит образование слабого электролита. Некоторые слабые электролиты представляют собой неустойчивые кислоты, которые в водном растворе распадаются на оксид и воду. К их числу принадлежит угольная кислота. Она образуется в незначительном количестве при растворении в воде углекислого газа. Все газированные напитки представляют собой сильно разбавленные растворы угольной кислоты, которая легко распадается на углекислый газ и воду:

$$H_2CO_3 = CO_2\uparrow + H_2O.$$

Во всех случаях, когда в результате реакции обмена образуется угольная кислота, наблюдается выделение углекислого газа. Примером служит взаимодействие мела с соляной кислотой:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O,$$

$$CaCO_3 + 2H^+ + 2Cl^- = Ca^{2+} + 2Cl^- + CO_2\uparrow + H_2O,$$

$$CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Рассмотрим случай образования малорастворимого электролита, который выделяется из реакционной среды в виде осадка. Очень эффектный опыт — осаждение золотисто-жёл-

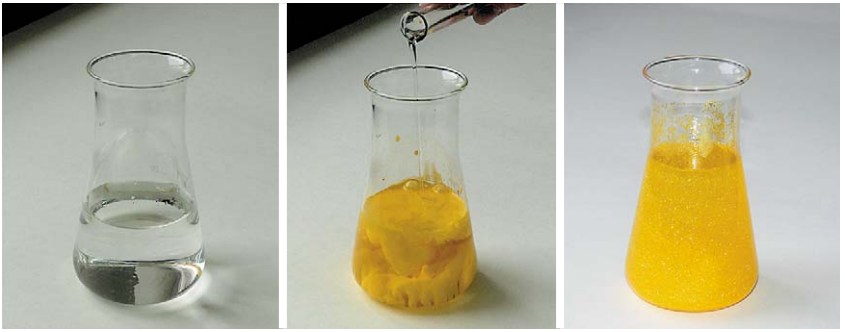


Рис. 29. Образование осадка иодида свинца

того иодида свинца PbI_2 при смешивании двух бесцветных растворов — иодида калия и нитрата свинца (рис. 29):

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI = PbI_2\downarrow + 2KNO_3,$$
$$Pb^{2+} + 2NO_3^- + 2K^+ + 2I^- = PbI_2\downarrow + 2K^+ + 2NO_3^-,$$
$$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2\downarrow.$$

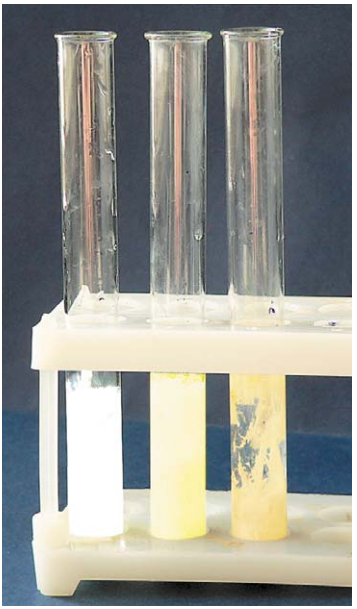


Рис. 30. Образование осадков хлорида, бромида и иодида серебра

Некоторые реакции, идущие с образованием осадков, используют для обнаружения в растворе неизвестных ионов. Область химии, занимающаяся определением качественного и количественного состава неизвестных веществ, называется *аналитической химией*. Качественный анализ отвечает на вопрос, из атомов каких элементов состоит то или иное вещество, а количественный анализ позволяет определить соотношение атомов, образующих соединение, а также ответить на вопрос, сколько того или иного вещества содержится в данном образце. В основе качественного определения некоторых ионов лежат реакции, заканчивающиеся образованием осадков. Например, при действии на хлорид, бромид и иодид

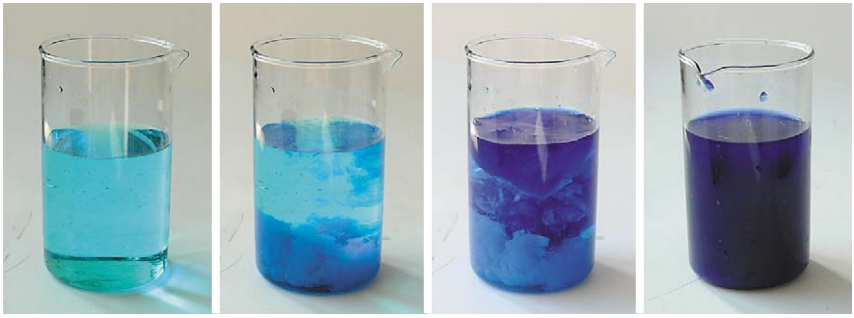


Рис. 31. Осаждение гидроксида меди (II) и его растворение в растворе аммиака

натрия раствором нитрата серебра выпадают творожистые осадки солей — хлорида, бромида и иодида серебра (рис. 30). Все они нерастворимы в кислотах и на воздухе темнеют. Хлорид серебра белого цвета (слева), бромид — бледно-жёлтого, а иодид — жёлтый (справа). Нитрат серебра, который позволяет определить присутствие этих ионов в растворе, называют реактивом на эти ионы. Реактивом на гидроксид-ионы выступают лакмус и фенолфталеин, ионы водорода можно определить при помощи индикаторов лакмуса и метилоранжа. Реактивом на ион меди Cu^{2+} выступает щёлочь, которая осаждает из растворов солей меди гидроксид меди (II) $Cu(OH)_2$ синего цвета:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4,$$
$$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2Na^+ + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow + 2Na^+ + SO_4^{2-},$$
$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow.$$

При добавлении аммиака осадок растворяется, и раствор приобретает ярко-синий цвет (рис. 31).

С некоторыми другими качественными реакциями вы познакомитесь при выполнении практической работы. Таблица качественных реакций помещена в разделе «Приложения» (см. приложение 2).

Вопросы и задания

1. Что выражает сокращённое ионное уравнение реакции? В чём его отличие от молекулярного уравнения?
2. С какими из перечисленных веществ реагирует соляная кислота: нитрат калия, нитрат серебра (I), гидроксид калия, оксид углеро-

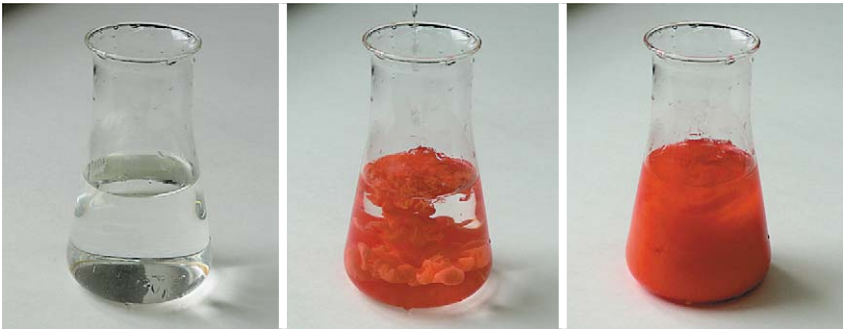


Рис. 32. Образование осадка иодида ртути

да (IV), оксид меди (II), гидроксид железа (III)? Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращённом ионном видах.

3. Какую реакцию называют реакцией нейтрализации? Какая соль образуется при нейтрализации азотной кислоты гидроксидом кальция? Напишите уравнение реакции.

4. При смешивании двух бесцветных растворов — нитрата ртути (II) и иодида калия выпадает ярко-красный осадок иодида ртути (II) (рис. 32). Напишите уравнение реакции в молекулярном, полном и сокращённом ионном видах.

5. При действии на сульфид железа (II) соляной кислотой наблюдается выделение газа сероводорода H_2S. Напишите уравнение реакции в молекулярном, полном и сокращённом ионном видах.

6. Какую область химии называют аналитической? Что такое качественный, количественный анализ?

7. Какие ионы выступают реагентами на хлорид-ионы? По каким признакам можно судить о наличии в растворе хлорид-ионов?

8. Реактивом на сульфат-ионы служат растворимые соли бария, образующие с сульфат-ионами белый кристаллический осадок сульфата бария, нерастворимый в кислотах. Напишите уравнение реакции взаимодействия серной кислоты с раствором хлорида бария в молекулярном, полном и сокращённом ионном видах.

9. Напишите два уравнения реакций в молекулярном виде, отвечающие сокращённому ионному уравнению

$$H^+ + OH^- = H_2O.$$

10. Сколько граммов 10%-го раствора гидроксида натрия потребуется для полной нейтрализации 98 г 10%-го раствора серной кислоты?

11. Сколько литров газа (н. у.) выделится при действии на 13,2 г сульфида железа (II) соляной кислотой?

12. Предложите схему опыта, позволяющего определить наличие в водопроводной воде ионов: а) кальция; б) железа (III); в) SO_4^{2-}; г) CO_3^{2-}.

§ 10 Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз

Как вы знаете, для образования ковалентной связи каждый атом обычно предоставляет в общее пользование по одному электрону. Возникшая таким образом общая электронная пара (её и называют ковалентной связью) часто оказывается не строго посередине между двумя атомами, а смещена в сторону атома с большей электроотрицательностью. Например, в молекуле хлороводорода HCl она располагается ближе к атому хлора, поэтому на нём возникает частичный отрицательный заряд, а на атоме водорода — положительный. Величину этого заряда нельзя определить при помощи простых расчётов. Проще условно предположить, что общая электронная пара полностью смещена в сторону атома с большей электроотрицательностью. Тогда на атоме водорода будет условный заряд +1, а на атоме хлора –1. Полученная таким образом величина носит название степени окисления.

Степень окисления — это условный заряд на атоме, вычисленный исходя из предположения, что все связи являются ионными и общие электронные пары полностью смещены в сторону атома с большей электроотрицательностью.

В простых веществах степень окисления элемента всегда равна нулю (Na, Fe, C, O_2), так как все связи ковалентные неполярные или металлические и смещения электронной плотности не происходит. Степень окисления — величина формальная. Она может быть целочисленной или дробной:

$\overset{0}{H_2}$, $\overset{+1\,-2}{H_2O}$, $\overset{+1\,-1}{H_2O_2}$, $\overset{-4+1}{CH_4}$, $\overset{-8/3\,+1}{C_3H_8}$, $\overset{+3\,-3}{AlN}$, $\overset{+6\,-2}{SO_3}$, $\overset{+1\,+6\,-2}{H_2SO_4}$, $\overset{+2\,+6\,-2}{CuSO_4}$.

Атом с наименьшей степенью окисления в формуле вещества обычно записывается на последнем месте, хотя бывают и исключения (NH_3, NaOH).

Реакции, в результате которых отдельные атомы изменяют степени окисления, называют окислительно-восстановительными.

В этих реакциях происходит перенос электронов от одних атомов к другим. Атом или ион, отдающий электроны, называют *восстановителем,* а процесс отдачи электронов —

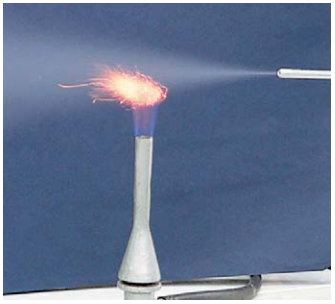


Рис. 33. Горение алюминиевой пудры

окислением. Атом или ион, принимающий электроны, называют *окислителем*, а процесс присоединения атомом или ионом электронов — *восстановлением*. В результате реакции окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется. Число электронов, отданных восстановителем, всегда равно числу электронов, приобретённых окислителем. Это можно использовать для расстановки коэффициентов.

Примерами окислительно-восстановительных реакций служат все реакции горения. Так, при горении мелкого порошка алюминия — алюминиевой пудры — образуется оксид алюминия (рис. 33):

$$\overset{0}{4Al} + \overset{0}{3O_2} = \overset{+3\ -2}{2Al_2O_3}.$$

В ходе реакции алюминий повышает степень окисления, т. е. окисляется, а кислород понижает степень окисления — восстанавливается (рис. 34).

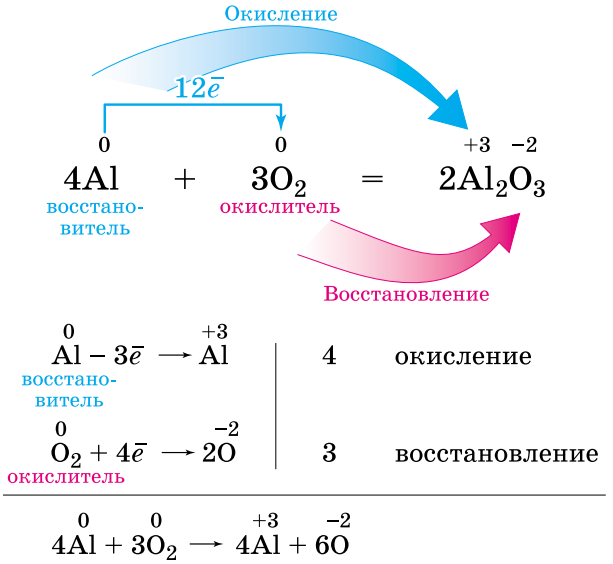


Рис. 34. Схема окислительно-восстановительной реакции

При горении алюминия происходит переход электронов от атомов алюминия к атомам кислорода. Каждый атом алюминия отдаёт три электрона, а каждая молекула кислорода принимает четыре электрона. Следовательно, во взаимодействие с тремя молекулами кислорода вступают четыре атома алюминия. Реакцию можно представить в виде схемы.



Рис. 35. Взаимодействие меди с раствором нитрата серебра

Помимо кислорода, в роли окислителей выступают и другие неметаллы с высокой электроотрицательностью, например фтор F_2, хлор Cl_2. Сильные окислительные свойства характерны и для соединений элементов в высших степенях окисления, таких как перманганат калия $KMnO_4$, нитрат калия KNO_3, дихромат калия $K_2Cr_2O_7$, концентрированные растворы азотной HNO_3 и серной H_2SO_4 кислот. Типичные восстановители — это металлы, а также некоторые неметаллы (водород H_2, углерод C) и соединения элементов с низкими степенями окисления — сероводород H_2S, аммиак NH_3, угарный газ CO.

При внесении в бесцветный раствор нитрата серебра медной проволоки раствор постепенно приобретает голубой цвет, медная проволока уменьшается в диаметре, и на её поверхности вырастают крупные блестящие кристаллы серебра (рис. 35). Происходит реакция замещения — медь вытесняет серебро из его соли:

$$Cu + 2AgNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2Ag.$$

В этой реакции степени окисления изменяются у меди и серебра, а нитрат-ионы не участвуют во взаимодействии, оставаясь в растворе без изменений. В ходе реакции атомы меди отдают электроны, т. е. окисляются, а ионы серебра принимают электроны, восстанавливаясь до металла.

$\overset{+1}{Ag} + \bar{e} \longrightarrow \overset{0}{Ag}$	1	2	восстановление
$\overset{0}{Cu} - 2\bar{e} \longrightarrow \overset{+2}{Cu}$	2	1	окисление

$$\overset{+1}{2Ag} + \overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{0}{2Ag} + \overset{+2}{Cu}$$

$\overset{+1}{Ag}(AgNO_3)$ — окислитель, Cu — восстановитель.

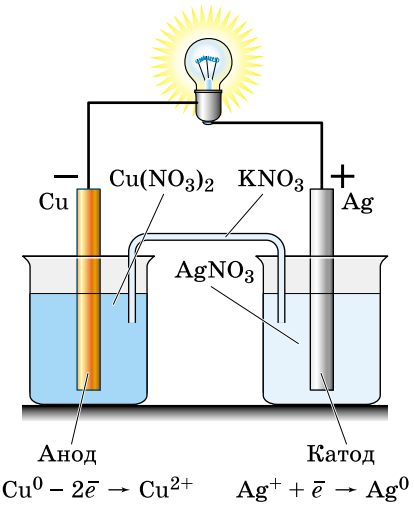


Рис. 36. Схема медно-серебряного гальванического элемента

В некоторых случаях процессы окисления и восстановления удаётся разделить в пространстве. Для этого поместим медную пластинку в раствор нитрата меди (II), а серебряную — в раствор нитрата серебра. Обе пластинки, называемые электродами, соединим электрическим проводом, к которому присоединена электролампа. Для замыкания цепи соединим растворы солевым мостиком — изогнутой стеклянной трубкой, заполненной раствором нитрата калия (рис. 36). Лампочка загорается — значит, в системе возник электрический ток. На серебряном электроде ионы серебра восстанавливаются, происходит выделение серебра. Медный электрод постепенно растворяется — атомы меди окисляются до ионов, которые переходят в раствор.

$\overset{+1}{Ag} + \bar{e} \longrightarrow \overset{0}{Ag}$	1	2	восстановление (на катоде)
$\overset{0}{Cu} - 2\bar{e} \longrightarrow \overset{+2}{Cu}$	2	1	окисление (на аноде)

$$2\overset{+1}{Ag} + \overset{0}{Cu} \longrightarrow 2\overset{0}{Ag} + \overset{+2}{Cu}$$

Электрод, на котором происходит восстановление, называют *катодом*, а электрод, на котором происходит окисление, — *анодом*. Легко заметить, что уравнение реакции ничем не отличается от опыта с медной проволокой, погружённой в раствор серебряной соли. Собрав гальванический элемент, нам удалось разделить процессы окисления и восстановления в пространстве и тем самым создать направленное движение электронов — электрический ток. Описанная реакция не позволяет получить больших значений электродвижущей силы и поэтому не используется в промышленности. Однако она наглядно демонстрирует принцип, по

которому действуют современные гальванические элементы (рис. 37).

Процессы, происходящие на электродах при работе гальванического элемента, можно осуществлять и в обратном направлении при пропускании электрического тока. Химические реакции, протекающие в растворах и расплавах электролитов под действием электрического тока, называют *электролизом*. При электролизе катод заряжен отрицательно, а анод — положительно. С этим связано и название ионов — положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду, а отрицательно заряженные (анионы) — к аноду.

Электролиз расплавов солей приводит к восстановлению металла на катоде и к окислению аниона кислотного остатка на аноде. Галогенид-ионы на аноде окисляются до простых веществ. В качестве примера рассмотрим электролиз расплава поваренной соли (рис. 38).

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

Катод (–)	$Na^+ + \bar{e} \longrightarrow Na$	2
Анод (+)	$2Cl^- - 2\bar{e} \longrightarrow Cl_2$	1

$$2Na^+ + 2Cl^- \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2Na + Cl_2$$

На катоде На аноде

Данный процесс используют в промышленности для получения металлического натрия. Промышленный реактор



Рис. 37. Гальванические элементы (батарейки)

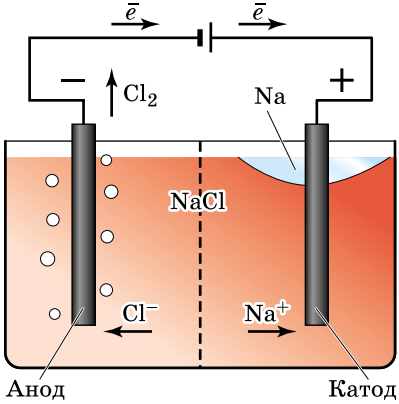


Рис. 38. Электролиз расплава поваренной соли

устроен таким образом, чтобы выделяющиеся вещества (натрий и хлор) не могли вступить в контакт друг с другом — это привело бы к взрыву.

При электролизе водных растворов в реакции часто участвуют также и молекулы воды, которые могут выступать как в роли окислителя (за счёт атомов водорода в степени окисления +1):

$$2H_2O + 2\bar{e} \longrightarrow H_2\uparrow + 2OH^-,$$

так и в роли восстановителя (за счёт атомов кислорода в степени окисления –2):

$$2H_2O - 4\bar{e} \longrightarrow O_2 + 4H^+.$$

Выделение водорода происходит при электролизе растворов солей активных металлов — щелочных, щёлочноземельных и алюминия. Если металл, образующий соль, обладает низкой активностью, то при электролизе выделение водорода не наблюдается, а на катоде образуется металл, например:

$$Cu^{2+} + 2\bar{e} \longrightarrow Cu.$$

Выделение кислорода происходит при прохождении электрического тока через растворы солей кислородсодержащих кислот — нитратов, сульфатов, фосфатов, карбонатов, а также фторидов. При электролизе растворов хлоридов, бромидов, иодидов и сульфидов выделение кислорода не наблюдается, а происходит окисление анионов кислотных остатков, например:

$$2Cl^- - 2\bar{e} \longrightarrow Cl_2.$$

Таким образом, электролиз раствора хлорида натрия приводит к выделению хлора, водорода и образованию гидроксида натрия.

Катод (–)	$2H_2O + 2\bar{e} \longrightarrow H_2 + 2OH^-$	2	1	восстановление
Анод (+)	$2Cl^- - 2\bar{e} \longrightarrow Cl_2$	2	1	окисление

$$2Cl^- + 2H_2O \xrightarrow{\text{эл. ток}} H_2 + Cl_2 + 2OH^-$$

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{эл. ток}} Cl_2\uparrow + \underbrace{H_2\uparrow + 2NaOH}_{\text{На катоде}}$$

На аноде

Электролиз солей, образованных активным металлом и анионом кислородсодержащей кислоты, фактически сводится к разложению воды:

$$2H_2O \xrightarrow[Na_2SO_4]{\text{эл. ток}} \underset{\text{На аноде}}{O_2\uparrow} + \underset{\text{На катоде}}{2H_2\uparrow}.$$

То же наблюдается и при электролизе растворов щелочей.

Электролиз раствора сульфата меди (II) приводит к выделению кислорода, меди и образованию серной кислоты.

Катод (–) $Cu^{2+} + 2\bar{e} \longrightarrow Cu$	2	1	2	восстановление
Анод (+) $2H_2O - 4\bar{e} \longrightarrow O_2 + 4H^+$	4	2	1	окисление

$$2Cu^{2+} + 2H_2O \longrightarrow 2Cu + O_2 + 4H^+$$

$$2CuSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{эл. ток}} \underbrace{O_2\uparrow + 2H_2SO_4}_{\text{На аноде}} + \underbrace{2Cu}_{\text{На катоде}}.$$

Если анод изготовлен из меди, то при электролизе он растворяется, образуя ионы меди, а кислород при этом не выделяется:

$$Cu - 2\bar{e} \longrightarrow Cu^{2+} \text{ (анод)}.$$

На катоде происходит обратная реакция:

$$Cu^{2+} + 2\bar{e} \longrightarrow Cu \text{ (катод)}.$$

Таким образом, медь переходит с анода на катод, а содержащиеся в ней примеси остаются в растворе или оседают на дно электролизёра. Это используют для очистки металла методом электролитического рафинирования. Данный пример показывает, что в некоторых случаях материал анода может участвовать в реакции (рис. 39). Такой анод называют активным, в отличие от инертного, сделанного из графита или платины.

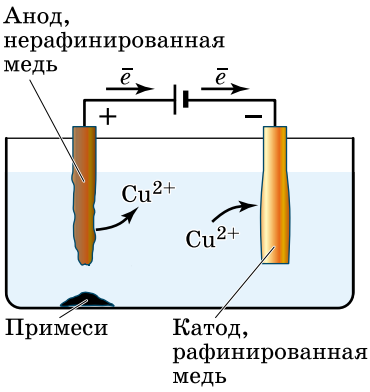


Рис. 39. Выделение меди методом электролитического рафинирования



Рис. 40. Хромированные и никелированные изделия

Электролиз находит широкое применение. С его помощью получают активные металлы, проводят очистку веществ, нанесение металлических покрытий. Всем известны хромированные и никелированные (покрытые тонким слоем хрома или никеля) детали автомобилей, корпуса бытовых приборов, ручек, часов и т. д. (рис. 40). Стальные листы, покрытые тонким слоем олова (лужёные), называют жестью. Например, жесть идёт на изготовление консервных банок.

Вопросы и задания

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными? Приведите примеры.
2. Что выступает в роли окислителя в реакции магния с кислородом? Напишите уравнение реакции, укажите процессы окисления и восстановления.
3. Напишите формулы веществ и расставьте степени окисления: оксид фосфора (V), вода, кислород, хлороводород, гидроксид калия, оксид меди (II), оксид серы (IV), железо, сульфид железа (II).
4. Какие вещества являются типичными восстановителями, типичными окислителями? Приведите примеры двух реакций между типичными окислителями и типичными восстановителями.
5. Проанализируйте следующие реакции:
   $CuO + NH_3 \longrightarrow Cu + N_2 + H_2O$,
   $Al + HCl \longrightarrow AlCl_3 + H_2$,
   $Fe_2O_3 + C \longrightarrow Fe + CO$,
   $H_2S + I_2 \longrightarrow S + HI$.
   Напишите уравнения процессов окисления и восстановления, укажите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты.

6. Что будет происходить, если в солёный огурец поместить две металлические проволоки и присоединить их к гальваническому элементу? Запишите уравнение реакции.
7. Каким образом можно использовать окислительно-восстановительные реакции для получения электрического тока?
8. Какой процесс называют электролизом? Напишите уравнения реакций электролиза расплава хлорида кальция, водного раствора хлорида меди (II), водного раствора нитрата калия.
9. На окислительно-восстановительных реакциях основана работа химических источников тока — гальванических элементов и аккумуляторов. Поинтересуйтесь, к какому типу относятся используемые вами гальванические элементы и аккумуляторы. Какие химические реакции в них происходят?

Самое важное в главе 2

Процессы, в результате которых одни вещества превращаются в другие, называют химическими реакциями. Уравнение реакции показывает, в каких количественных отношениях вещества вступают во взаимодействие. Порция вещества количеством 1 моль содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ мельчайших частиц данного вещества. Массу одного моля вещества называют молярной массой. Численно она равна относительной молекулярной массе. По уравнению реакции можно рассчитать, в каком массовом отношении вещества вступают в реакцию друг с другом. Любой газ количеством вещества 1 моль при 0 °С и давлении 1 атм занимает объём 22,4 л. Эту величину называют молярным объёмом газа.

Единой классификации химических реакций не существует. Наиболее удобно подразделять их по наличию или отсутствию переноса электронов. Среди реакций, в результате которых не происходит переноса электронов, наиболее распространены реакции ионного обмена. Они протекают в направлении связывания ионов в малорастворимое соединение (осадок) или слабый электролит (вода). Некоторые слабые электролиты представляют собой газы (сероводород) или распадаются в растворе с выделением газа (угольная кислота). Многие реакции ионного обмена используют для качественного определения ионов.

Реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, называют окислительно-восстановительными. В результате этих реакций одни атомы (восстанови-

тели) отдают электроны другим атомам (окислителям). В ходе реакции окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется.

Наиболее типичные окислители — фтор, хлор, кислород, перманганат калия, концентрированные растворы серной и азотной кислот. Важнейшие восстановители — металлы, водород, углерод. Окислительно-восстановительные реакции, протекающие в расплавах и растворах электролитов при прохождении электрического тока, называют электролизом. Электролиз используют для получения металлов, нанесения декоративных и антикоррозионных покрытий.

Тестовые задания к главе 2

1. Какая схема превращения соответствует процессу окисления?

1) $ClO_3^- \longrightarrow Cl^-$
2) $Cl_2 \longrightarrow Cl^-$
3) $ClO_3^- \longrightarrow Cl_2$
4) $ClO^- \longrightarrow ClO_3^-$

2. Какой элемент является восстановителем при электролизе раствора хлорида натрия?

1) натрий
2) хлор
3) водород
4) кислород

3. Наличие сульфат-ионов в растворе можно определить с помощью раствора

1) $Ba(NO_3)_2$
2) $Cu(NO_3)_2$
3) $NaNO_3$
4) $Zn(NO_3)_2$

4. Объём (н. у.) кислорода, израсходованного на полное сжигание 100 л (н. у.) этана, равен

1) 150 л
2) 200 л
3) 350 л
4) 400 л

5. Оксид углерода (IV) взаимодействует с

1) оксидом фосфора (V)
2) оксидом кальция
3) кислородом
4) азотной кислотой

6. Как хлороводородная кислота, так и гидроксид натрия реагируют с

1) серой
2) алюминием
3) медью
4) фосфором

7. Масса воды, образующейся при прокаливании 53,5 г гидроксида железа (III), равна _____ г. (Запишите число с точностью до десятых.)

8. Какой оксид реагирует и с водой, и с углекислым газом?
1) CuO 2) BaO 3) Al_2O_3 4) NO_2

9. Разбавленная соляная кислота реагирует с каждым из двух веществ
1) Ag и $AgNO_3$
2) Mg и $Mg(OH)_2$
3) S и SO_2
4) Cu и CuO

10. Какая соль реагирует и с нитратом серебра, и с фторидом натрия?
1) KBr 2) $CaCO_3$ 3) $CaCl_2$ 4) $CuSO_4$

11. Определите вещества X и Y в схеме превращений:

$$CaCl_2 \xrightarrow{X} CaCO_3 \xrightarrow{Y} Ca(NO_3)_2.$$

1) X — K_2CO_3, Y — HNO_3
2) X — $(NH_4)_2CO_3$, Y — $AgNO_3$
3) X — CO_2, Y — NO_2
4) X — $NaHCO_3$, Y — $Ba(NO_3)_2$

12. Какие два основания могут реагировать друг с другом?
1) $NaOH + Zn(OH)_2$
2) $Cu(OH)_2 + Fe(OH)_3$
3) $Ca(OH)_2 + KOH$
4) $NH_3 + Al(OH)_3$

13. Карбонат магния превращается в нитрат магния под действием
1) $AgNO_3$ 2) HNO_3 3) NO_2 4) $NaNO_3$

14. Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и изменением степени окисления окислителя.

СХЕМА ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ	ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ
А) $Cu(NO_3)_2 \longrightarrow CuO + NO_2 + O_2$	1) $0 \longrightarrow -2$
Б) $Fe_2O_3 + C \longrightarrow Fe + CO_2$	2) $+3 \longrightarrow 0$
В) $Zn + HNO_3 \longrightarrow$ $\longrightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$	3) $+5 \longrightarrow -1$
	4) $+5 \longrightarrow -3$
Г) $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$	5) $+5 \longrightarrow +4$

15. Сокращённое ионное уравнение $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$ описывает реакцию между

1) Cu и H_2O
2) $Cu(NO_3)_2$ и $Ba(OH)_2$
3) CuS и KOH
4) $CuCl_2$ и NH_3

16. Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, образующимся на инертном аноде при электролизе его водного раствора.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТ НА АНОДЕ
А) KBr	1) H_2
Б) $Cu(NO_3)_2$	2) O_2
В) Na_2SO_4	3) Cu
Г) NaF	4) K
	5) F_2
	6) Br_2

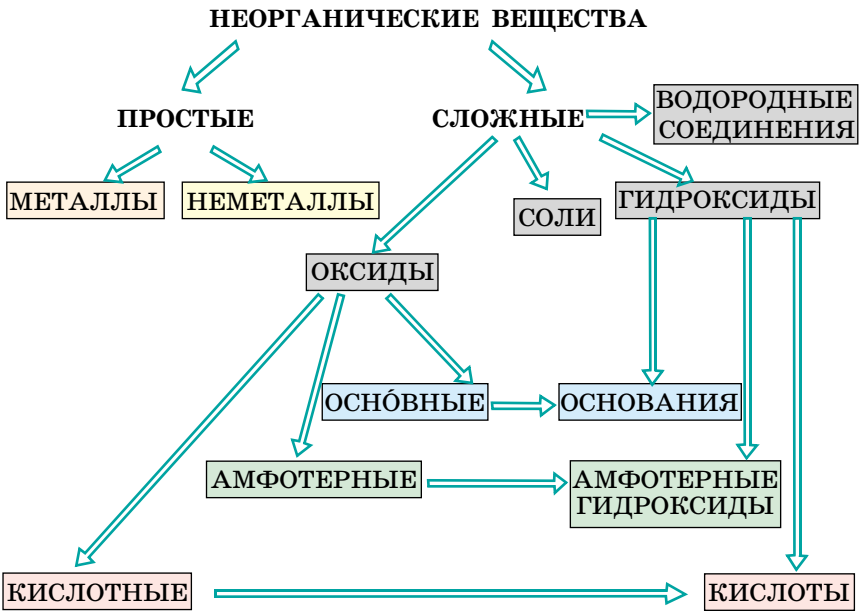
ГЛАВА 3

Неорганическая химия

§ 11 Классификация неорганических веществ. Простые вещества — неметаллы

Изучая химию в 8—9 классах, вы познакомились со многими неорганическими веществами и принципами их классификации (схема 4). Важнейшие свойства основных клас-

Схема 4



сов неорганических соединений обобщены в разделе «Приложения», а генетическая связь между различными классами неорганических веществ представлена на рисунке 41.

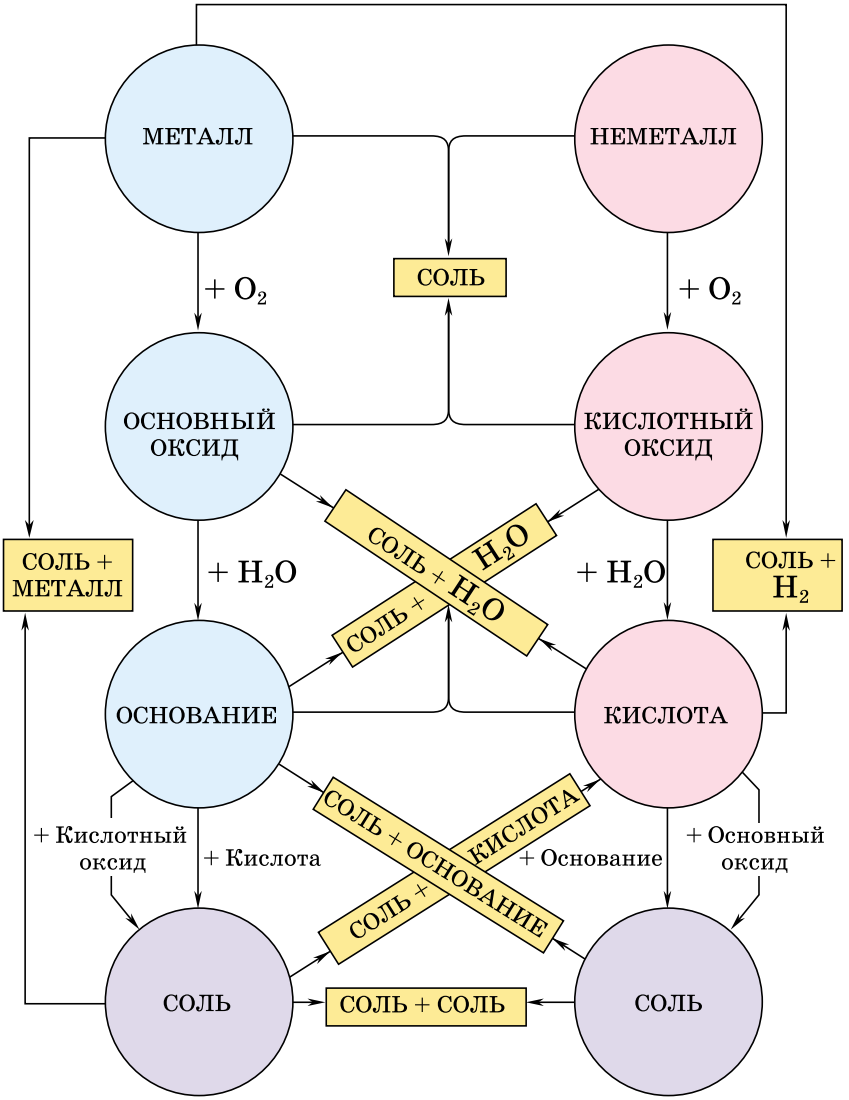


Рис. 41. Генетическая связь между различными классами неорганических соединений

Простые вещества, как и элементы, разделяют на неметаллы и металлы. Элементы-неметаллы расположены в конце периодов и имеют электронную конфигурацию внешнего слоя, близкую к конфигурации ближайшего инертного газа или равную ей.

Например, элемент кислород имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^4$. До завершения внешнего энергетического уровня ему не хватает двух электронов, принимая их, он проявляет степень окисления –2. В целом атомам элементов-неметаллов до достижения конфигурации ближайшего инертного газа не хватает от одного до четырёх электронов, поэтому в химических реакциях они являются окислителями.

Для неметаллов характерны реакции с металлами:

$$Ca + H_2 = CaH_2,$$

$$Ca + Cl_2 = CaCl_2,$$

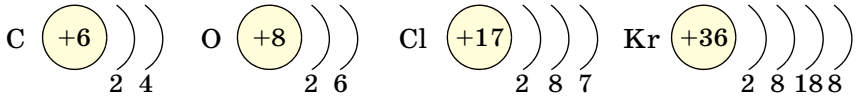
$$2Ca + O_2 = 2CaO,$$

$$Ca + S = CaS,$$

$$3Ca + 2P = Ca_3P_2,$$

$$Ca + 2C = CaC_2.$$

В Периодической системе элементы-неметаллы расположены выше диагонали, проведённой от бора к астату. Все они входят в состав главных подгрупп.



Среди элементов-неметаллов на Земле наиболее распространён кислород — на его долю приходится 49% массы земной коры. Кислород входит в состав большинства горных пород, в виде простого вещества присутствует в воздухе. Следующий по распространённости элемент — кремний образует глины, полевые шпаты, слюды, кварц.

Простые вещества — неметаллы, как правило, не обладают металлическим блеском, не проводят электрический ток, являются плохими проводниками тепла. Среди них есть

газы (кислород O_2, азот N_2), жидкости (бром Br_2), твёрдые вещества (графит C, сера S_8, фосфор P_4) (рис. 42).

Таким образом, в противоположность металлам неметаллы не имеют общих свойств. Некоторые из них (например, иод), подобно металлам, обладают металлическим блеском. В простых веществах — неметаллах ковалентная неполярная химическая связь, они имеют либо молекулярную, либо атомную кристаллическую структуру.

Можно было бы предположить, что число простых веществ — неметаллов не превышает число элементов. Однако это не так. Для неметаллов характерно явление *аллотропии* — существование элемента в форме различных простых веществ, различающихся либо строением и составом молекул (кислород и озон), либо способом упаковки атомов в кристаллах (алмаз и графит). Элемент кислород образует два простых вещества — кислород O_2 и озон O_3. В виде простого

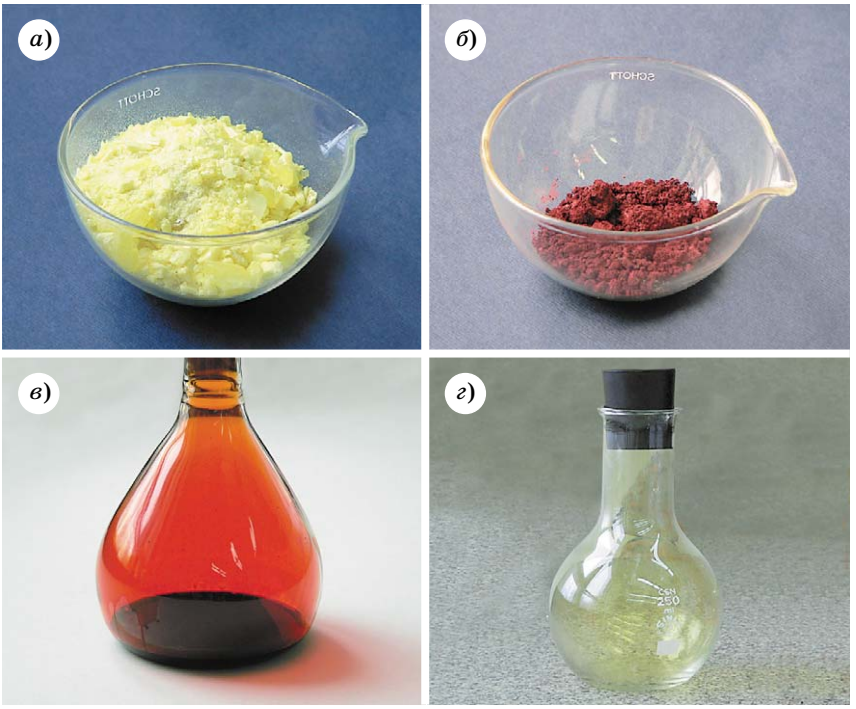


Рис. 42. Простые вещества — неметаллы:
а — сера; *б* — красный фосфор; *в* — бром; *г* — хлор

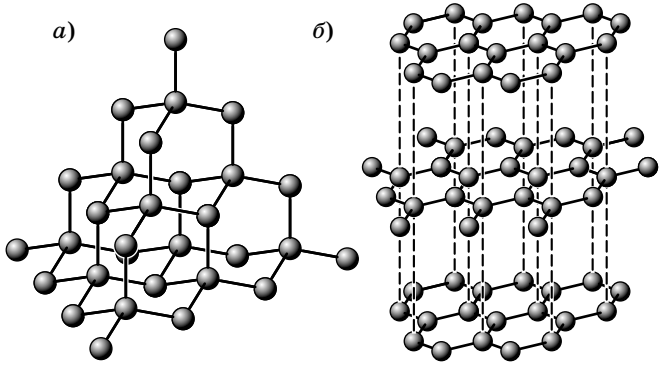


Рис. 43. Структуры алмаза (*а*) и графита (*б*)

вещества O_2 кислород входит в состав воздуха, где на его долю приходится 21%. Кислород необходим для дыхания. Вещество озон O_3 образуется при пропускании через кислород слабого электрического разряда. Это газ с неприятным «металлическим» запахом. Вы, наверное, ощущали его, находясь вблизи работающего лазерного принтера, электрофорной машины. В природе озон образуется из кислорода воздуха во время грозы. Существует неверное представление о том, что воздух после грозы пахнет озоном. Приятное ощущение свежести в сосновом лесу после грозового дождя возникает из-за окисления озоном органических веществ, содержащихся в хвое. Озон играет в атмосфере Земли двоякую роль. Газ, содержащийся в верхних слоях атмосферы, предохраняет нашу планету от проникновения ультрафиолетового излучения. В то же время повышенная концентрация озона в нижних слоях атмосферы негативно сказывается на самочувствии людей — ведь озон токсичен для организма человека. В воздухе крупных городов озон образуется в результате взаимодействия кислорода воздуха с оксидами азота, содержащимися в выхлопных газах автомобилей. Особенно возрастает концентрация озона в жаркие безветренные дни. Это время лучше проводить на природе.

Другим примером аллотропии служат алмаз и графит. Оба эти вещества, несмотря на резкое различие в свойствах, состоят из атомов углерода. В кристаллах алмаза каждый атом углерода соединён ковалентными связями с четырьмя соседними, расположенными в вершинах тетраэдра (рис. 43, *а*). Соединённые вместе, такие тетраэдры формируют проч-

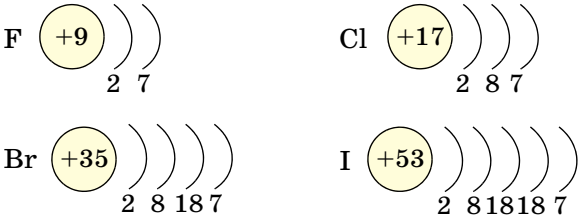


Рис. 44. Бриллианты

ный трёхмерный каркас, благодаря которому вещество обладает высокой твёрдостью. Алмаз — самый твёрдый из минералов. Он оставляет след на любой поверхности. В то же время алмаз хрупок — ювелиры раскалывают его специальным ножом. Огранённые алмазы, или бриллианты, — одни из наиболее дорогих драгоценных камней. Бриллиант не спутаешь ни с каким другим драгоценным камнем из-за особого светопреломления. В солнечных лучах бриллианты играют и искрятся (рис. 44).

Графит — полная противоположность алмазу: он мягкий, жирный на ощупь, чёрного цвета, имеет металлический блеск, проводит электрический ток. Все эти свойства объясняются его строением: графит образован слоями из атомов углерода, каждый из которых напоминает соты (рис. 43, *б*). Отдельные слои в структуре графита слабо связаны друг с другом, поэтому при лёгком нажатии они без труда отделяются один вслед за другим. След графитового карандаша на поверхности бумаги как раз и состоит из отдельных чешуек.

Наиболее типичными неметаллами являются галогены — элементы главной подгруппы VII группы Периодической системы: фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I и астат At.



Как вы знаете, элементы одной подгруппы называют полными электронными аналогами, ведь внешний энергетический уровень у них построен одинаково. У атомов галогенов на нём находится семь электронов (конфигурация ns^2np^5),

Схема 5

F Cl Br I	⇓	Радиус атома возрастает	F_2 Cl_2 Br_2 I_2	⇑	Окислительная активность усиливается	⇓	Межмолекулярное взаимодействие увеличивается	⇓	Т. пл., т. кип. возрастают

поэтому в соединениях все они, за исключением фтора, проявляют степени окисления от –1 до +7. С ростом размера атома при переходе от фтора к астату валентные электроны оказываются расположены всё дальше от ядра, что приводит к уменьшению электроотрицательности, ослаблению неметаллических и окислительных свойств. В свободном виде при комнатной температуре фтор и хлор — газы, бром — жидкость, иод и астат — кристаллические вещества. Все они состоят из двухатомных молекул. Чем больше масса молекул, тем сильнее они притягиваются друг к другу. Поэтому температуры плавления и кипения веществ возрастают с увеличением их молекулярной массы (схема 5).

Галогены — сильные окислители. Реагируя с металлами, они образуют соли — галогениды, например хлорид натрия NaCl, бромид калия KBr, иодид бария BaI_2. С этим связано и название этих элементов, в переводе с греческого обозначающее «рождающие соли». Очень эффектен опыт взаимодействия алюминия с бромом. Кусок алюминиевой фольги при контакте с бромом раскаляется, плавится, превращаясь в огненную каплю, которая вспыхивает и с огромной скоростью движется по поверхности брома. Пробирка наполняется тёмно-красными парами бромида алюминия $AlBr_3$ и брома (рис. 45).



Рис. 45. Взаимодействие алюминия с бромом

Окислительные свойства галогенов возрастают от астата к фтору, поэтому расположенный выше

в Периодической системе галоген вытесняет все нижестоящие галогены из растворов их солей — галогенидов, например:

$$2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2.$$

Фтор F_2 является наиболее сильным из известных окислителей. Он вступает в реакцию практически со всеми веществами, что сильно ограничивает его практическое применение. Фторид-ионы F^- укрепляют зубную эмаль, поэтому небольшие количества фторидов или иных фторпроизводных вводят в состав специальных зубных паст. Следует помнить, что в больших дозах фториды опасны для здоровья.

Хлор Cl_2 — ядовитый жёлто-зелёный газ с неприятным удушливым запахом. Он в 2,5 раза тяжелее воздуха, малорастворим в воде.

Кислородные соединения хлора используют в качестве хлорсодержащих отбеливателей. К их числу принадлежит препарат «Белизна», представляющий собой водный раствор гипохлорита натрия NaClO. Это вещество — сильный окислитель, поэтому обращаться с ним нужно крайне осторожно.

Бром, подобно хлору, очень ядовит. Но некоторые его соединения, например бромид калия KBr, бромкамфора, используют в качестве лекарственных средств.

Спиртовой раствор иода имеется практически в каждой домашней аптечке. При дезинфекции наружных ран иодом не следует злоупотреблять, так как он не только уничтожает бактерии, но и «сжигает» здоровую кожу. Иод способен глубоко проникать в кожу, даже если на ней нет повреждений, поэтому его используют для лечения внутренних воспалений. Соединения иода необходимы для работы щитовидной железы. Недостаток иода в организме можно восполнить, потребляя иодированную соль (содержит соединения иода) или морские водоросли, некоторые тропические фрукты (фейхоа).

Отдельную группу неметаллов составляют инертные (благородные) газы: гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Ra. Название этой группы веществ обусловлено их химической инертностью — неспособностью вступать в химические реакции. Лишь криптон, ксенон и радон реагируют с самым активным неметаллом — фтором.

Вопросы и задания

1. Дайте общую характеристику элементов-неметаллов.
2. Приведите примеры реакций, в которых неметаллы выступают в качестве окислителей.
3. Объясните, почему свободный хлор — ядовитое вещество, а хлорид натрия (поваренную соль) употребляют в пищу.
4. Что называют аллотропией? Приведите примеры.
5. На примере алмаза и графита докажите, что свойства вещества определяются его строением.
6. Дайте общую характеристику элементов и простых веществ подгруппы галогенов.
7. При низкой температуре хлор существует в виде кристаллов, состоящих из молекул Cl_2. Какой тип кристаллической структуры имеет твёрдый хлор?
8. Объясните, почему галогены встречаются в природе исключительно в форме соединений.
9. В промышленности хлор получают электролизом раствора хлорида натрия. Напишите уравнение реакции.
10. Какой объём хлора, измеренный при н. у., можно получить из 146,25 г хлорида натрия?
11. Какую массу иода необходимо взять для приготовления 250 г 5%-го раствора?
12. Какие вещества называют инертными газами? Чем вызвана их химическая инертность?

§ 12 Простые вещества — металлы. Физические свойства металлов. Сплавы

Из 118 химических элементов 96 являются металлами. В атомах металлов на внешнем энергетическом уровне содержится небольшое число электронов. Металлы характеризуются низкой электроотрицательностью, в химических реакциях обычно выступают в роли восстановителей. В Периодической системе элементы-металлы расположены в начале периодов, а также в побочных подгруппах. Условной границей, отделяющей металлы от неметаллов, служит прямая, проведённая от бора к астату в длинном варианте периодической таблицы (рис. 46).

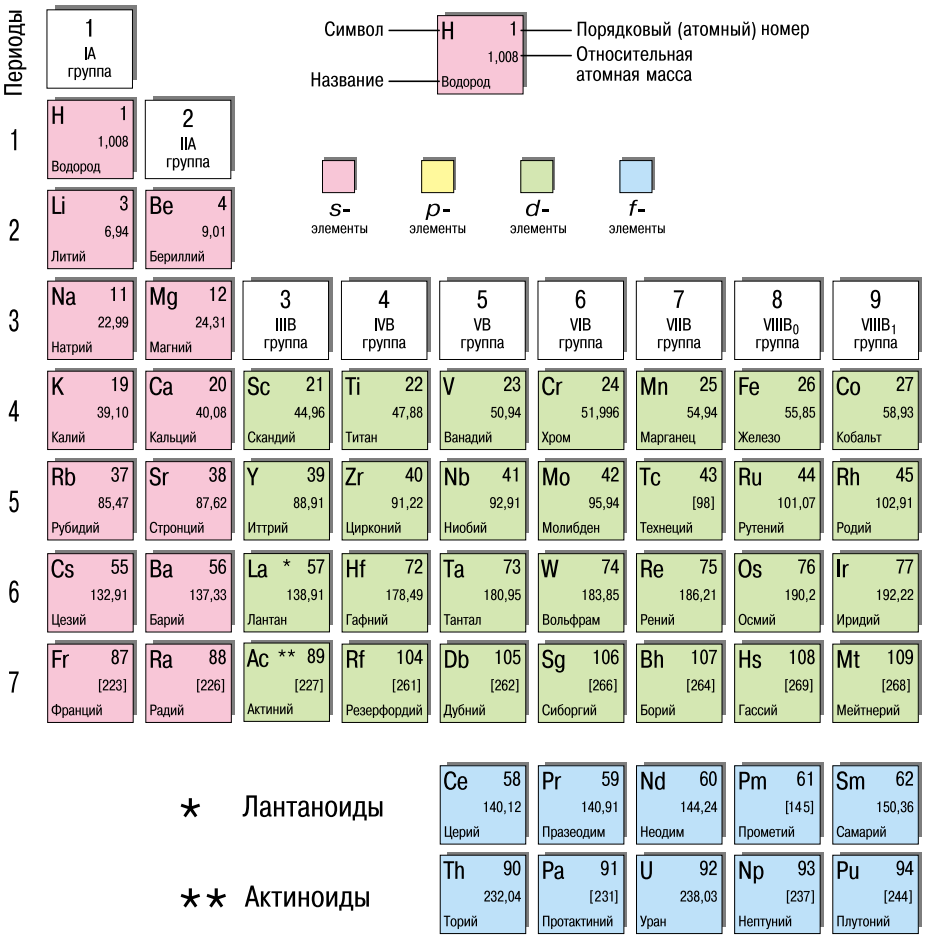


Рис. 46. Длиннопериодный вариант периодической таблицы

Металлы оказываются левее и ниже этой прямой, неметаллы — правее и выше, а элементы, находящиеся вблизи прямой (германий, мышьяк, селен), имеют двойственную природу, иногда их называют металлоидами.

В побочные подгруппы входят *d*-элементы, в атомах которых достраивается электронами предвнешний энергетический уровень. Часть валентных электронов в атомах этих элементов находится на *d*-подуровне. Максимальная ёмкость

10 VIIIB$_2$ группа	11 IB группа	12 IIB группа	13 IIIA группа	14 IVA группа	15 VA группа	16 VIA группа	17 VIIA группа	18 VIIIA группа
								He 2 4,003 Гелий
			B 5 10,81 Бор	C 6 12,01 Углерод	N 7 14,007 Азот	O 8 15,999 Кислород	F 9 18,998 Фтор	Ne 10 20,18 Неон
Ni 28 58,69 Никель	Cu 29 63,55 Медь	Zn 30 65,39 Цинк	Al 13 26,98 Алюминий	Si 14 28,086 Кремний	P 15 30,97 Фосфор	S 16 32,066 Сера	Cl 17 35,45 Хлор	Ar 18 39,95 Аргон
Pd 46 106,42 Палладий	Ag 47 107,87 Серебро	Cd 48 112,41 Кадмий	In 49 114,82 Индий	Sn 50 118,71 Олово	Sb 51 121,75 Сурьма	Te 52 127,60 Теллур	I 53 126,90 Иод	Xe 54 131,29 Ксенон
Pt 78 195,08 Платина	Au 79 196,97 Золото	Hg 80 200,59 Ртуть	Tl 81 204,38 Таллий	Pb 82 207,2 Свинец	Bi 83 208,98 Висмут	Po 84 [209] Полоний	At 85 [210] Астат	Rn 86 [222] Радон
Ds 110 [271] Дармштадтий	Rg 111 [280] Рентгений	Cn 112 [285] Коперниций	Nh 113 [284] Нихоний	Fl 114 [289] Флеровий	Mc 115 [288] Московий	Lv 116 [293] Ливерморий	Ts 117 [294] Теннессин	Og 118 [294] Оганесон

Eu 63 151,97 Европий	Gd 64 157,25 Гадолиний	Tb 65 158,93 Тербий	Dy 66 162,50 Диспрозий	Ho 67 164,93 Гольмий	Er 68 167,26 Эрбий	Tm 69 168,93 Тулий	Yb 70 173,04 Иттербий	Lu 71 174,97 Лютеций
Am 95 [243] Америций	Cm 96 [247] Кюрий	Bk 97 [247] Берклий	Cf 98 [251] Калифорний	Es 99 [252] Эйнштейний	Fm 100 [257] Фермий	Md 101 [260] Менделевий	No 102 [259] Нобелий	Lr 103 [262] Лоуренсий

d-подуровня равна 10, что соответствует числу *d*-элементов в каждом переходном ряду. Например, при движении по первому переходному ряду от скандия Sc до цинка Zn число внешних электронов у большинства атомов равно двум, а число *d*-электронов предвнешнего слоя последовательно возрастает от 1 (у скандия) до 10 (у цинка). Легко подсчитать, что у атома железа, например, на предвнешнем уровне находятся два *s*-, шесть *p*- и шесть *d*-электронов.

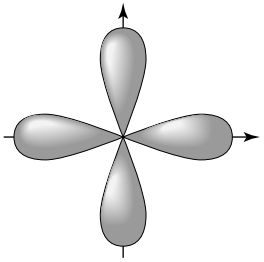


Рис. 47. *d*-Орбиталь

Форму *d*-электронного облака можно представить в виде двух объёмных восьмёрок, пересекающихся под прямым углом (рис. 47).

По распространённости в земной коре среди всех металлов лидирует алюминий Al (7%), он уступает лишь двум неметаллам — кислороду и кремнию. На втором месте среди металлов расположено железо, на третьем — кальций, затем натрий, калий и магний, титан. Гораздо меньше в земной коре хрома, меди, урана, олова, серебра, ртути, золота (рис. 48).

Простые вещества — металлы обладают рядом общих свойств: им присущ металлический блеск, ковкость, пластичность, высокая тепло- и электропроводность. Все металлы, за исключением ртути, при комнатной температуре твёрдые вещества. В них атомы связаны друг с другом металлической связью.

Многие общие свойства металлов (электропроводность, металлический блеск) объясняются наличием в них свобод-

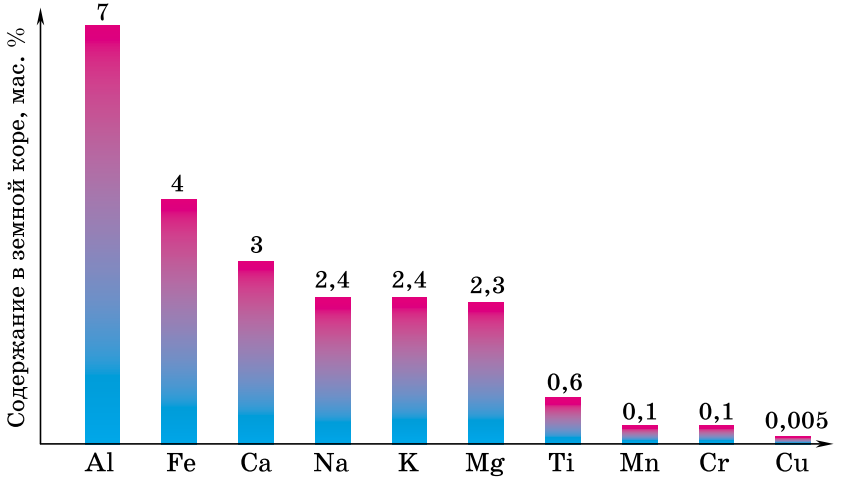


Рис. 48. Распространённость некоторых металлов в земной коре, в мас. %

ных электронов. Как простые вещества, металлы характеризуются также рядом общих свойств. Они состоят из частично ионизованных атомов, которые объединены друг с другом общим электронным облаком, единым для всего кристалла. Единое электронное облако обеспечивает высокую тепло- и электропроводность, благодаря ему металлы имеют характерный металлический блеск, они ковки, пластичны. Все простые вещества — металлы, за исключением ртути, при нормальных условиях твёрдые.

Металлы способны образовывать между собой твёрдые растворы. *Сплавы*, т. е. системы, состоящие из нескольких элементов — металлов, представляют собой либо твёрдые растворы, либо химические соединения — интерметаллиды.

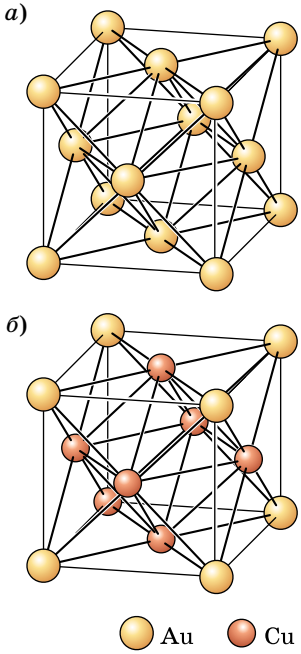


Рис. 49. Строение золота (*а*) и интерметаллида Cu_3Au (*б*)

По некоторым свойствам — плотности, твёрдости, температуре плавления — сплав значительно отличается от металлов, входящих в его состав. Так, чистое золото непригодно для изготовления ювелирных украшений. Выполненные из чистого металла, они настолько мягки, что легко царапаются и деформируются.

Поэтому ювелиры используют сплав 585-й пробы, т. е. содержащий 58,5% золота — всего чуть более половины от общей массы изделия. Помимо золота, он содержит медь, образующую с атомами золота интерметаллид — соединение Cu_3Au (рис. 49).

Белое золото вместо меди содержит никель, палладий или платину. Сплав золота, содержащий кадмий, приобретает зеленоватый оттенок.

Температуры плавления, а также плотность, твёрдость и иные свойства металлов различаются в широких пределах. Так, например, натрий легко режется ножом, а хром царапает не только стекло, но и сталь. Самый легкоплавкий металл — ртуть — при комнатной температуре пред-

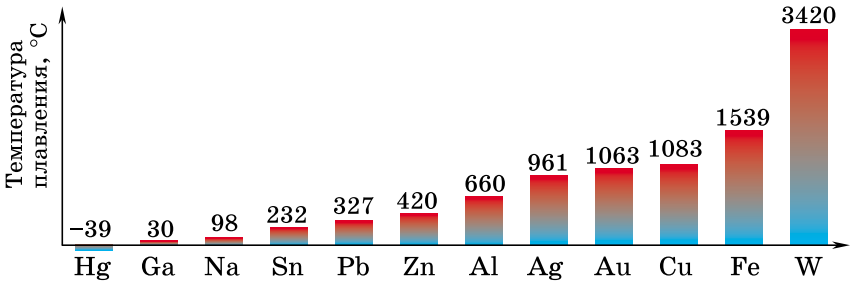


Рис. 50. Температуры плавления некоторых металлов

ставляет собой жидкость, вольфрам плавится при 3420 °C (рис. 50).

Большинство металлов имеют серебристо-белую окраску, лишь некоторые окрашены в тот или иной характерный цвет: медь — в красный, золото — в жёлтый (рис. 51).

Термин «цветные металлы» нельзя воспринимать буквально, он относится ко всем металлам, за исключением железа и его сплавов, называемых чёрными металлами. Цвет металла зависит также от степени его измельчения. Очень мелкие порошки большинства металлов кажутся чёрными.

Наибольшей химической активностью обладают щелочные металлы. Так называют элементы главной подгруппы I группы — литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr. Щелочные металлы энергично реагируют с кислородом, поэтому их хранят под слоем керосина или в запаянных ампулах. Хуже всего вступают в реакции благородные металлы — серебро, золото, рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина. Они не окисляются на воздухе.

Чугун — сплав железа с углеродом, содержащий углерод (от 2 до 6% C) в виде твёрдого раствора, а также в виде кристаллов графита и цементита — карбида железа Fe_3C. Чугун тугоплавок — он плавится при температуре выше 1100 °C. Есть несколько видов чугуна, различающихся по свойствам. Белый чугун обладает высокой хрупкостью и весь идёт на переработку в сталь. Серый чугун используется для изготовления маховых колёс, радиаторов водяного отопления. Добавка в расплав чугуна небольшого количества магния зна-

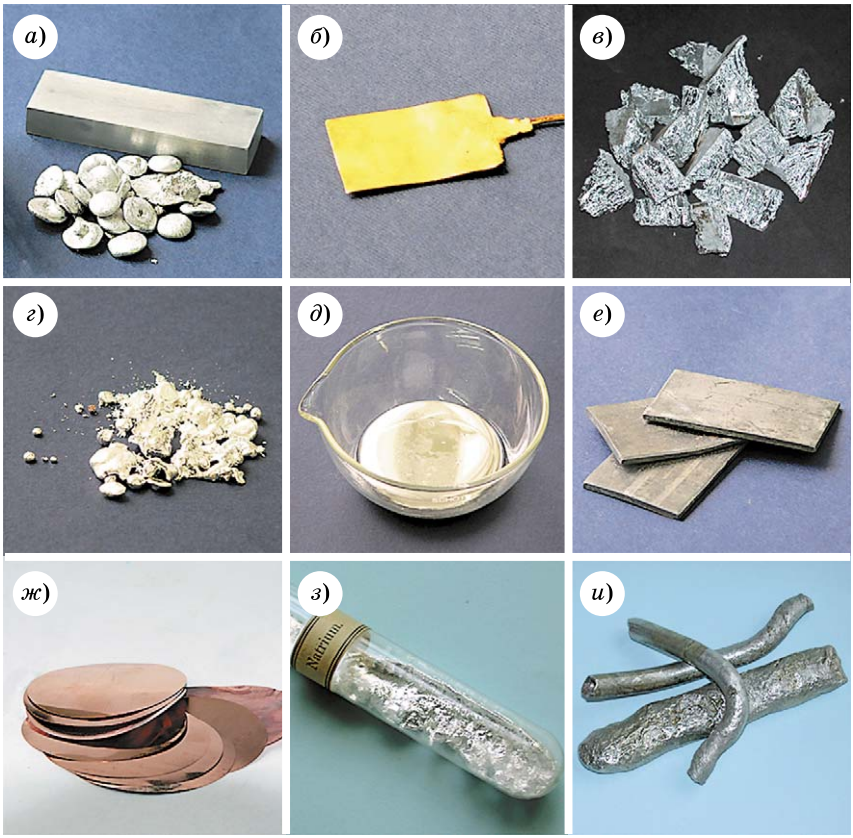


Рис. 51. Простые вещества — металлы: *а* — алюминий; *б* — золото; *в* — цинк; *г* — серебро; *д* — ртуть; *е* — свинец; *ж* — медь; *з* — натрий; *и* — олово

чительно повышает его прочность, такой сплав идёт на изготовление коленчатых валов двигателей.

У большинства веществ при плавлении плотность уменьшается, исключениями являются вода и чугун. Всем известно, что лёд легче воды: он плавает на её поверхности. Аналогично, расплавленный чугун при кристаллизации немного расширяется — увеличивается в объёме. Это позволяет использовать его для литья изделий. Из чугуна отливали пушки, скульптуру. Всем известна чугунная ограда Летнего сада в Петербурге (рис. 52, *а*). Центр чугунного литья в России —

а) *б*)





Рис. 52. Художественные изделия из чугуна:
а — ограда Летнего сада; *б* — шкатулка каслинского литья

уральский город Касли. Изделия каслинских мастеров отличает тщательная проработка деталей (рис. 52, *б*).

Сплав железа с углеродом, содержащий от 0,5 до 2% углерода, называют *сталью*. Сталь твёрже железа, труднее гнётся, более упруга. В отличие от чугуна, раскалённая сталь пластична — легко поддаётся ковке, прокатке, прессованию. Чем больше в ней содержание углерода, тем она твёрже. Закалённая сталь образуется при резком охлаждении стали, нагретой до температуры красного каления. Такой сплав обладает высокой твёрдостью, но хрупок. Из закалённой стали изготавливают режущий инструмент. При медленном охлаждении получается отпущенная сталь, она мягкая и пластичная. Введением в расплав легирующих добавок — хрома, марганца, ванадия и др. — получают специальные сорта стали. Сталь, содержащая более 13% хрома, утрачивает способность корродировать на воздухе, становится *нержавеющей*. Её используют в химической промышленности, быту (рис. 53), строительстве. Из особо прочных сталей, содержащих ванадий, отливают броню.

Сплавы на основе свинца, олова, цинка и алюминия, имеющие низкий коэффициент трения (их называют *баббитами*), идут на изготовление деталей, подвергающихся трению, например, в подшипниках. Для связывания двух соединительных деталей при паянии используют легкоплавкий *припой*, который готовят сплавлением цинка с оловом, кадмием и свинцом. Сплав, содержащий 65% олова Sn и 35% свинца Pb, имеет самую низкую температуру плавления среди оловянно-свинцовых сплавов (181 °C).



Рис. 53. Изделия из нержавеющей стали

Сплавы меди с каким-либо другим металлом, за исключением цинка и никеля, называют *бронзами*. Наиболее известны и распространены оловянные бронзы, содержащие около 10% олова. Сплав, содержащий 10—15% олова, имеет золотисто-коричневый («бронзовый») цвет. При содержании олова 16—25% сплав становится бледно-жёлтым, при 26—33% олова — светло-серым.

При большем содержании олова получают так называемую белую бронзу, по цвету напоминающую серебро. Бронза была известна людям ещё задолго до того, как человечество научилось добывать олово в чистом виде, её получали, видимо, уже в 2500—2000 гг. до н. э. Олово в рудах часто встречается вместе с медью, поэтому при плавке меди образовывалась не чистая медь, а бронза. По сравнению с медью бронза обладает меньшей температурой плавления: чистая медь плавится при 1083 °С, сплав, содержащий 8% олова, — при 980 °С, а 22% олова — при 800 °С. Бронза характеризуется большей твёрдостью, чем медь и олово, что позволяет делать из неё не только хозяйственную утварь, но и оружие. Максимальной твёрдости сплав достигает при содержании олова 27%, однако при этом он приобретает хрупкость. Наибольшее распространение получил сплав, содержащий 4—6% олова. Такая бронза пластична, поддаётся ковке. Поэтому она употреблялась для изготовления оружия и различных предметов вплоть до XVIII в., когда была вытеснена чугуном. Но и сейчас благодаря изысканному цвету и способности быстро покрываться высокоценимой патиной бронза является важнейшим материалом для отливки колоколов, скульптуры и медалей.



Рис. 54. Памятники из бронзы:
а — Царь-колокол;
б — «Медный всадник»

Царь-пушка Московского Кремля — удивительное творение русского литейщика Андрея Чохова, двухсоттонный Царь-колокол, отлитый русскими мастерами И. Ф. и М. И. Моториными, «Медный всадник» Э. М. Фальконе, бронзовые кони на Аничковом мосту работы П. К. Клодта и многие другие замечательные памятники изготовлены из бронзы (рис. 54).

Современная бронза, используемая для художественного литья, содержит 82—89% меди, 5—7% олова, 5—7% цинка, 1—4% свинца, а также примеси сурьмы, железа, алюминия.

В «пушечной бронзе» около 85% меди, 5% цинка, 5% олова и 5% свинца. Колокольный металл содержит 78—80% меди и 20—22% олова. Корабельные винты делают из марганцевой бронзы, содержащей до 30% марганца. Кремнистая бронза (содержит 3—5% кремния) устойчива к разрыву и используется для изготовления воздушных проводов. Многие свойства различных бронз обусловлены содержащимися в них интерметаллидами, например $Cu_{31}Sn_8$.

Латуни — медно-цинковые сплавы, состоящие на 60—90% из меди и на 10—40% из цинка. Часто они содержат также марганец, свинец, алюминий. Латуни имеют красивый внешний вид (напоминают золото), дешевле бронз, легко обрабатываются, плавятся при температурах ниже температуры плавления меди, характеризуются высокой коррозионной стойкостью. При хранении на влажном воздухе латунные изделия тускнеют, но сам сплав при этом не разрушается. Латуни используют в кораблестроении, приборостроении, из них изготавливают гильзы патронов, трубы, краны, вентили.

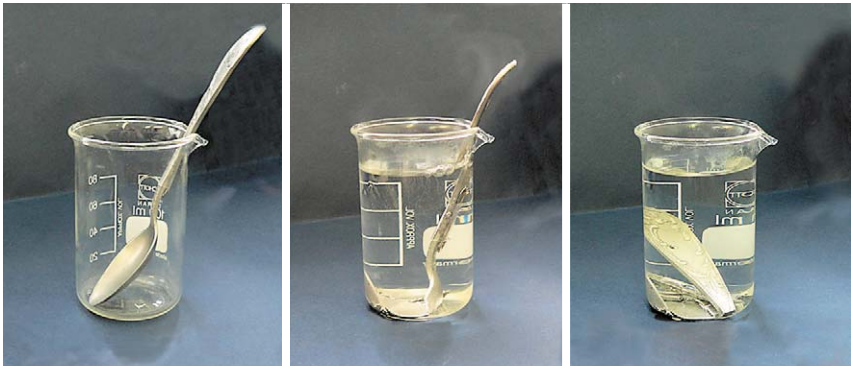


Рис. 55. Ложка, выполненная из сплава Вуда, плавится в горячей воде

Медно-никелевый сплав, содержащий 29—33% никеля, называют *мельхиором*. Он обладает высокой коррозионной стойкостью, не разрушается даже при длительном воздействии водяного пара, морской воды, щелочей. Мельхиор идёт на изготовление посуды, ювелирных изделий, используется в приборостроении.

Сплавы на основе ртути называют *амальгамами*. В зависимости от содержания металла амальгама является жидкой (при большей доле ртути) или твёрдой (при большей доле металла). Смеси ртути с оловом, серебром и другими металлами образуют быстро затвердевающие амальгамы, которые раньше применялись при пломбировании зубов (амальгамные пломбы). Ртуть, входящая в состав пломбы, содержится в виде интерметаллидов и не опасна для организма.

Температура плавления сплава может быть как выше, так и ниже температур плавления его компонентов. Подбирая определённые соотношения компонентов, в ряде случаев удаётся существенно понизить температуру плавления сплава. Например, сплав, содержащий 50% висмута (т. пл. 271 °С), 25% свинца (т. пл. 327 °С), по 12,5% олова (т. пл. 232 °С) и кадмия (т. пл. 321 °С), плавится при 60,5 °С, т. е. значительно ниже температуры кипения воды. По имени открывателя его называют сплавом Вуда. Ложкой, изготовленной из этого сплава, нельзя размешивать горячий чай — она размягчается и оседает на дно стакана (рис. 55). Сплав Вуда и другие подобные ему сплавы применяют в качестве легкоплавких припоев, предохранителей в паровых котлах и электротехнике.

Вопросы и задания

1. Дайте общую характеристику элементов-металлов. Укажите их положение в Периодической системе.
2. Какой металл имеет наиболее низкую температуру плавления? Какое применение металла основано на этом свойстве?
3. Составьте электронные конфигурации атомов Na, Al, K, Fe. Укажите максимальную степень окисления каждого элемента.
4. Какие элементы называют переходными? Приведите примеры.
5. Что называют сплавом? Приведите пример, показывающий, что свойства сплава отличаются от свойств его компонентов.
6. Как вы думаете, почему бронзовый век наступил раньше железного века?
7. На каком свойстве чугуна основано чугунное литьё?
8. Используя текст параграфа, заполните таблицу.

Название сплава	Примерный состав	Свойства	Применение

9. Если дотронуться до поверхности изделий из металла и дерева, то металл покажется более холодным, хотя на самом деле оба изделия имеют одинаковую температуру. О каком физическом свойстве металлов это свидетельствует?
10. При изготовлении электрических проводов используются медь или алюминий. Медь более предпочтительна, хотя она дороже. Как вы думаете, почему?

§ 13 Химические свойства металлов

В химических реакциях металлы выступают в роли восстановителей, т. е. повышают степень окисления. Следовательно, они способны вступать в реакции с окислителями, например неметаллами — хлором, кислородом, серой. При этом образуются соответственно хлориды, оксиды, сульфиды, например:

$$Sn + O_2 = SnO_2; \qquad Cu + Cl_2 = CuCl_2;$$
$$2Mg + O_2 = 2MgO; \qquad Fe + S = FeS.$$

Однако разные металлы проявляют восстановительные свойства в неодинаковой степени. Наибольшей химической активностью обладают щелочные металлы, расположенные

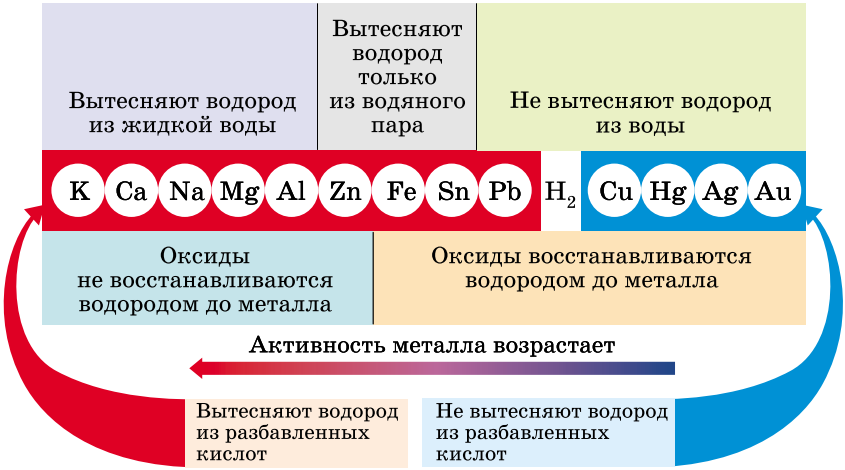


Рис. 56. Ряд стандартных электродных потенциалов

в главной подгруппе I группы Периодической системы. Они легко окисляются кислородом воздуха, бурно реагируют с водой, часто со взрывом. Следом за ними по активности расположены щёлочноземельные металлы: кальций, стронций и барий. В отличие от щелочных металлов, они не воспламеняются на воздухе, а лишь постепенно покрываются плёнкой оксида, спокойно реагируют с водой.

По химической активности в водных растворах металлы расположены в ряд напряжений (научное название — ряд стандартных электродных потенциалов) (рис. 56). В этот ряд, составленный русским химиком Н. Н. Бекетовым, включён также неметалл водород. Активность металлов убывает слева направо. Металлы, расположенные в начале ряда (до цинка), вытесняют водород из воды.

Поместим в кристаллизатор с водой небольшой кусок натрия. Металл покрывается пузырьками водорода и начинает двигаться по поверхности воды. От теплоты, выделяющейся в результате реакции, натрий плавится, уменьшаясь в размере, скорость его движения увеличивается. Продуктом реакции, помимо водорода, является щёлочь — гидроксид натрия. О её образовании можно судить по появлению малинового окрашивания при добавлении фенолфталеина:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow.$$



Рис. 57. Взаимодействие калия с водой

Реакция калия с водой протекает ещё более энергично — металл загорается, иногда со взрывом (рис. 57).

Щёлочноземельные металлы (кальций, стронций, барий), подобно щелочным, реагируют с водой даже на холоде, магний — при нагревании, а алюминий — только после обработки ртутью его поверхности.

Все металлы, стоящие в ряду левее водорода, вытесняют его из разбавленных кислот:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow,$$

$$Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2\uparrow.$$

Металлы, расположенные справа от водорода, с растворами кислот, за исключением азотной, не реагируют.

В этих реакциях окислителем являются ионы водорода H^+, образующиеся при диссоциации кислоты. Восстанавливаясь, они превращаются в водород, выделяющийся в виде газа. В растворах азотной кислоты окислителем выступают нитрат-ионы, которые в зависимости от природы металла и концентрации кислоты восстанавливаются до NO_2, NO, N_2O, N_2, NH_3. Азотная кислота реагирует даже с медью (рис. 58),



Рис. 58. Взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой

серебром и ртутью, расположенными в ряду напряжений правее водорода, например:

$$Cu + 4HNO_3(конц.) = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O.$$

Водород при этом не выделяется. В реакциях концентрированной серной кислоты с металлами происходит восстановление сульфат-ионов:

$$Cu + 2H_2SO_4(конц.) \xrightarrow{t} CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O.$$

Металлы вытесняют из солей менее активные металлы, стоящие правее их в ряду напряжений. Например, железный гвоздь, опущенный в раствор медного купороса, покрывается слоем меди, а синий раствор постепенно светлеет:

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu\downarrow.$$

Для протекания реакций замещения требуется, чтобы соли, как вступающие в реакцию, так и образующиеся в результате реакции, были растворимы в воде. Например, цинк легко вытесняет серебро из раствора нитрата серебра $AgNO_3$, однако реакция цинка со взвесью сульфида серебра Ag_2S, практически нерастворимого в воде, не протекает. Следует помнить, что металлы, реагирующие с водой, практически не вытесняют менее активные металлы из водных растворов их солей, так как взаимодействуют с ней.

Химически активные металлы способны вытеснять другие, менее активные металлы не только из солей, но и из оксидов. На этом основана алюмотермия — восстановление железа из оксида железа алюминием:

$$2Al + Fe_2O_3 = 2Fe + Al_2O_3.$$

Смесь двух молей алюминия и одного моля оксида железа (III) называют термитом. При его горе-



Рис. 59. Горение термита

нии происходит бурная реакция (рис. 59), выделяющейся теплоты оказывается достаточно для плавления железа. На этом основано использование термита для сварки повреждённых рельсов.

Соединения некоторых металлов придают пламени характерный цвет: лития — карминово-красный, натрия — жёлтый, калия — фиолетовый, кальция — кирпично-красный, бария — жёлто-зелёный, меди — зелёный (рис. 60). Это используют в химическом анализе для идентификации соединений, а также в пиротехнике при изготовлении смесей для салютов и фейерверков (рис. 61).

Самопроизвольное разрушение металлов и сплавов под действием окружающей среды называют *коррозией*. При этом электронейтральные атомы металла превращаются в положительно заряженные ионы, т. е. окисляются. В качестве окислителя обычно выступает кислород воздуха. Таким образом, коррозия — это окислительно-восстановительный процесс, сопровождающийся переходом электронов от металла (восстановителя) к среде — кислороду (окислителю).

Различают два основных вида коррозии — химическую и электрохимическую. Химическая коррозия имеет место при взаимодействии металлов с сухими газами или жидкостями-неэлектролитами (бензином, маслом). Электрохимическая коррозия металлов происходит при контакте

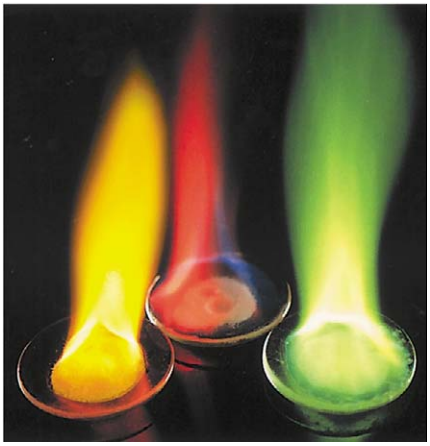
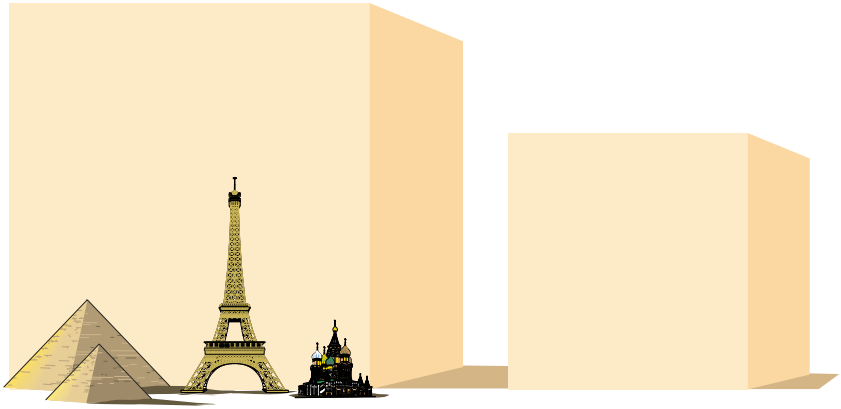


Рис. 60. Окрашивание пламени солями натрия, кальция и бария



Рис. 61. Салют



а) *б*)

Рис. 62. Соотношение между количеством произведённого (*а*) и количеством окислившегося (*б*) железа

с влажным воздухом и в растворах электролитов, она сопровождается возникновением электрического тока. Ежегодно в мире происходят значительные потери железа, вызванные его ржавлением — коррозией (рис. 62).

Всем известна ржавчина — рыхлый коричневый налёт, образующийся на железных изделиях при их хранении на влажном воздухе. В результате коррозии механические свойства и внешний вид изделия заметно ухудшаются, и со временем оно приходит в негодность. Хотя ржавчина не имеет определённого состава, её условно записывают в виде гидроксида железа (III). Таким образом, процесс коррозии можно представить уравнением

$$\overset{0}{4Fe} + \overset{0}{3O_2} + 6H_2O = \overset{+3\ -2}{4Fe(OH)_3}.$$

$\overset{0}{Fe} - 3e^- \longrightarrow \overset{+3}{Fe}$	3	4	окисление
$\overset{0}{O_2} + 4e^- \longrightarrow 2\overset{-2}{O}$	4	3	восстановление

$$\overset{0}{4Fe} + \overset{0}{3O_2} \longrightarrow \overset{+3}{4Fe} + 6\overset{-2}{O}$$

Реакция происходит в мельчайших каплях жидкости на поверхности железа. Молекулы кислорода взаимодействуют

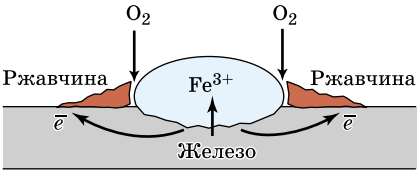


Рис. 63. Коррозия железа

с водой, превращаясь в гидроксид-ионы и отбирая электроны у атомов железа. При этом атомы железа становятся ионами, которые взаимодействуют с гидроксид-ионами и образуют ржавчину (рис. 63).

Коррозия значительно ускоряется при наличии в железе примесей, а также под действием некоторых ионов, содержащихся в растворе. По этой причине в морской воде железо ржавеет значительно быстрее, чем в пресной. Для очистки изделия от ржавчины его обрабатывают соляной кислотой, содержащей *ингибитор*, т. е. вещество, замедляющее скорость окисления. В качестве ингибитора коррозии железа используют солянокислый бутиламин.

Учёными разработано множество способов защиты от коррозии. На поверхность металла можно нанести защитное покрытие — краску, специальную смазку, другой металл, например олово. Все эти вещества механически предохраняют железо от контакта с кислородом воздуха, т. е. от окисления. Однако, если такое покрытие в одном месте окажется повреждённым, железо начинает ржаветь.

Более совершенны химические способы защиты от коррозии. Кровельное железо, которым покрывают крыши зданий, обычно цинкуют — наносят тонкий слой цинка. Цинк — более активный металл, чем железо, поэтому он будет окисляться первым. Оцинкованное железо не ржавеет до тех пор, пока весь цинк не окислится. Для защиты трубопроводов и днищ судов более активный металл (обычно магний), называемый протектором, соединяют с металлом защищаемой конструкции. Так, во время длительной стоянки с кораблей на стальных тросах спускают в море магниевые протекторы. Растворённый в воде кислород в первую очередь реагирует с магнием, а железо, соединённое с ним проводником тока, не подвергается окислению. Такую защиту от коррозии называют протекторной.

Самой надёжной защитой от коррозии, безусловно, является создание коррозионностойких материалов, например нержавеющей стали. Выполненные из неё изделия с каждым годом всё прочнее входят в наш быт.

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте химические свойства металлов.
2. Почему загоревшийся натрий не тушат водой, а засыпают песком?
3. Что называют алюмотермией? Напишите уравнение реакции получения хрома методом алюмотермии из оксида хрома (III). Укажите окислитель и восстановитель.
4. Воспользовавшись рисунком, расскажите о применении поваренной соли (рис. 64). Напишите уравнения реакций электролиза расплава и раствора хлорида натрия.
5. Лавуазье получал водород, пропуская пары́ воды через раскалённый на жаровне пушечный ствол. При этом наряду с водородом образовывалась железная окалина Fe_3O_4. Напишите уравнение реакции. Назовите окислитель и восстановитель.
6. Какое явление называют коррозией?

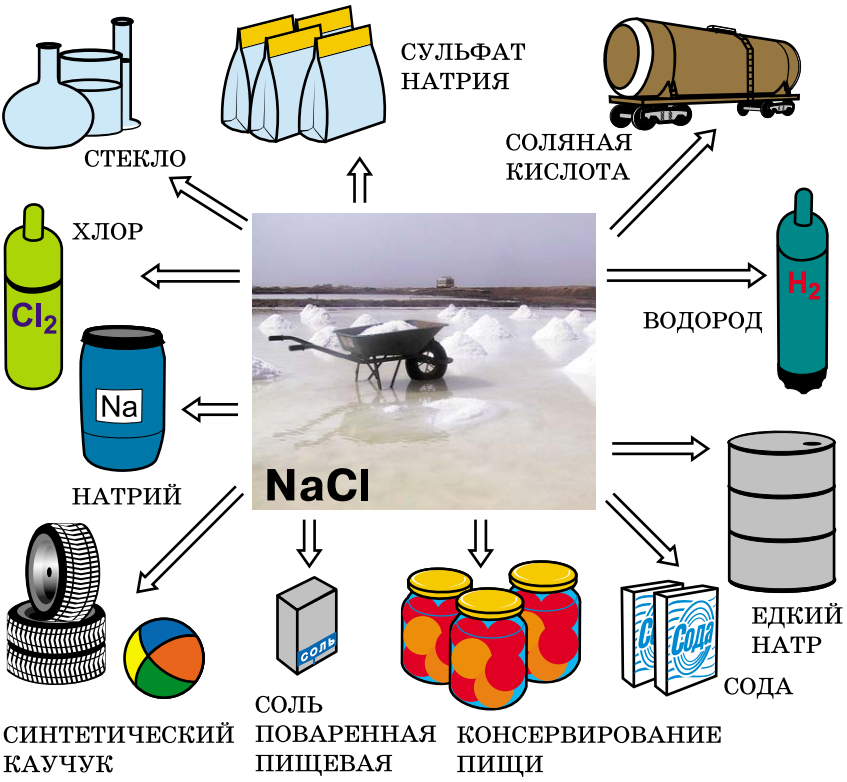


Рис. 64. Применение поваренной соли

7. Какое ведро — лужёное (покрытое оловом) или оцинкованное (покрытое цинком) — надёжнее защищено от коррозии? Почему?

8. Для борьбы с вредителями сельского хозяйства используют бордоскую жидкость, содержащую сульфат меди (II). Почему её нельзя хранить в железных вёдрах?

9. Заполните таблицу «Способы защиты металлов от коррозии».

Название	Описание
1. Нанесение защитных покрытий	
2. Использование коррозионностойких материалов	
3. Введение ингибиторов коррозии	
4. Протекторная защита	

10. В какой кислоте можно растворить следующие сплавы: баббиты, бронзы, латуни, амальгамы, сплав Вуда? Для каждого случая напишите по одному уравнению реакции металла, входящего в состав сплава, с этой кислотой.

§ 14 Металлы в природе. Общие способы получения металлов. Металлургия

В самородном виде в природе преимущественно встречаются золото, серебро, платина, которые не реагируют с кислородом. Другие, более активные металлы, например железо, медь, также могут быть найдены в виде самородков, но значительно реже. Большинство металлов в земной коре находится в виде соединений — оксидов, сульфидов, карбонатов, сульфатов. Индивидуальные вещества, образующие земную кору, называют *минералами*. Каждый минерал, помимо химического, имеет тривиальное название. Например, корундом называют природный оксид алюминия Al_2O_3, кварцем — оксид кремния SiO_2, галенитом — сульфид цинка ZnS, киноварью — сульфид ртути HgS, аурипигментом —

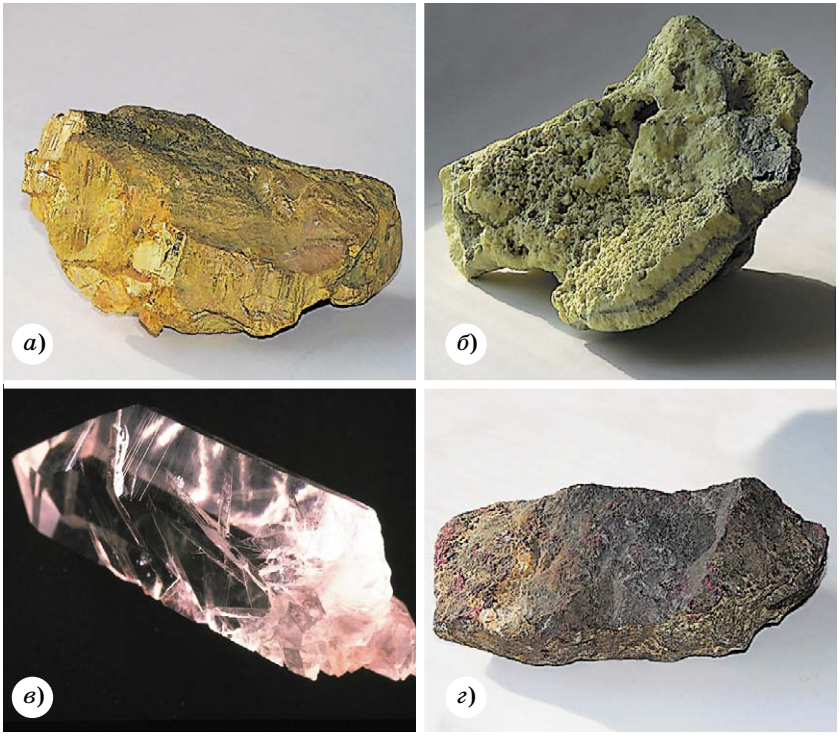


Рис. 65. Минералы: *а* — аурипигмент; *б* — самородная сера; *в* — кварц; *г* — киноварь

сильфид мышьяка As_2S_3. Некоторые минералы образуют крупные яркоокрашенные кристаллы с множеством граней (рис. 65).

Из отдельных минералов сложены *горные породы*. Например, мрамор состоит из отдельных кристаллов карбоната кальция — кальцита (рис. 66). Гранит представляет собой смесь кварца, полевого шпата и слюды. Природные образования, содержащие минерал в количестве, пригодном для его извлечения, называют *рудой*. Чем больше нужного минерала в руде, тем выше её ценность. Руды некоторых редких металлов (платиновые металлы, уран) могут содержать доли процента необходимого металла, такую руду первоначально обогащают, получая концентрат.

Науку о промышленных способах получения металлов из природного сырья называют *металлургией*. Такое же

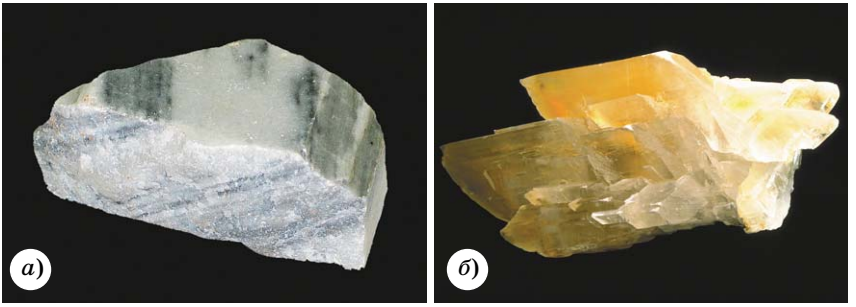


Рис. 66. Мрамор (*а*) состоит из отдельных кристаллов кальцита (*б*)

название носит и отрасль промышленности, занимающаяся добычей и производством металлов. Различают чёрную (производство железа и его сплавов) и цветную металлургию (производство всех других металлов, кроме железа). *Пирометаллургией* называют процессы восстановления металлов из руд, проводимые при высоких температурах. Она включает восстановление оксидов различными восстановителями. Методами пирометаллургии получают цинк, олово, свинец, железо, хром, титан, молибден и многие другие металлы. *Гидрометаллургия* охватывает методы выделения металлов из растворов их солей путём электролиза растворов или вытеснением более активным металлом. Так производят медь, кадмий, извлекают золото и серебро. *Электрометаллургия* — получение активных металлов (алюминия, натрия, кальция) при помощи электролиза расплавов.

Способ производства металла выбирают, исходя из его химической активности, а также из типа соединений, в виде которых он встречается в природе.

Из оксидов и некоторых солей металлы выделяют восстановлением. В качестве восстановителя чаще всего используют уголь:

$$ZnO + C \overset{t}{=} Zn + CO.$$

Некоторые металлы восстанавливают действием водорода. Так в промышленности получают тугоплавкие металлы — молибден и вольфрам:

$$MoO_3 + 3H_2 \overset{t}{=} Mo + 3H_2O.$$

Иногда в качестве восстановителя используют другой, более активный металл, например кальций или алюминий (алюмотермия).

Если металл встречается в природе в виде соединений с серой, первоначально их переводят в оксиды путём обжига — нагревания на воздухе или в кислороде:

$$2ZnS + 3O_2 \overset{t}{=} 2ZnO + 2SO_2\uparrow.$$

Карбонатные породы переводят в оксиды прокаливанием:

$$BaCO_3 \overset{t}{=} BaO + CO_2\uparrow.$$

Другим распространённым способом производства металлов является электролиз. Многие активные металлы (натрий, кальций, алюминий) получают электролизом расплавленных солей или оксидов. Малоактивные металлы, например медь, выделяют при пропускании электрического тока через водные растворы их солей (см. § 10).

Электролиз используют также для очистки металлов (электролитическое рафинирование).

Большинство металлов переводят в слитки при помощи литья: расплавленный металл заливают в форму, где он и застывает. Однако наиболее тугоплавкие металлы, например вольфрам, из которого делают нити накаливания электроламп, расплавить в печи необычайно трудно. Для получения слитков вольфрама применяют *порошковую металлургию* — особый метод, позволяющий избежать литья. Он основан на спекании предварительно спрессованного порошка металла при температуре выше 1000 °С в атмосфере водорода. Затем через брусок из металла пропускают электрический ток, за счёт чего он разогревается до температуры плавления, и при этом отдельные его зёрна свариваются друг с другом. Полученное изделие подвергают горячей ковке и прокатке.

Сырьём для производства чугуна служат железная руда и кокс, т. е. углерод, полученный при коксовании каменного угля — его разложении без доступа воздуха. В качестве железной руды обычно используют железняки — магнитный Fe_3O_4, красный Fe_2O_3, бурый $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$. Выплавку чугуна производят в домнах — больших печах высотой до 80 м, выложенных изнутри огнеупорным кирпичом, а сверху покрытых стальным кожухом. Сверху в доменную печь непрерывно загружают руду и кокс, а снизу подают горячий воздух,

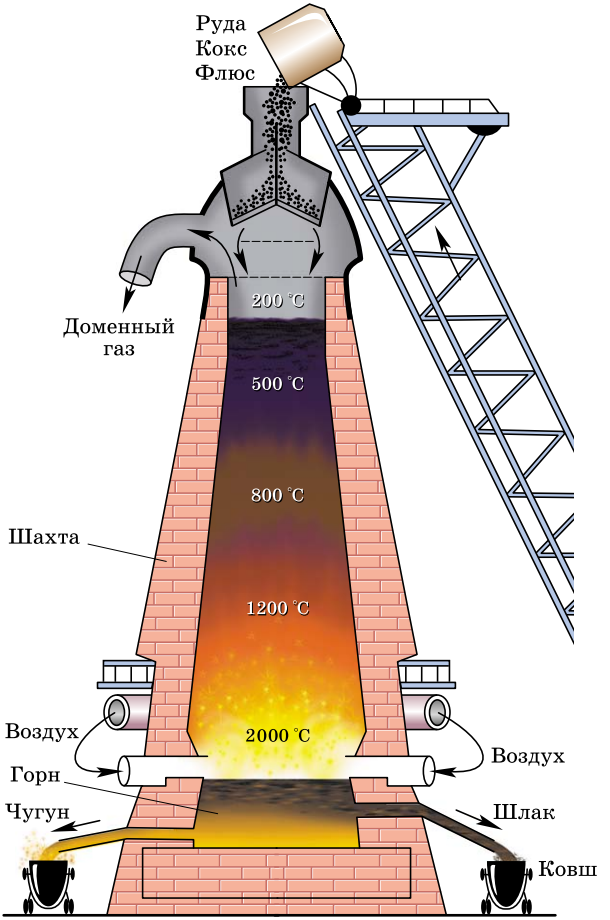


Рис. 67. Доменная печь

обогащённый кислородом (рис. 67). В основе получения железа из руды лежат реакции восстановления оксидов углём и угарным газом CO — продуктом его неполного окисления:

$$Fe_2O_3 + 3C = 2Fe + 3CO,$$

$$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2.$$

В нижней части печи температура достигает 2000 °C. В расплавленном железе, образовавшемся при восстановлении руды, растворяется углерод, частично взаимодействуя с ним с образованием карбида железа — цементита Fe_3C. Так



Рис. 68. Расплавленный чугун



Рис. 69. Боксит

получают чугун (рис. 68). Для переработки его в сталь излишний углерод необходимо выжечь — окислить кислородом. Это осуществляют в сталеплавильном цехе. Однако при пропускании кислорода через расплавленный чугун часть железа также окисляется кислородом до оксида:

$$2Fe + O_2 \overset{t}{=} 2FeO.$$

Для обратного восстановления оксида железа (II) до металла в расплав вводят *раскислители*, как правило, это марганец, барий, кальций, лантан. Они и восстанавливают окислившееся железо:

$$Mn + FeO = MnO + Fe,$$

а затем отделяются от расплава, всплывая на его поверхность в виде легкоплавких шлаков.

По практической важности среди металлов на втором месте после железа находится алюминий. Он почти в три раза легче стали, имеет высокую электропроводность, устойчив к коррозии. Из алюминия делают провода и конденсаторы, бытовую посуду, алюминиевая фольга является удобным обёрточным материалом. Чистый алюминий мягкий и пластичный, что ограничивает его применение в технике. Для увеличения твёрдости металл легируют магнием, медью, цинком, кремнием. Так создают дюралюмин (алюминий — медь — магний), магналий (алюминий — магний) и силумин (алюминий — кремний), используемые в авиастроении, машиностроении, строительстве зданий.

Сырьём для производства алюминия служат бокситы (рис. 69), которые прокаливанием переводят в корунд. Алю-

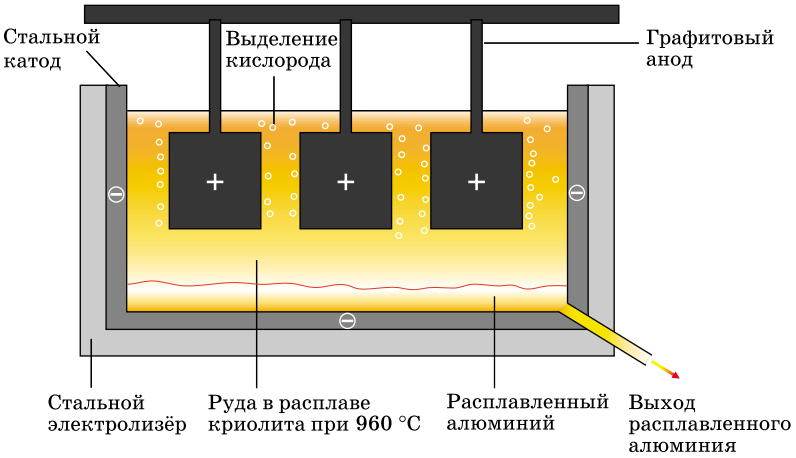


Рис. 70. Схема производства алюминия

миний, подобно другим высокоактивным металлам, в промышленности получают электролизом расплава. В качестве электролита используют расплавленную смесь корунда Al_2O_3 и криолита Na_3AlF_6. Корпус электролизёра, являющийся катодом, выполняют из стали. Анодом служат графитовые блоки, погружённые в реактор. Так как в ходе процесса выделяется кислород, блоки постепенно выгорают, окисляясь до угарного газа:

$$2Al_2O_3 \xrightarrow{\text{криолит, 960 °C}} 4Al + 3O_2\uparrow,$$

$$2C + O_2 = 2CO.$$

Плотность жидкого алюминия ниже плотности расплава криолита, поэтому продукт собирается на дне электролизёра, откуда его периодически выпускают и разливают в слитки. Производство алюминия относят к числу энергоёмких, поэтому его размещают вблизи источников дешёвой электроэнергии (рис. 70).

Вопросы и задания

1. Что называют минералом, горной породой, рудой? Приведите примеры.
2. Дайте определения понятий: «металлургия», «чёрная металлургия», «цветная металлургия», «пирометаллургия», «гидрометаллургия», «электрометаллургия».



Рис. 71. Применение алюминия

3. Какие химические реакции происходят в доменной печи? Почему в доменном процессе образуется чугун, а не железо?
4. Какие процессы лежат в основе переработки чугуна в сталь?
5. Сравните железо и алюминий по химической активности (положение в ряду напряжений, отношение к воде, растворам кислот).
6. Как получают слитки тугоплавких металлов?
7. При обжиге галенита PbS образуется оксид свинца (II) и выделяется сернистый газ. Напишите уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.
8. Воспользовавшись рисунком 71, расскажите о применении алюминия.
9. Сколько килограммов алюминия можно получить из 25,5 кг корунда?
10. Драгоценный камень рубин представляет собой кристалл корунда, в котором часть атомов алюминия заменена на хром. Найдите массу хрома, содержащегося в рубине массой 4 г, в котором 2% алюминия замещены на хром.

Самое важное в главе 3

Неорганические вещества подразделяют на простые и сложные. Среди простых веществ различают металлы и неметаллы. Число простых веществ в несколько раз пре-

вышает количество элементов из-за аллотропии. Так называют способность данного элемента образовывать несколько простых веществ.

Элементы-неметаллы на внешнем уровне содержат много валентных электронов, поэтому для достижения устойчивой восьмиэлектронной оболочки им выгоднее присоединять электроны, чем отдавать их. В реакциях неметаллы выступают в роли окислителей. Наиболее типичные неметаллы расположены в главной подгруппе VII группы, их называют галогенами.

Элементы-металлы, напротив, отдают электроны, проявляя восстановительные свойства. Простые вещества — металлы характеризуются рядом общих свойств: имеют высокую тепло- и электропроводность, металлический блеск, кристаллическую структуру металлического типа. Все эти свойства обусловлены наличием в них свободных электронов. По химической активности в водных растворах металлы расположены в ряд, называемый рядом напряжений. Чем активнее металл, тем левее он расположен в ряду. Металлы, находящиеся в начале ряда, например натрий, калий, кальций, способны вытеснять водород не только из растворов кислот, но и из воды. Наименее активны металлы, расположенные правее водорода, — они не взаимодействуют с растворами кислот.

Многие металлы находят применение в виде сплавов, представляющих собой твёрдые растворы или соединения нескольких металлов друг с другом. Особо важны сплавы на основе железа (чугун, сталь), меди (бронза, латунь), алюминия (дюралюмин).

Процессами производства металлов из руд занимается металлургия. Чёрная металлургия представлена производством чугуна и стали. Чугун образуется в результате доменного процесса — восстановления железной руды коксом. Он содержит отдельные включения графита, которые делают его хрупким. Для переработки в сталь через расплавленный чугун пропускают кислород, выжигая лишний углерод. В отличие от чугуна, сталь легко поддаётся ковке и прокатке. Большое количество железа и его сплавов разрушается вследствие коррозии — окисления кислородом на влажном воздухе. Борьба с коррозией осуществляется как физическими, так и химическими методами.

Тестовые задания к главе 3

1. С каким веществом кальций реагирует, а медь нет?

1) O_2 2) Cl_2 3) H_2SO_4 4) H_2O

2. Установите соответствие между простым веществом и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать.

ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО	РЕАГЕНТЫ
А) углерод	1) CuO, H_2, Al
Б) алюминий	2) HNO_3 (конц.), $MgSO_4$, HCl
В) сера	3) O_2, H_2SO_4 (разб.), HNO_3 (разб.)
Г) железо	4) H_2SO_4 (конц.), KOH, H_2
	5) HNO_3 (конц.), $Hg(NO_3)_2$, K_2SO_4

3. Сокращённое ионное уравнение

$$SO_3^{2-} + 2H^+ = SO_2\uparrow + H_2O$$

описывает реакцию между

1) $BaSO_3$ и HCl
2) $KHSO_3$ и KOH
3) Na_2SO_3 и H_2SO_4
4) K_2SO_2 и H_2SiO_3

4. Определите вещества X и Y в схеме превращений:

$$Fe_2O_3 \xrightarrow{X} Fe \xrightarrow{Y} FeSO_4.$$

1) X — H_2, Y — SO_3
2) X — C, Y — $CuSO_4$
3) X — Al, Y — H_2SO_4 (конц.)
4) X — CO_2, Y — H_2SO_4 (разб.)

5. Верны ли следующие суждения о хлоре?

А. Хлор является сильным окислителем.

Б. Из всех галогенов наибольшую электроотрицательность имеет хлор.

1) верно только А
2) верно только Б
3) верны оба суждения
4) оба суждения неверны

6. В схеме превращений

$$Al_2S_3 \longrightarrow X_1 \longrightarrow X_2 \longrightarrow KAlO_2$$

веществами X_1 и X_2 являются соответственно

1) Al_2O_3 и $Al(OH)_3$
2) Al и $AlCl_3$
3) $Al(OH)_3$ и Al_2O_3
4) $Al_2(SiO_3)_3$ и $AlPO_4$

7. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА	РЕАГЕНТЫ
А) S	1) O_2, Fe, Cl_2
Б) P_2O_5	2) Br_2, $FeSO_4$, HCl
В) $Zn(OH)_2$	3) Li_2O, $Ba(OH)_2$, H_2O
Г) Na_2S	4) NH_3, $Ca_3(PO_4)_2$, HNO_3
	5) KOH, H_3PO_4, HBr

8. Как магний, так и фосфор реагируют с
1) раствором гидроксида калия
2) соляной кислотой
3) разбавленной серной кислотой
4) концентрированной азотной кислотой

9. В схеме превращений

$$Fe \xrightarrow{X_1} FeCl_2 \xrightarrow{X_2} FeCl_3$$

веществами X_1 и X_2 являются соответственно
1) Cl_2 и HCl
2) HCl и Cl_2
3) HCl и Fe
4) HCl и $ZnCl_2$

10. Магний может взаимодействовать с каждым из веществ
1) HCl, NaOH 2) Cl_2, NaCl 3) N_2, HNO_3 4) C, Fe

11. С кислородом может реагировать оксид
1) цинка
2) железа (III)
3) серы (VI)
4) углерода (II)

12. При растворении алюминия в избытке щёлочи выделилось 16,8 л (н. у.) газа. Масса вступившего в реакцию алюминия равна
1) 27 г 2) 20,25 г 3) 13,5 г 4) 9 г

13. Установите соответствие между простым веществом и реагентами, с каждым из которых оно может взаимодействовать.

ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО	РЕАГЕНТЫ
А) Na	1) Cu, N_2, H_2SO_4
Б) Si	2) O_2, Mg, KOH
В) O_2	3) H_2, H_2O, HCl
Г) C	4) H_2, Cu, NH_3
	5) Ca, HNO_3, CuO

14. Сумма минимальных целочисленных коэффициентов в правой части уравнения реакции

$$NO_2 + FeCl_2 + HCl = NO + ... + ...$$

равна

1) 5 2) 4 3) 3 4) 6

15. Алюминий вступает в реакцию замещения с

1) S 2) Fe_3O_4 3) O_2 4) HNO_3

16. Какое вещество реагирует с разбавленным раствором H_2SO_4 с выделением водорода?

1) Cu 2) CuO 3) Al 4) $Zn(OH)_2$

ГЛАВА 4

Научные основы химического производства

§ 15 Время в химии. Скорость химических реакций



Рис. 72. Реакция окисления иодида калия пероксидом водорода

Окружающий нас мир постоянно изменяется: каждую секунду в нём происходит неисчислимое множество химических реакций, в результате которых одни вещества превращаются в другие. Время протекания реакций изменяется в очень широких пределах — от миллиардных долей секунды до миллионов лет (образование каменного угля из растительных остатков). Некоторые реакции мы можем наблюдать непосредственно, например ржавление железных предметов, свёртывание крови, сгорание автомобильного топлива. Другие реакции протекают настолько медленно, что их результаты становятся заметными только через несколько лет, например окисление серебра, которое приводит к почернению серебряных предметов. Очень быстро, в течение секунд, происходят многие реакции в растворах, и практически мгновенно заканчиваются взрывные реакции. Все эти реакции происходят с разными скоростями. Например, реакция окисления иодида калия пероксидом водорода

$$2KI + H_2O_2 = I_2 + 2KOH$$

протекает всего две секунды, о чём свидетельствует появление окраски при образовании иода (рис. 72).

Скорость химической реакции определяют аналогично скорости движения. Если в механике скорость равна расстоянию, пройденному в единицу времени, то скорость реакции — это число молекул N, образовавшихся в единицу времени t:

$$v = \frac{N}{t}.$$

В нашей жизни часто возникает задача управления скоростью реакции. «Хорошие» реакции нужно заставлять идти быстро, а «плохие» — медленно. «Хорошие» реакции приводят к получению новых веществ или ценных промышленных продуктов, «плохие» — к разрушению веществ: старению живых организмов, коррозии металлов, истощению озонового слоя, разложению сверхпроводников. Для того чтобы управлять течением химических реакций, надо понимать, от каких факторов зависит их скорость.

Почти все химические реакции в растворах или в газовой фазе происходят при столкновении молекул. Чем больше столкновений, тем выше скорость реакции. Число столкновений определяется числом молекул в единице объёма, т. е. скорость реакции зависит от *концентраций реагирующих веществ*.

Если бы при каждом столкновении молекулы вступали в реакцию, то все химические превращения заканчивались бы мгновенно, и многие из них — со взрывом. На самом деле одни молекулы при столкновении превращаются в продукты реакции, а другие нет. От чего это зависит? От энергии, которая нужна для разрыва или ослабления «старых» химических связей. «Активные» молекулы, которые обладают некоторым запасом энергии, при столкновении могут «слипнуться» и образовать одну новую частицу или обменяться частями с образованием нескольких новых молекул. Если же энергия молекул мала, то столкновение не приводит к реакции: молекулы сталкиваются и разлетаются, химического превращения не происходит.

Между продуктами реакций и реагентами всегда существует энергетический барьер, который должны преодолеть молекулы, чтобы произошла реакция (рис. 73). Высоту этого барьера называют *энергией активации*. Преодолеть этот

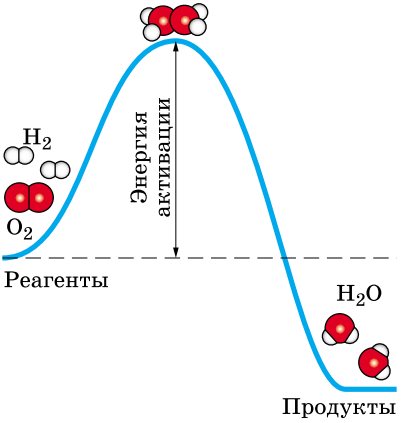


Рис. 73. Энергия активации химической реакции

барьер могут не все молекулы, а только наиболее активные, энергия которых превышает энергию активации.

Таким образом, чем больше энергия молекул, тем выше скорость реакции. А энергия молекул зависит от температуры. Поэтому второй важнейший фактор, определяющий скорость реакции, — *температура*.

Скорость большинства реакций увеличивается с ростом температуры. Об этом же говорит наш повседневный опыт. Так, мясо при комнатной температуре портится гораздо быстрее, чем в холодильнике. В странах с тропическим климатом фрукты созревают раньше, а машины ржавеют быстрее, чем в северных странах.

Опыт показывает, что при каждом увеличении температуры, например, на 10 °С скорость любой реакции возрастает в одно и то же число раз — примерно в 2—3 раза. Это утверждение называют правилом Вант-Гоффа в честь голландского химика, который его открыл.

П р и м е р. Срок хранения автомобильных покрышек при температуре +15 °С — 8 лет, а при температуре +10 °С — 12 лет. Сколько лет можно хранить покрышки при +5 °С?

Р е ш е н и е. Средняя скорость старения резины обратно пропорциональна сроку хранения. При охлаждении на 5 °С скорость старения уменьшится в 12/8 = 1,5 раза. При охлаждении ещё на 5 °С, до +5 °С, скорость реакции опять уменьшится в 1,5 раза, а срок хранения увеличится в 1,5 раза и составит $12 \cdot 1{,}5 = 18$ лет.

О т в е т: 18 лет.

Для гетерогенных реакций, происходящих на поверхности раздела фаз, огромное значение имеет *величина поверхности*. Так, деревянные щепки сгорают намного быстрее, чем целое полено такой же массы; аналогично сахарный песок растворяется в чае быстрее, чем кусок сахара (растворе-

ние — это физико-химический процесс). Таким образом, чем больше поверхность, тем выше скорость гетерогенной реакции.

Во многих случаях скорость реакции можно увеличить до нужного значения с помощью специальных веществ — *катализаторов*. Они изменяют скорость реакции, но сами в результате не расходуются. Например, реакция окисления сернистого газа

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3,$$

которая играет главную роль в производстве серной кислоты, протекает очень медленно даже при нагревании. Если к этой газовой смеси добавить оксид азота NO, то он будет реагировать с кислородом, образуя NO_2, который легко окисляет SO_2 до SO_3:

$$2NO + O_2 = 2NO_2,$$
$$2NO_2 + 2SO_2 = 2NO + 2SO_3.$$

Если сложить эти два уравнения, то NO и NO_2 сократятся и останется только уравнение реакции окисления SO_2 в SO_3. Мы видим, что катализатор NO участвует в реакции окисления, ускоряет её, но в результате не расходуется.

Таким образом, катализатор играет в химической реакции роль посредника. С аналогичными ситуациями мы часто сталкиваемся и в жизни. Допустим, мы решили купить квартиру, но не знаем, как это сделать, — «реакция не идёт». Процесс сильно ускорится, если найти хорошего риэлтора, который направит наши действия по правильному пути — поможет выбрать квартиру и подскажет, как оформить документы. Точно так же и катализаторы направляют реакцию по другому, энергетически более выгодному пути, который характеризуется меньшим энергетическим барьером.

В гетерогенных реакциях роль посредника выполняет поверхность катализатора. Например, реакция гидрирования этилена

$$C_2H_4 + H_2 \longrightarrow C_2H_6$$

заметно ускоряется в присутствии металлического никеля. Чтобы понять, почему это происходит, рассмотрим процесс по стадиям. Сначала молекулы водорода и этилена разме-

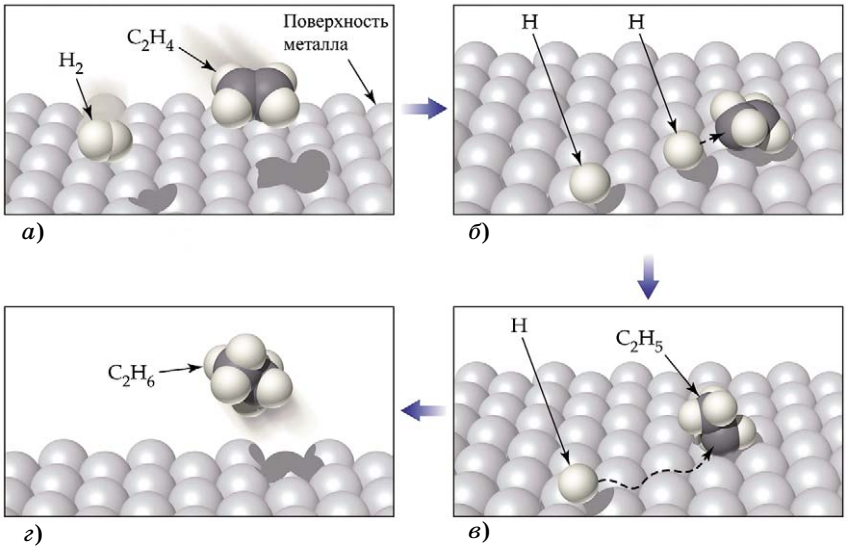


Рис. 74. Механизм действия гетерогенного катализатора

щаются на поверхности катализатора (рис. 74, *а*), где связь между атомами водорода в молекуле H_2 разрывается, после чего первый атом H присоединяется к молекуле C_2H_4 (рис. 74, *б*). Затем присоединяется второй атом H, и образуется молекула продукта C_2H_6, связанная с поверхностью катализатора (рис. 74, *в*). Наконец, молекула продукта отрывается от поверхности катализатора, и реакция завершается (рис. 74, *г*). Таким образом, реакция ускоряется благодаря тому, что на поверхности металла молекулы водорода распадаются на атомы H, которые гораздо активнее молекул.

По аналогичному принципу действуют катализаторы, которые входят в состав конвертеров выхлопных газов современных автомобилей (рис. 75).

В металлической оболочке конвертера расположен субстрат (сотовая подложка), на поверхность которого нанесён катализатор — смесь оксида алюминия Al_2O_3, оксида церия CeO_2 и платиновых металлов. Входящие в конвертер выхлопные газы содержат ядовитые примеси: оксиды CO, NO и несгоревшие углеводороды C_xH_y. На поверхности катализатора происходит полное окисление угарного газа CO

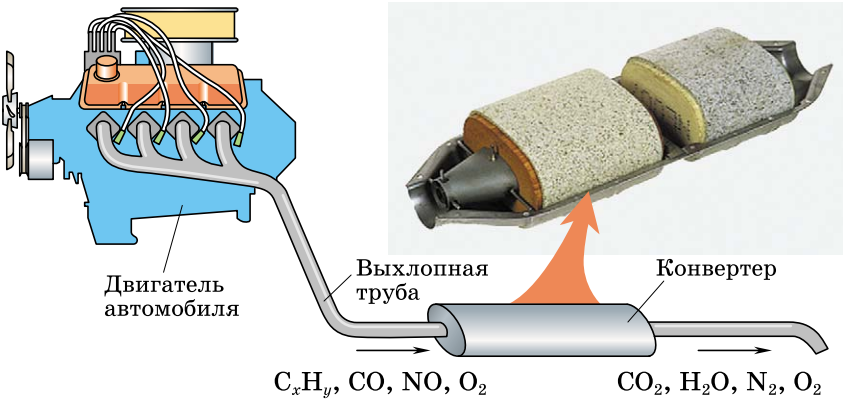


Рис. 75. Устройство каталитического конвертера

и углеводородов до углекислого газа и воды, одновременно ядовитый оксид азота NO восстанавливается до безвредного азота N_2:

$$2CO + O_2 = 2CO_2,$$

$$2C_8H_{18} + 25O_2 = 16CO_2 + 18H_2O\ (г),$$

$$2NO + 2CO = N_2 + 2CO_2.$$

В результате из выхлопной трубы выходят только углекислый газ, азот и вода. Тем самым выбросы вредных веществ в атмосферу резко уменьшаются. К 2001 г. более половины из 500 млн автомобилей на земном шаре были оснащены каталитическими конвертерами. С тех пор доля таких автомобилей только возрастает.

Найти катализатор для химической реакции — это настоящее искусство. Здесь учитывается всё: размеры молекул, их энергия, ориентация в пространстве, доступность, возможный экономический эффект и много других факторов. Не случайно большинство катализаторов, используемых в химической промышленности, запатентованы, а некоторые даже засекречены. Создание нового эффективного катализатора — серьёзное научное открытие, которое зачастую удостаивается престижных премий. Например, Нобелевскую премию по химии в 1963 г. получили итальянский и немецкий учёные, которые изобрели катализаторы, позволяющие синтезировать полимеры с регулярной струк-

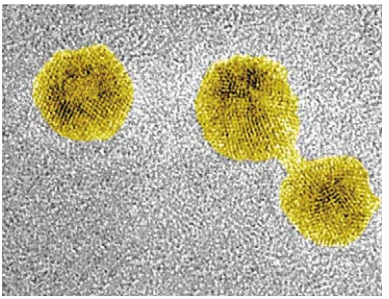


Рис. 76. Наночастицы золота на поверхности графита

турой. В 2005 г. эта премия была вручена французскому и двум американским химикам за разработку катализаторов органической реакции метатезиса.

В последние годы популярными стали катализаторы на основе наночастиц, т. е. агломератов диаметром от 1 до 100 нанометров (1 нм = 10^{-9} м), каждый из которых содержит несколько тысяч атомов. Очень большим каталитическим потенциалом обладают наночастицы золота (рис. 76): в их присутствии водород и кислород превращаются в пероксид водорода, а многие углеводороды легко окисляются до спиртов даже под действием воздуха.

Катализаторы участвуют во всех без исключения химических реакциях в человеческом организме. Катализаторы белковой природы называют *ферментами*. Они отличаются от обычных катализаторов большой эффективностью и высокой специфичностью — для каждой биохимической реакции существует свой фермент. Набор ферментов индивидуален для каждого живого организма — это его отличительная особенность. Состав этого набора определяется генетической информацией, которая в закодированном виде содержится в ДНК.

Вопросы и задания

1. Перечислите основные факторы (не меньше трёх), от которых зависит скорость химических реакций.
2. В костре щепки сгорают намного быстрее, чем целое полено такой же массы. Чем это можно объяснить?
3. Какие факторы влияют на скорость коррозии железа:

$$4Fe + 3O_2 + 6H_2O = 4Fe(OH)_3?$$

Как можно уменьшить скорость этой реакции?

4. Срок хранения креветок при температуре –3 °С равен трём суткам, а при температуре –13 °С — девяти суткам. Сколько времени креветки можно хранить при температуре –23 °С?

5. Предметы, сделанные из алюминия, на воздухе не горят. Однако мелкий порошок алюминия при внесении в пламя загорается, разбрасывая целый сноп искр (см. рис. 33). Чем это объясняется?
6. Приведите примеры реакций, протекающих с участием катализатора.
7. Энергетический барьер приходится преодолевать не только молекулам, но и людям в повседневной жизни. Приведите примеры общественных процессов, в которых участвуют только наиболее активные члены общества.

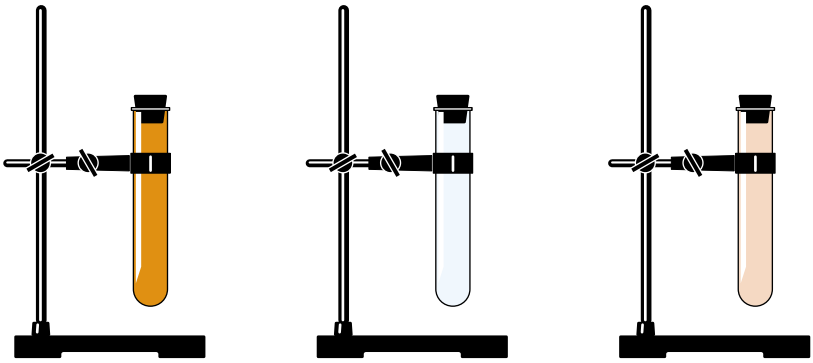
§ 16 Химическое равновесие и факторы, на него влияющие

Многие химические реакции протекают практически до конца. Например, мел полностью растворяется в избытке соляной кислоты с выделением углекислого газа:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Эта реакция идёт только в одну сторону — слева направо.

В то же время известны процессы, которые до конца не доходят, а останавливаются где-то в середине пути от исходных веществ к продуктам реакции. Это происходит потому, что эти реакции могут протекать в двух прямо противоположных направлениях — прямом и обратном. Рассмотрим



NO_2 *а)* | N_2O_4 *б)* | Равновесная смесь *в)*

Рис. 77. Установление равновесия между NO_2 и N_2O_4

простой пример. Оксид азота (IV) NO_2 представляет собой бурый газ (рис. 77, *а*). При его охлаждении ниже комнатной температуры окраска постепенно исчезает — бурый газ NO_2 превращается в бесцветный газ N_2O_4 (рис. 77, *б*):

$$2NO_2 \longrightarrow N_2O_4.$$

Если бесцветный газ N_2O_4 нагреть, то он разлагается и превращается в NO_2:

$$N_2O_4 \longrightarrow 2NO_2.$$

Окраска газа меняется с бесцветной на бурую. Таким образом, при низкой температуре NO_2 превращается в N_2O_4, а при высокой N_2O_4 разлагается до NO_2. Оказывается, при некоторых промежуточных температурах обе эти реакции могут происходить одновременно.

Реакции, которые при заданных условиях протекают как в прямом, так и в обратном направлении, называют *обратимыми*. При записи уравнений обратимых реакций вместо знака равенства используют противоположно направленные стрелки: «$\rightleftarrows$». Реакция образования N_2O_4 из NO_2 обратимая:

$$2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4.$$

При температуре ненамного выше комнатной оксид азота (IV) представляет собой смесь двух веществ — NO_2 и N_2O_4. Эта смесь имеет светло-бурый цвет (рис. 77, *в*).

Любая обратимая реакция состоит из двух противодействующих процессов: прямой и обратной реакций. Если скорость прямой реакции больше, чем скорость обратной, то исходные вещества превращаются в продукты, если наоборот, то из продуктов образуются исходные вещества (рис. 78, *а*, *в*). Рано или поздно всегда достигается такое состояние, когда скорости прямой и обратной реакций выравниваются. В этом случае говорят, что наступило *химическое равновесие*.

Химическое равновесие — состояние химической системы, при котором количества исходных веществ и продуктов не меняются со временем.

При равновесии количества всех веществ постоянны, поэтому возникает впечатление, что в системе ничего не происходит. Это впечатление ошибочно. На самом деле и прямая,

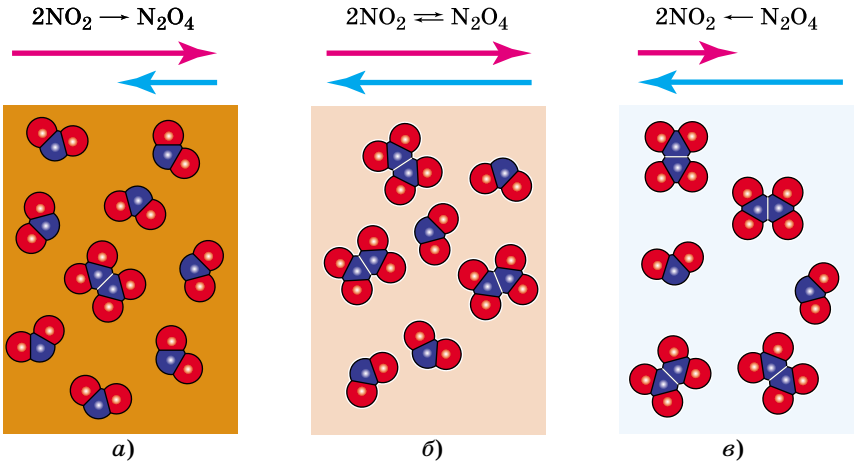


Рис. 78. Динамический характер химического равновесия:
а — $\upsilon_{пр} > \upsilon_{обр}$, реакция протекает слева направо;
б — $\upsilon_{пр} = \upsilon_{обр}$, химическое равновесие;
в — $\upsilon_{пр} < \upsilon_{обр}$, реакция протекает справа налево

и обратная реакции протекают одновременно, с одинаковой скоростью: сколько продуктов образуется за счёт прямой реакции, столько же их расходуется в обратной реакции. Химическое равновесие имеет динамический характер (рис. 78, *б*).

Химическое равновесие имеет много бытовых аналогий. Например, бюджет любой семьи складывается из доходов (прямая реакция) и расходов (обратная реакция). Если доходы превышают расходы, то благосостояние семьи растёт, в противном случае оно падает. Если же доходы равны расходам, то наступает финансовое равновесие, причём оно, как и химическое, имеет динамический характер — сколько денег зарабатывается, столько же и тратится.

Состояние окружающего нас мира определяется химическими равновесиями. Они присутствуют в природе повсеместно — в живых организмах, растворах, воздухе. Равновесия определяют содержание веществ в клетках, влияют на состав водоёмов и атмосферных слоёв.

Рассмотрим в качестве примера состояние озонового слоя в стратосфере, на высоте от 20 до 30 км от поверхности Земли. Озон O_3 постоянно образуется из кислорода: $3O_2 \longrightarrow 2O_3$. Эта реакция обратима: озон поглощает

ультрафиолетовое излучение Солнца и под его действием обратно превращается в кислород: $2O_3 \longrightarrow 3O_2$. Оказалось, что на положение равновесия озон $\rightleftarrows$ кислород могут влиять посторонние вещества. В 1985 г. в журнале «Nature» появилась статья британских учёных, в которой они сообщали о том, что содержание озона над Антарктидой периодически уменьшается, — это явление назвали озоновой дырой. Пытаясь объяснить появление озоновой дыры, учёные обнаружили, что озон очень чувствителен к присутствию в атмосфере свободных радикалов — активных частиц, таких как OH, Cl, NO, содержащих неспаренные электроны. Реагируя с этими веществами, озон превращается в кислород:

$$Cl + O_3 \longrightarrow ClO + O_2,$$

$$NO + O_3 \longrightarrow NO_2 + O_2.$$

Принято считать, что главные виновники разрушения озона — фреоны (хлорфторуглеводороды), которые использовали в качестве хладагентов. Попадая в атмосферу, фреоны под действием ультрафиолетового излучения разлагаются, выделяя атомы хлора, которые затем реагируют с озоном. Другой источник свободных радикалов — реактивные двигатели сверхзвуковых истребителей, в которых при высокой температуре реагируют между собой главные компоненты воздуха — азот и кислород:

$$N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO.$$

Образующийся оксид азота NO разрушает молекулы озона. В настоящее время исследования состояния озонового слоя и факторов, влияющих на содержание озона в стратосфере, продолжаются.

Химическое равновесие устанавливается и во многих промышленных процессах: в производстве аммиака NH_3, серной кислоты H_2SO_4, этилового спирта C_2H_5OH, этилена C_2H_4. Для того чтобы сделать эти производства рентабельными и добиться высокого выхода, нужно уметь смещать равновесие в сторону продуктов. Поскольку положение равновесия определяется скоростями прямой и обратной реакций, то оно зависит от тех же факторов, что и скорость, а именно *температуры* и *концентрации веществ*. На положение равновесия в реакциях с участием газов может влиять и *давление*.

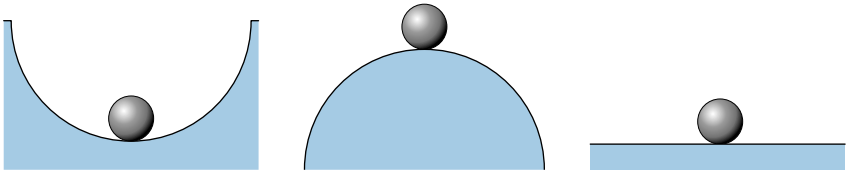
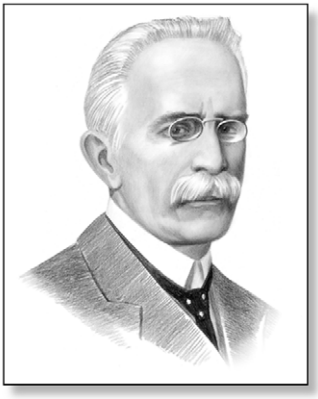


Рис. 79. Типы равновесных систем

Общий принцип, который помогает управлять положением равновесия, был сформулирован французским учёным А. Л. Ле Шателье.

Если на равновесную систему оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится так, чтобы уменьшить влияние этого воздействия.

Равновесие, которое сопротивляется внешним воздействиям, называют *устойчивым* (рис. 79). Химическое равновесие всегда устойчиво. В отличие от химического, финансовое равновесие бывает весьма неустойчивым. Наглядным примером служит дефолт 1998 г. в России. Тогда смещение равновесия путём ликвидации части государственных ценных бумаг привело к полному разрушению финансового рынка.



Анри Луи Ле Шателье (1850—1936)

Французский физикохимик, член Парижской академии наук. Ле Шателье проводил фундаментальные исследования металлургических и химико-технологических процессов. Наиболее значительные его работы были посвящены исследованию влияния давления и температуры на положение химического равновесия. В 1884 г. он сформулировал общий принцип смещения химического равновесия.

Используем принцип Ле Шателье для того, чтобы попытаться увеличить выход продуктов прямой реакции. Если реакция идёт с выделением теплоты ($Q > 0$), т. е. сопровождается разогреванием, то её надо охладить (рис. 80, *а*), в противном случае ($Q < 0$) — нагреть.

Давление заметно влияет только на реакции с участием газов, причём лишь на те из них, в которых изменяется общее число молекул. Если прямая реакция идёт с уменьшением числа молекул, то для смещения равновесия в сторону продуктов давление надо повышать (рис. 80, *б*), а если число молекул увеличивается, например в реакциях разложения, то давление надо понижать.

Интересную роль в равновесных системах играют катализаторы. При добавлении катализатора к веществам, находящимся в равновесии, ускоряются как прямая, так и обратная реакции, причём скорости обеих реакций возрастают в одинаковое число раз. Равновесие при этом сохраняется. Таким образом, катализатор не влияет на положение равновесия, а только приводит к более быстрому его установлению.

Принцип Ле Шателье применим не только в химии, но и в физике, биологии, социологии, политике, человеческих отношениях — в любых областях, где существуют устойчи-

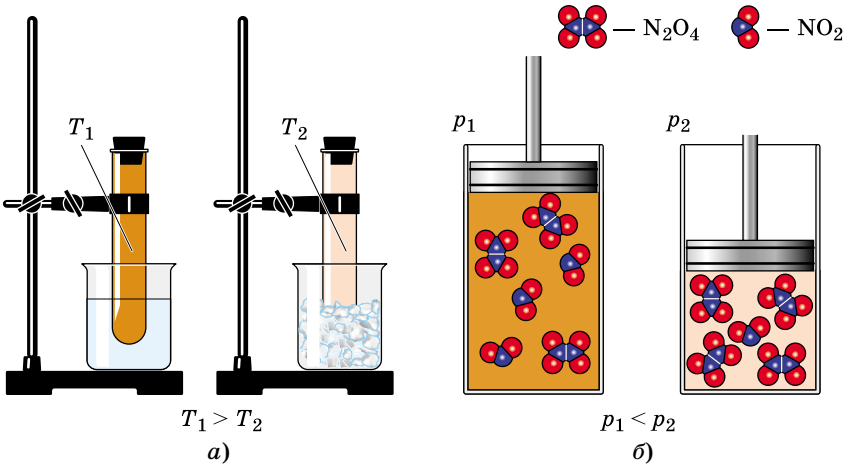


Рис. 80. Влияние температуры (*а*) и давления (*б*) на положение химического равновесия в реакции $2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$

вые равновесия. Например, в каждой семье существует равновесие между родителями и детьми. Положение этого равновесия зависит в первую очередь от родителей. Чем они строже, тем сильнее дети «зажаты», но тем лучше они себя ведут. Наоборот, чем больше родители позволяют детям, тем более дети раскованны, но при этом часто избалованны. Положение этого равновесия каждый родитель определяет сам методом проб и ошибок.

Вопросы и задания

1. Приведите примеры обратимых и необратимых реакций, с которыми вы сталкиваетесь в жизни.
2. Определите по рисунку 80, *а*, выделяется или поглощается теплота в реакции $2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$.
3. Как можно увеличить выход продуктов в промышленно важных реакциях:

   а) $C_2H_4(г) + H_2O(г) \rightleftarrows C_2H_5OH(г) + Q$;

   б) $C_2H_6(г) \rightleftarrows C_2H_4(г) + H_2(г) - Q$;

   в) $2SO_2(г) + O_2(г) \rightleftarrows 2SO_3(г) + Q$;

   г) $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$?
4. Приведите примеры устойчивых и неустойчивых равновесий в современной политике, экономике, человеческих отношениях. Подумайте, как можно нарушить эти равновесия или сместить их в ту или иную сторону.

§ 17 Научные принципы организации химического производства

Науку о способах производства промышленных продуктов посредством химических реакций называют *химической технологией* (от греч. *технос* — мастерство, искусство и *логос* — наука, учение). Знание общих закономерностей протекания химических реакций позволяет сформулировать условия, при которых тот или иной процесс протекает с наилучшим выходом. В отличие от реакций, проводимых в лабораториях, многотоннажное промышленное производство в первую очередь ориентировано на получение прибыли. Поэто-

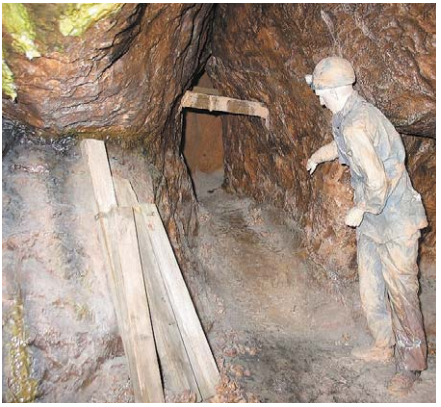


Рис. 81. Добыча руды

му очевидна связь технологии с экономикой. На размещение химических предприятий большое влияние оказывает стоимость перевозок, затраты на топливо или электроэнергию. Именно поэтому электролитические производства, потребляющие большое количество электроэнергии, располагают вблизи гидроэлектростанций, а доменные печи стараются разместить рядом с месторождениями железной руды и каменного угля.

Исходные вещества, подвергаемые химической переработке на заводах, называют *сырьём*. Например, в производстве кислорода сырьём служит воздух, в производстве серной кислоты — сера или серный колчедан FeS_2, в чёрной металлургии — железная руда. Основой химического производства являются природные ресурсы, которыми так богата наша страна, — нефть, газ, каменный уголь, железная руда (рис. 81). Важное значение имеет также животное и растительное сырьё — шерсть, кожа, хлопок, древесина.

Важнейшей задачей организации химического производства является подбор оптимальных условий, в которых химические реакции протекают с высокими скоростями и максимальным выходом. В основе всех химических производств лежит ряд общих положений, называемых принципами.

1. *Принцип непрерывности производства.* Периодические процессы строятся по схеме: загрузка сырья, проведение реакции, разгрузка продукта. Во время загрузки и разгрузки реактор, в котором протекает процесс, простаивает. Этого удаётся избежать, внедряя непрерывные схемы производства.

2. *Введение противотока*, т. е. движения реагирующих веществ в реакторе навстречу друг другу, позволяет ускорить процесс и повысить полноту превращения реагентов в продукты.

3. *Применение оптимальных температур.* Скорость реакции возрастает с повышением температуры, поэтому, казалось бы, все медленные реакции следует проводить при максимальном нагревании. Однако во многих случаях сильное повышение температуры смещает равновесие в сторону исходных веществ, т. е. уменьшает выход продукта. В этом случае задача технолога и заключается в подборе оптимальной температуры, при которой реакция осуществляется с достаточно высокой скоростью и высоким выходом продукта.

4. *Максимальное использование теплоты химических реакций.* Энергия, выделяющаяся при протекании химических реакций, идёт на подогрев реагентов, на нагрев воды в отопительных системах. Устройства, в которых вещества перед введением их в реакцию нагреваются потоком продуктов за счёт выделяющейся в ходе реакции теплоты, называют теплообменниками.

5. *Повышение концентрации реагирующих веществ.* Это позволяет увеличить скорость реакции. Примером служит обогащение воздуха кислородом при обжиге пирита в производстве серной кислоты.

6. *Применение катализаторов.* Катализатор ускоряет наступление равновесия, т. е. уменьшает время протекания реакции. Общие требования к катализаторам — активность, устойчивость, долговечность, экономичность.

7. *Экономное природопользование* подразумевает бережное отношение ко всем природным ресурсам. Так, расход воды на производстве сокращают за счёт многократного её использования или перехода на замкнутый водооборот.

8. *Охрана окружающей среды.* На химических предприятиях этому должно придаваться важное значение, в частности необходимо создавать высокоэффективные очистные сооружения.

С применением этих принципов химической технологии мы познакомимся на примере производства серной кислоты. Ежегодно в мире получают свыше 230 млн т серной кислоты, основное количество которой расходуют на производство минеральных удобрений и очистку нефти и нефтепродуктов. Серная кислота также находит применение в металлургии, при получении красителей и лекарств, других кислот и солей, как окислитель и водоотнимающее средство в лабораторной практике (рис. 82).

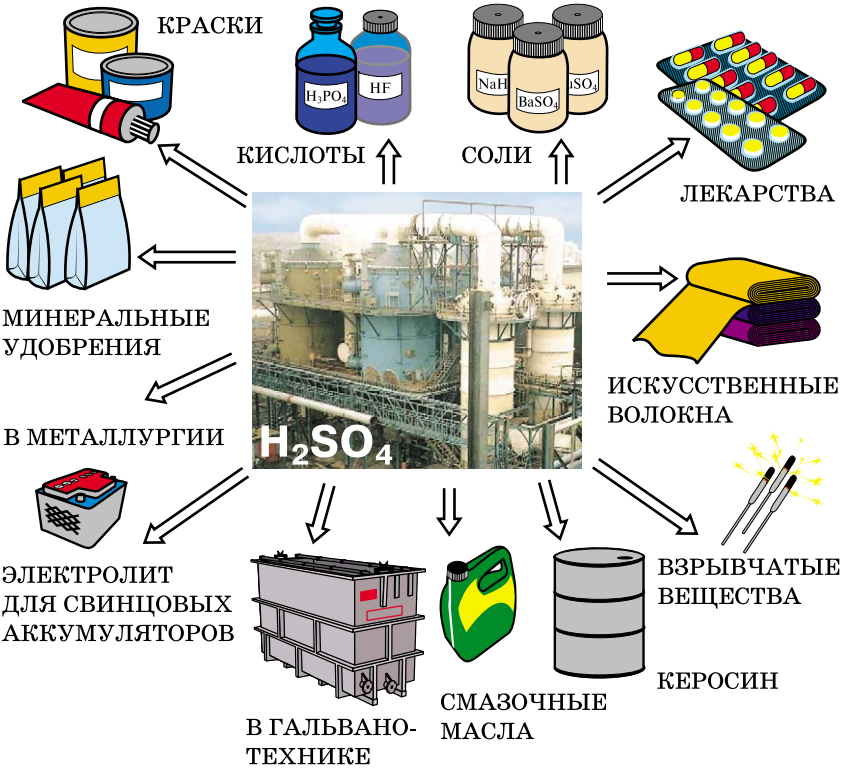


Рис. 82. Применение серной кислоты

Сырьём для производства серной кислоты служат самородная сера и сульфидные руды. Среди них наибольшее значение имеет железный колчедан — пирит FeS_2. В природе он залегает массивными плотными слоями. Добывается в виде кусков, которые дробят и измельчают.

При производстве серной кислоты сначала путём обжига из пирита получают сернистый газ:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow.$$

Процесс проводят при температуре около 800 °С в специальных печах. Реакция обжига серного колчедана экзотермическая (рис. 83).

Выделяющуюся в ходе её теплоту используют для обогрева воды. Для этого в реакционном аппарате помещают трубы парового котла. Образующийся водяной пар используют для обогрева помещений, производства электроэнергии. Газ, полученный в обжиговой печи, имеет температуру около 900 °С. Он содержит значительные количества пыли, состоящей из мелких частиц оксида железа (III), а также при-

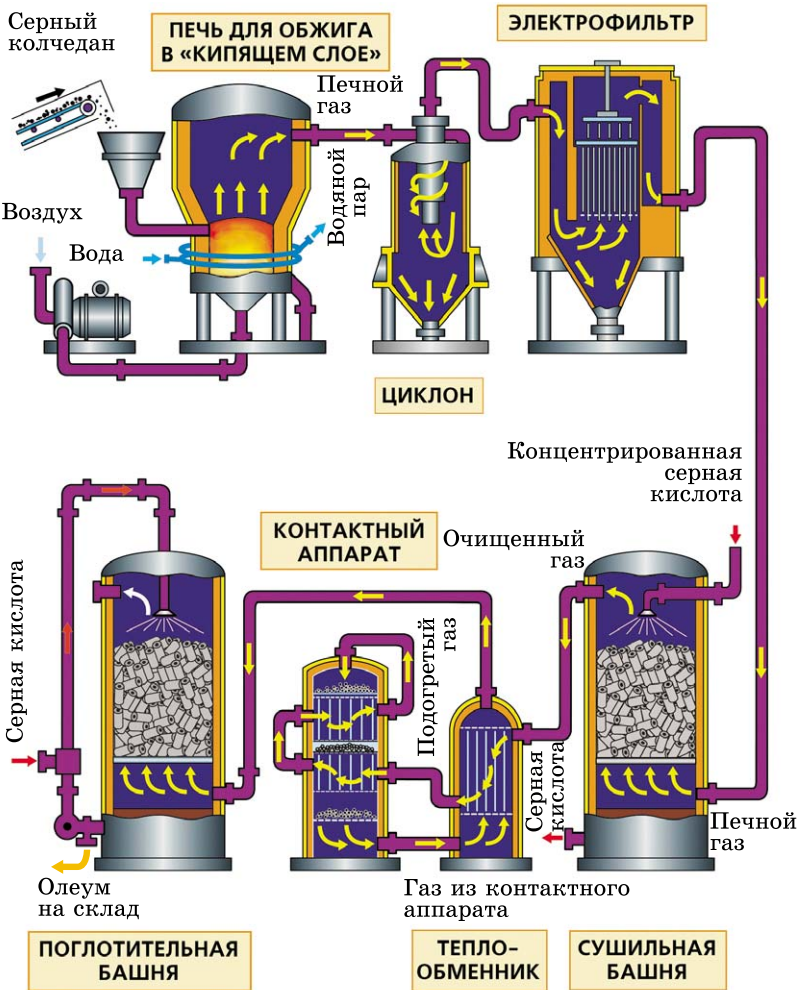


Рис. 83. Схема производства серной кислоты

месей. Газ должен быть тщательно очищен от пыли, так как она, оседая на катализаторе, снижает его активность. Крупные частицы пыли удаляют под действием центробежной силы в циклоне. Он состоит из двух цилиндров, вставленных один в другой. Газ поступает в наружный цилиндр и с высокой скоростью движется по спирали, уходя во внутренний цилиндр. Крупные частицы пыли при этом под действием центробежной силы отбрасываются к наружной стенке аппарата и собираются на дне, имеющем форму конуса. Мелкая пыль уносится потоком воздуха во внутренний цилиндр. Для её отделения используют электрофильтр. Принцип действия этого устройства основан на ионизации молекул под действием сильного электрического поля. Пылинки, сталкиваясь с ионами, приобретают заряд, притягиваются к одному из электродов, разряжаются и падают вниз. Электроды представляют собой сетки из стальной проволоки, натянутой на рамы. Их периодически встряхивают для сбрасывания пыли.

Печной газ содержит водяные пары, от которых его очищают в сушильной башне. Она представляет собой цилиндр, заполненный керамическими кольцами. Снизу в него подаётся газ, а сверху — 70%-я серная кислота. Кислота смачивает все кольца, распределяясь по ним тонким слоем, что во много раз увеличивает площадь её поверхности. Скорость и эффективность осушения возрастают.

Важнейшей стадией сернокислотного производства является окисление сернистого газа в серный ангидрид. Реакция окисления экзотермическая и обратимая, её скорость возрастает в присутствии катализатора:

$$2SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{V_2O_5,\ 450\ ^\circ C} 2SO_3 + Q.$$

Используя принцип Ле Шателье, найдём оптимальные условия её протекания. Повышение температуры смещает равновесие влево, т. е. вызывает разложение серного ангидрида. Поэтому процесс желательно проводить при низких температурах. В то же время, если не прибегать к нагреванию, скорость реакции оказывается чрезвычайно низкой. Окисление происходит с заметной скоростью только при температуре выше 400 °C.

Очищенный газ нагревается в теплообменнике до 450 °C и поступает в контактный аппарат, где происходит его окисление до серного ангидрида SO_3.

С целью увеличения скорости процесса окисления сернистого газа используют катализатор на основе оксида ванадия (V), размещённый на специальных решётках внутри контактного аппарата. На третьей стадии процесса образовавшийся серный ангидрид переводят в серную кислоту:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + Q.$$

Взаимодействие серного ангидрида с водой протекает настолько интенсивно, что осуществить его в промышленных условиях не удаётся: под действием теплоты, выделяющейся в ходе реакции, вода испаряется, образуя устойчивый туман, состоящий из мельчайших капелек серной кислоты. Именно поэтому на сернокислотных заводах серный ангидрид поглощают не водой, а концентрированной серной кислотой, содержащей около 2% воды. Процесс осуществляют в специальных поглотительных башнях, по устройству напоминающих сушильные. При этом используют принцип противотока — пары серного ангидрида подаются снизу, а навстречу им сверху течёт серная кислота. Продуктом взаимодействия концентрированной серной кислоты с серным ангидридом является олеум — раствор серного ангидрида в серной кислоте. В отличие от концентрированной серной кислоты, олеум сильно дымит — из него выделяется серный ангидрид. Растворением олеума в воде получают серную кислоту необходимой концентрации. Олеум хранят и перевозят в стальных цистернах — при комнатной температуре сталь устойчива к действию концентрированной серной кислоты и серного ангидрида.

Заводы по производству серной кислоты (рис. 84) способны нанести серьёзный ущерб окружающей среде. Во избежание этого отходящие газы подвергают тщательной очистке от следов сернистого газа, серного ангидрида и других вредных примесей. С каждым годом проблемам охраны природы уделяется всё больше внимания.



Рис. 84. Завод по производству серной кислоты

Вопросы и задания

1. Какую науку называют химической технологией? Перечислите важнейшие принципы химической технологии.
2. Чем различаются непрерывные и периодические производства?
3. Приведите пример, показывающий, что знание закономерностей протекания химических реакций позволяет получать вещества с максимальным выходом.
4. Расскажите о применении серной кислоты.
5. Запишите уравнения реакций, соответствующие трём стадиям производства серной кислоты из пирита. Кратко охарактеризуйте каждую стадию.
6. Какая из реакций, лежащих в основе сернокислотного производства, обратима? В каком направлении смещается равновесие при увеличении температуры; при увеличении давления?
7. Как можно ускорить реакцию окисления сернистого газа в серный ангидрид?
8. Сколько тонн серной кислоты теоретически можно получить из 1,2 т пирита?
9. К каким последствиям может привести выброс сернистого газа и паров серного ангидрида в атмосферу?
10. Храмы афинского Акрополя, построенные из мрамора, сильно пострадали от расположенной рядом с ними теплоэлектростанции, работавшей на угле, содержащем примеси соединений серы. Чем это было вызвано?

§ 18 Нефть

Неорганические материалы, например металлы, цемент, стекло, получают из руд и горных пород. Сырьём для производства моторного топлива, пластмасс, лекарств, красителей служит нефть. Богатство страны оценивается в том числе и по запасам этого вещества, образно называемого чёрным золотом. Нефть — это жидкость чёрно-коричневого цвета с характерным запахом, представляющая собой смесь углеводородов разнообразного строения, в основном алканов, циклоалканов и ароматических. Также в нефти содержится вода, в небольших количествах — кислород-, азот- и серосодержащие органические вещества. Всего в нефти обнаружено более

тысячи различных веществ. Состав нефти зависит от месторождения. Так, нефть, добываемая на Урале, богата ароматическими соединениями, бакинская нефть — циклоалканами.

Нефть образовалась из животных и растительных остатков, постепенно оседавших на дно древних мелководных морей и разлагавшихся без доступа воздуха. В природе нефть не собирается в подводные реки или озёра, а в виде мельчайших капелек находится в порах известняков и песчаников. Над нефтеносным слоем собирается попутный газ. Он примерно на 75% состоит из метана, содержит небольшие количества этана, пропана, бутана и паров жидких углеводородов. Попутный газ частично растворён в нефти.

Если до нефтеносного пласта пробурить скважину, нефть под давлением растворённого в ней попутного газа выходит из пор и поднимается на поверхность, часто образуя мощные фонтаны (рис. 85). При уменьшении давления газа фонтан прекращается, тогда нефть приходится выкачивать из скважины специальными глубинными насосами.

Нефть легче воды и нерастворима в ней, поэтому она равномерно распределяется по её поверхности, образуя тонкую плёнку, препятствующую растворению в воде кислорода. Разливы нефти и нефтепродуктов, происходящие во время аварий танкеров, приводят к серьёзным экологическим катастрофам. Плёнка нефти не только загрязняет окружаю-



Рис. 85. Нефтяной фонтан

щую среду, но и приводит к гибели множества живых организмов. Учёными разработано множество способов удаления нефти из воды и почвы. С поверхности воды нефть собирают, а для очистки почвы перспективно использование бактерий, перерабатывающих углеводороды в углекислый газ.

При нагревании нефти без доступа воздуха из неё последовательно испаряются вещества с близкими температурами кипения. Смесь веществ, кипящую в определённом интервале температур, называют фракцией, а разделение нефти на отдельные фракции, различающиеся по температурам кипения, *фракционной перегонкой* (рис. 86). В промышлен-

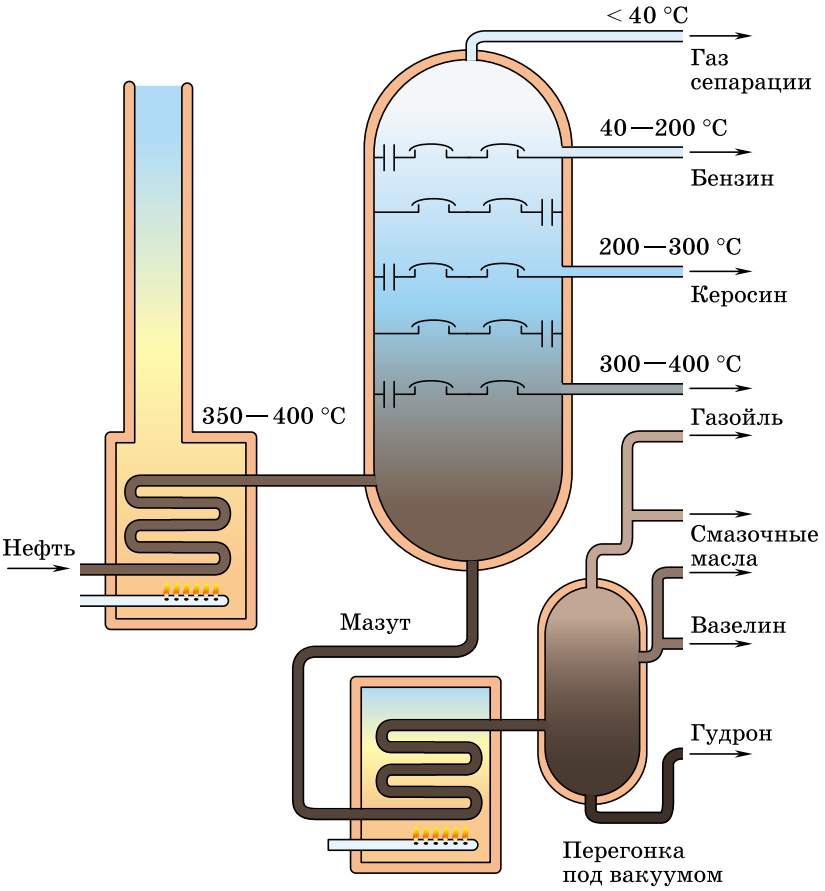


Рис. 86. Схема перегонки нефти

ности (рис. 87) фракционную перегонку осуществляют, нагревая нефть до температуры 320—350 °С. Так получают важнейшие фракции: *бензин* (т. кип. 40—200 °С, углеводороды C_5—C_{11}), *керосин* (т. кип. 200—300 °С, углеводороды C_{12}—C_{18}), *соляровое масло* (газойль, т. кип. 300—400 °С, углеводороды C_{18}—C_{28}). Все они представлены в таблице 9.



Рис. 87. Нефтеперегонный завод

Иногда выделяют более узкие фракции — *петролейный эфир* (т. кип. 40—70 °С), *лигроин* (т. кип. 70—170 °С), *дизельное топливо* (т. кип. 150—200 °С). Бензин используют в качестве автомобильного топлива, на дизельном топливе работают грузовики и трактора. Керосин служит топливом для самолётов, используется как растворитель. До внедрения в быт электричества в каждом доме были керосиновая лампа и примус, работающие на керосине.

Остаток от перегонки нефти (т. кип. > 400 °С, углеводороды > C_{25}) представляет собой тёмную вязкую жидкость — мазут. Его используют как котельное топливо. При нагревании мазута в вакууме из него отгоняют *смазочные масла*, полужидкий *вазелин* и твёрдый *парафин*. После вакуумной перегонки остаётся лишь тёмная смола — *гудрон*, используемая при производстве асфальта.

Фракции, образующиеся при перегонке нефти **Таблица 9**

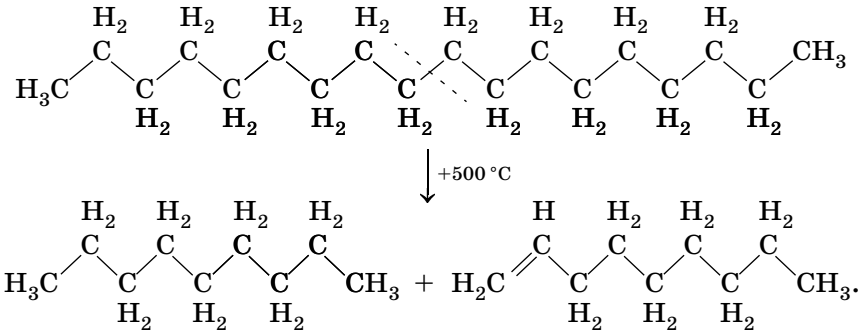
Фракция	Температура кипения, °С	Применение
Газ	< 40	Топливо
Бензин	40—200	Автомобильное топливо
Керосин	200—300	Авиационное топливо
Газойль	300—400	Дизельное топливо
Мазут	> 400	Котельное топливо

Многие продукты перегонки нефти можно применять сразу, без дальнейшей переработки. Пропан-бутановую фракцию получаемого газа часто отделяют от более летучих метана и этана и используют в виде сжиженного газа в баллонах. Наибольшую ценность представляют лёгкие фракции перегонки — бензин и керосин, выход которых при простой перегонке невелик (до 15%). Кроме того, после перегонки получается бензин низкого качества, так как нефть в основном содержит углеводороды с неразветвлённым углеродным скелетом, которые непригодны как горючее для современных двигателей. Очень важно, чтобы бензин в двигателе сгорал равномерно, без детонации. Способность бензина к детонации выражают через октановое число. Октановое число *н*-гептана принято за нуль, а октановое число 2,2,4-триметилпентана (изооктана) считается равным 100. Таким образом, бензин марки 96 обладает такой же способностью к детонации, как смесь 96% изооктана и 4% гептана. Неразветвлённые алканы имеют низкие октановые числа, а наиболее высокими октановыми числами характеризуются разветвлённые алканы и ароматические углеводороды.

Для современных автомобильных двигателей требуется горючее с октановым числом 90—100. Требования, предъявляемые к качеству бензина, постоянно повышаются. Поэтому для улучшения качества бензина и увеличения его выхода выделяемые фракции нефти подвергают дальнейшей химической переработке.

Основные процессы химической переработки нефти — крекинг, риформинг и пиролиз. *Крекинг* — разложение более тяжёлых молекул углеводородов, входящих в состав мазута, солярового масла, керосина, на более лёгкие углеводороды, из которых состоит бензин. В переводе с английского слово «крекинг» (*cracking*) означает «расщепление». Задача крекинга — повысить выход наиболее ценных низкокипящих фракций, в первую очередь бензина.

Различают термический и каталитический крекинг. Термический крекинг ведётся без доступа воздуха при 500 °С. В этих условиях углеводороды высококипящих фракций нефти разлагаются на низкокипящие жидкие и газообразные продукты — алканы и алкены. Например, октадекан $C_{18}H_{38}$ может разложиться на нонан C_9H_{20} и нонен C_9H_{18}:



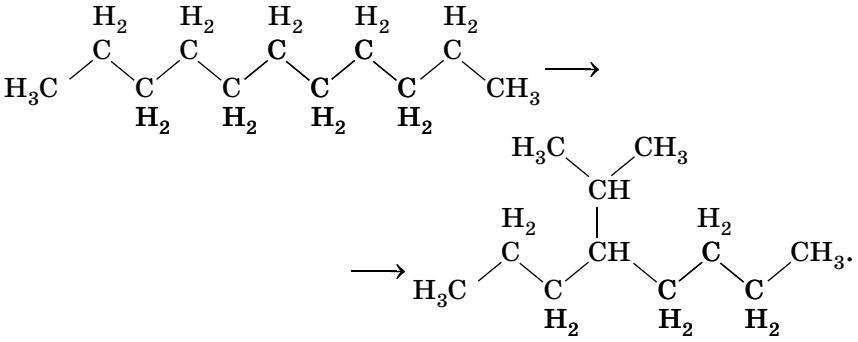
При крекинге парафина, например, образуется около 20% газообразных и около 80% жидких углеводородов. Процесс крекинга сопровождается также выделением газов — водорода и этилена.

При очень сильном нагревании нефти, до 700—900 °С, расщепляются даже молекулы средних размеров, например:

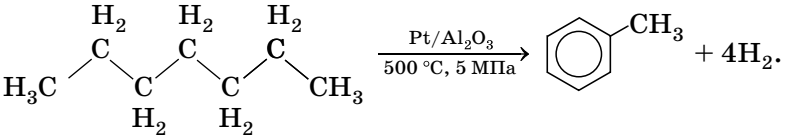
$$C_8H_{18} \longrightarrow C_2H_6 + 3C_2H_4,$$

и в смеси остаются только простейшие углеводороды, преимущественно непредельные. Этот процесс, который называют *пиролизом*, служит основным источником этилена — исходного вещества для синтеза этанола и пластмасс. При пиролизе образуются также ароматические углеводороды.

Каталитический крекинг протекает на алюмосиликатных катализаторах при более низкой температуре (450 °С). С его помощью получают бензин более высокого качества, чем при термическом крекинге, так как крекинг сопровождается изомеризацией нормальных алканов в разветвлённые:

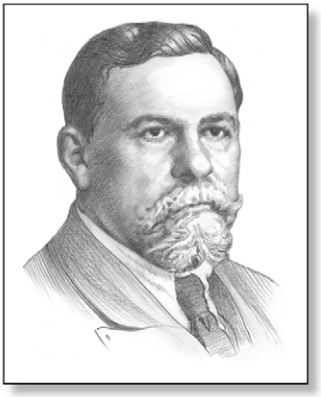


Крекинг позволяет увеличить выход бензина до 65%. Бензин, получаемый в результате каталитического крекинга, по качеству превосходит бензин прямой перегонки, так как содержит большое количество алканов разветвлённого строения, характеризующихся высокими октановыми числами. Бензин прямой перегонки и термического крекинга подвергают ароматизации: часть входящих в его состав алифатических углеводородов превращают в ароматические. Такой процесс носит название *риформинг* (от англ. *reform* — преобразовывать). Он протекает в присутствии платинородиевых катализаторов. Например, при пропускании паров гептана над платиновым катализатором, нанесённым на оксид алюминия, образуется толуол:



Процесс каталитического крекинга был открыт выдающимся русским химиком В. Н. Ипатьевым в 1900 г. В настоящее время треть добываемой в мире нефти перерабатывается на установках каталитического крекинга. Риформинг разработан русскими химиками Б. А. Казанским и А. Ф. Платэ.

Значение нефти заключается не только в получении из неё жидкого топлива. При помощи химической переработки



Владимир Николаевич Ипатьев (1867—1952)

Выдающийся русский химик, один из основоположников современной нефтехимии. Предложил использовать высокие давления в каталитических процессах, первым из химиков осуществил полимеризацию этилена. Был одним из главных организаторов советской, а после 1930 г. — американской химической промышленности. Разработал многие ставшие классическими методы химической переработки нефти. После эмиграции из СССР Ипатьева лишили звания академика и советского гражданства. Тем не менее всё время, вплоть до своей кончины, он мечтал вернуться в Россию. Только в 1990 г. Академия наук СССР приняла решение о возвращении В. Н. Ипатьеву звания академика.

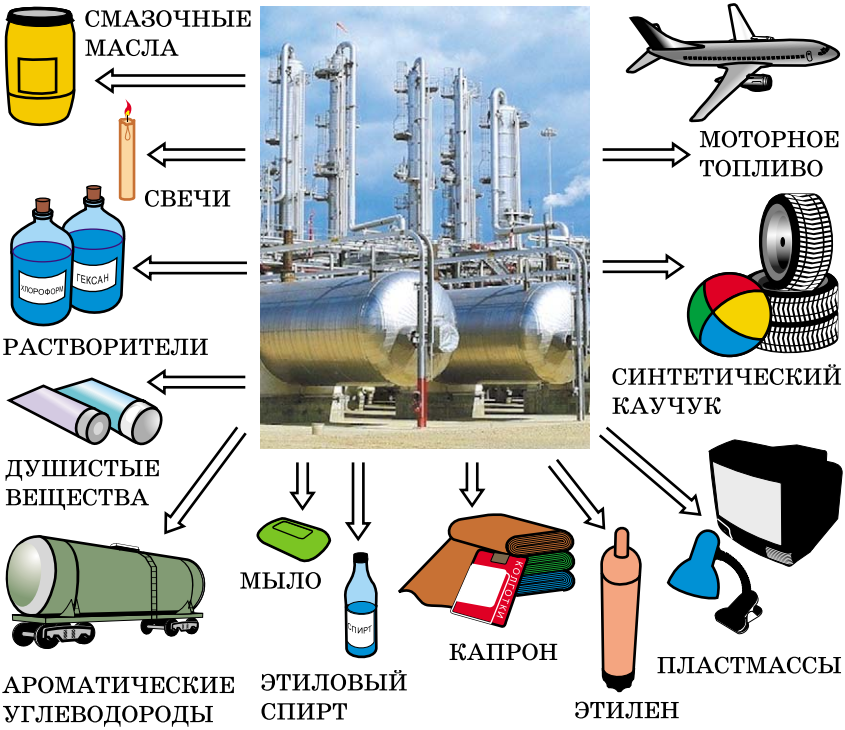


Рис. 88. Продукты, производимые из нефти

из нефти получают каучук, резину, пластмассы, спирт, уксусную кислоту, мыло, моющие средства, душистые вещества, лекарственные препараты и многое другое (рис. 88).

Вопросы и задания

1. Что такое нефть? Каково её происхождение?
2. Почему нефть и получаемые из неё бензин, керосин, соляровое масло, вазелин не имеют химической формулы?
3. Как разделяют нефть на фракции? Что называют мазутом; гудроном?
4. Приведите формулы трёх углеводородов, входящих в состав бензина. Дайте их названия.
5. Что называют крекингом; риформингом? С какой целью их проводят?
6. Поинтересуйтесь, какой бензин используют ваши знакомые для заправки автомобиля. Какой бензин наилучший? Что определяет качество бензина?

7. В чём сходство и в чём различие термического и каталитического крекинга? Какой из них позволяет получать бензин более высокого качества?

8. Бензин прямой перегонки не реагирует с бромной водой, а бензин, полученный в результате термического крекинга, обесцвечивает её. Почему?

9. Какое из приведённых уравнений описывает процесс крекинга, а какое — риформинга:
$C_{20}H_{42} \longrightarrow C_7H_{14} + C_{13}H_{28}$;
$C_{13}H_{28} \longrightarrow C_{13}H_{20} + 4H_2$?

10. В состав какой фракции входит углеводород 3,3,4-триметилгексан? Изобразите два изомера этого соединения.

§ 19 Природный газ и энергетика

Другой важнейший источник углеводородного сырья — *природный газ*, главной составной частью которого (до 98%) является метан. В качестве примесей в нём содержатся этан, пропан, бутаны, азот, сероводород и ряд других газов. Природный газ легче воздуха, он не имеет цвета и запаха[1].



Рис. 89. Добыча природного газа

Как и нефть, природный газ образовался под землёй из животных и растительных остатков под действием высоких температур и огромных давлений. По разведанным запасам природного газа наша страна занимает первое место в мире. Каждый год в России добывают более 600 млрд $м^3$ газа — это примерно одна пятая от мирового объёма добычи (рис. 89).

Большое количество природного газа использует химическая промышленность. Из метана получают ацетилен, технический углерод (сажу) и

[1] При транспортировке и хранении газа к нему добавляют мизерные количества меркаптанов — веществ с резким неприятным запахом. Это делается для того, чтобы по запаху можно было обнаружить утечку газа.

синтез-газ — смесь оксида углерода (II) и водорода, из которой, применяя различные катализаторы, синтезируют кислородсодержащие соединения — метиловый спирт, уксусную кислоту и др. Синтез-газ образуется при нагревании метана с парами воды:

$$CH_4 + H_2O \xrightarrow[800\,^\circ C]{\text{кат.}} CO + 3H_2.$$

При пропускании над кобальтовым катализатором синтез-газ превращается в смесь алканов:

$$nCO + (2n + 1)H_2 \longrightarrow C_nH_{2n+2} + nH_2O,$$

которая представляет собой синтетический бензин.

Отщеплением водорода от этана и пропана получают этилен и пропен, которые служат исходными веществами для синтеза полимеров. При очистке и переработке природного газа в качестве побочного продукта получают дешёвую серу. Из природного газа выделяют и необычные вещества, например инертный газ гелий.

Но всё же главным потребителем природного газа является не химическая промышленность, а энергетика. В развитых европейских странах доля природного газа в производстве энергии составляет от 20 до 25%. Применение природного газа в энергетике основано на том, что при его сгорании выделяется большое количество теплоты:

$$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} + 800 \text{ кДж}.$$

Эта теплота затем используется на теплоэлектроцентралях (ТЭЦ) для производства электроэнергии и нагревания воды, которая отапливает жилые дома (рис. 90). В последние годы популярными стали мини-ТЭЦ, которые при сравнительно небольшой мощности имеют очень высокую эффективность: коэффициент полезного действия достигает 90%.



Рис. 90. Теплоэлектроцентраль

Пример. Пользуясь приведённым выше уравнением, рассчитайте, какой объём метана (н. у.) нужно сжечь, чтобы нагреть 1 м^3 воды от 20 до 60 °С (для этого необходимо затратить 167 МДж).

Решение. Количество теплоты прямо пропорционально количеству вещества, вступившего в реакцию. Составим пропорцию:

при сгорании 1 моль (22,4 л) CH_4 выделяется 800 кДж теплоты,

при сгорании z л CH_4 выделяется 167 000 кДж теплоты.

$$z = 22{,}4 \cdot 167\,000 : 800 = 4700 \text{ л} = 4{,}7 \text{ м}^3.$$

Ответ: 4,7 м^3 метана.

Многие ТЭЦ работают не на природном газе, а на каменном угле, при сгорании которого тоже выделяется большое количество теплоты:

$$C_{(тв)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 394 \text{ кДж}.$$

Главным преимуществом угля в качестве топлива является его доступность и относительная дешевизна. Однако такие ТЭЦ довольно опасны для окружающей среды. Каменный уголь, кроме углерода, содержит многочисленные примеси, в том числе соединения серы. При сгорании этих примесей в атмосферу попадает сернистый газ SO_2; взаимодействуя с кислородом и водяным паром, он превращается в серную кислоту:

$$2SO_2 + O_2 + 2H_2O = 2H_2SO_4.$$

Выпадающий с осадками раствор серной кислоты наносит вред здоровью человека, способствует коррозии металлов и разрушению мрамора, нарушает кислотно-основный баланс почв. Твёрдое топливо опасно ещё и тем, что в атмосферу попадают негорючие примеси, которые могут оседать в лёгких и приводить к различным заболеваниям.

Природный газ — более безопасное и эффективное топливо: при его сгорании не образуется ни золы, ни ядовитых газов, поэтому он считается экологически чистым топливом.

С учётом того, что запасы полезных ископаемых небезграничны, а количество потребляемой человечеством энер-

гии постоянно растёт, экологические проблемы становятся всё более острыми. Для решения этих проблем предложен ряд подходов, ни один из которых пока не стал глобальным в силу экономических причин: энергия, добытая альтернативными способами, стоит намного дороже, чем энергия из традиционных источников. В качестве альтернативных химических источников энергии рассматривают водород и продукты переработки растительного сырья, например этиловый спирт. Наилучшие перспективы у водорода: он обладает наибольшей удельной теплотой сгорания:

$$2H_{2(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(ж)} + 572\ кДж,$$

а продукт сгорания совершенно безопасен. Если удастся решить проблемы производства дешёвого водорода и его безопасного хранения, то в будущем он станет основным видом топлива.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение получения углерода из метана при нагревании. Какие ещё полезные вещества получают при химической переработке природного газа?
2. У какого из двух видов топлива — угля или природного газа — выше удельная теплота сгорания (теплота в расчёте на единицу массы)?
3. Сколько литров метана (н. у.) необходимо сжечь, чтобы вскипятить 1 л воды (для этого требуется 2400 кДж теплоты)?
4. Почему природный газ предпочтительнее каменного угля в качестве топлива?
5. При действии серной кислоты на мрамор $CaCO_3$ происходит обменная реакция с образованием углекислого газа. Напишите уравнение реакции.
6. Удельная теплота сгорания углеводородов составляет около 50 кДж/г. Сколько теплоты выделяется при сгорании 1 л бензина, плотность которого составляет 750 г/л?
7. Почему водород считается экологически чистым топливом?
8. У какого из двух газов — метана или водорода — больше теплота сгорания: а) на единицу объёма; б) на единицу массы?
9. Какие виды топлива в будущем могут прийти на смену природному газу? В чём заключается преимущество водородной энергетики?

Самое важное в главе 4

Для того чтобы управлять химическими реакциями, надо понимать закономерности их протекания. Способность вещества вступать в различные химические реакции зависит от его строения и условий проведения реакции — температуры, давления, наличия растворителя или катализатора. Подбор подходящих условий позволяет управлять реакционной способностью веществ. Все химические реакции происходят с разными скоростями. Скорость реакции увеличивается с ростом концентрации веществ и температуры. Большое влияние на скорость оказывают катализаторы: они направляют реакцию по другому пути и тем самым изменяют величину энергетического барьера реакции. Большинство практически важных реакций протекает с участием катализаторов.

Существуют обратимые реакции, которые при заданных условиях протекают как в прямом, так и в обратном направлении. При химическом равновесии скорости прямой и обратной реакций равны, а количества веществ не изменяются. Химическое равновесие устойчиво и сопротивляется внешним воздействиям. При изменении условий можно сместить положение химического равновесия в любую сторону. Состояние человеческого организма и окружающей среды определяется сложной системой химических равновесий.

Науку о способах производства промышленных продуктов посредством химических реакций называют химической технологией. Главная цель химических производств — получение прибыли. В основе химической технологии лежит ряд общих принципов, обеспечивающих эффективность и безопасность производства. Главные принципы — бережное отношение к природным ресурсам и охрана окружающей среды. Самый многотоннажный неорганический продукт — серная кислота.

Важнейшие природные источники органических веществ — нефть и природный газ. При крекинге нефти получают непредельные углеводороды, при риформинге — ароматические углеводороды, а при пиролизе — этилен.

Тестовые задания к главе 4

1. При производстве серной кислоты реакцию окисления сернистого газа осуществляют в
1) печи для обжига
2) поглотительной башне
3) сушильной башне
4) контактном аппарате

2. Реакция между карбонатом натрия и соляной кислотой является реакцией
1) соединения и обратимой
2) обмена и необратимой
3) замещения и необратимой
4) обмена и обратимой

3. Химическое равновесие в системе

$$SO_{2\,(г)} + O_{2\,(г)} \rightleftarrows 2SO_{3\,(г)} + Q$$

сместится в сторону продукта реакции при
1) понижении температуры
2) повышении температуры
3) добавлении катализатора
4) уменьшении давления

4. Равновесие реакции

$$Fe_3O_{4\,(тв)} + 4CO_{(г)} \rightleftarrows 3Fe_{(тв)} + 4CO_{2\,(г)} + Q$$

сместится в сторону продуктов реакции при
1) уменьшении общего давления
2) нагревании
3) добавлении CO
4) добавлении катализатора

5. Термохимическое уравнение сгорания бутана

$$2C_4H_{10} + 13O_2 = 8CO_2 + 10H_2O + 5300\ кДж.$$

Сколько теплоты (в кДж) выделится при полном сгорании 6,72 л (н. у.) бутана?
1) 397,5
2) 795
3) 1590
4) 3180

6. Равновесие $C_2H_6 \rightleftarrows C_2H_4 + H_2 - Q$ сместится в сторону продуктов реакции при
1) уменьшении общего давления
2) охлаждении
3) добавлении H_2
4) добавлении катализатора

7. Сырьё для производства чугуна — это
1) оксиды железа и кокс
2) сталь и кислород
3) сульфиды железа и углекислый газ
4) гидроксиды железа и водород

8. Какое утверждение правильно характеризует роль катализатора в химической реакции?
1) Катализатор вступает в реакцию с исходными веществами и расходуется в результате реакции.
2) Катализатор увеличивает тепловой эффект реакции.
3) Катализатор ускоряет как прямую, так и обратную реакцию.
4) Катализатор смещает равновесие в сторону реагентов.

9. При пиролизе октан разлагается на этилен и водород. Чему равен общий объём газов, образовавшихся при полном разложении 30 л паров октана? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
1) 30 л 2) 60 л 3) 120 л 4) 150 л

10. Магний медленнее всего растворяется в
1) 1%-й уксусной кислоте
2) 5%-й уксусной кислоте
3) 1%-й соляной кислоте
4) 5%-й соляной кислоте

11. При сжигании бутана образовалось 60 л углекислого газа. Чему равен объём прореагировавшего кислорода? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
1) 15 л 2) 60 л 3) 75 л 4) 97,5 л

12. Верны ли следующие суждения о процессе обжига колчедана при производстве серной кислоты?
А. Обжиг колчедана ведут при постепенном понижении температуры.
Б. Обжиг колчедана ведут в присутствии катализатора.
1) верно только А
2) верно только Б
3) верны оба суждения
4) оба суждения неверны

13. Скорость реакции окисления оксида серы (IV) уменьшается при
1) увеличении давления
2) использовании катализатора
3) увеличении концентрации кислорода
4) понижении температуры

14. Химическое равновесие в системе

$$2CO_{(г)} \rightleftarrows CO_{2(г)} + C_{(тв)} + 173 \text{ кДж}$$

смещается в сторону продуктов реакции при
1) повышении давления
2) понижении давления
3) использовании катализатора
4) повышении температуры

15. При пиролизе октана образовались только этилен и водород. Объём водорода равен 1 м^3. Чему равен объём этилена? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.

1) 0,25 м^3
2) 0,5 м^3
3) 1 м^3
4) 4 м^3

ГЛАВА 5

Химия в жизни и обществе

§ 20 Химия пищи

Изучая основы биохимии, вы познакомились с белками, жирами и углеводами, которые необходимы для жизнедеятельности каждого животного организма. В пищеварительном тракте белки, поступающие с пищей, под действием фермента пепсина гидролизуются, превращаясь в смесь аминокислот, из которых человеческий организм строит свои собственные белки. Суточная потребность человеческого организма в белках оценивается в 85—100 г. Значительное количество белков содержится в мясе, рыбе, хлебе, сое, кисломолочных продуктах (сыре, твороге), грибах. Большинство растительных белков содержат недостаточное количество незаменимых аминокислот. Основным источником животного белка служат мясопродукты, на долю белка в них приходится до одной пятой части массы. Мясо представляет собой мышечную ткань, состоящую из волокон, между которыми находится жидкость. Волокна связаны между собой мембранами соединительной ткани, состоящей из белков, богатых оксипролином, но обеднённых цистином и триптофаном. Чем ниже количество соединительной ткани, тем выше качество мяса.

При термической обработке мяса (варке, жарке, запекании) происходит денатурация белков мышечной ткани. В структуру белков соединительной ткани (коллагена) проникает вода, что приводит к желатинизации. Мясо становится более мягким, легче усваивается организмом. В результате термообработки гибнут болезнетворные бактерии, которые могли попасть в продукт при его хранении. Выделяемый из костей, хрящей и сухожилий животных *желатин* представляет собой смесь линейных полипептидов.

Каждый полипептид состоит примерно из тысячи аминокислотных фрагментов, образованных 18 аминокислотами. Благодаря низкой молекулярной массе желатин растворяется в горячей воде, а при охлаждении концентрированных растворов образует гель. Это качество используют в домашних условиях для приготовления заливного, холодца, фруктовых желе.

Большое место в питании занимают углеводы, поступающие в организм человека главным образом с растительной пищей. Организм человека легко усваивает моно- и дисахариды, хорошо растворимые в воде, труднее — крахмал. Поступающие с пищей целлюлоза и пектиновые вещества с точки зрения питательной ценности являются балластными — они целиком выводятся из организма человека. В то же время они способствуют продвижению пищи по желудочно-кишечному тракту, выведению холестерина, удаляют токсичные вещества или препятствуют их усвоению. Основной полисахарид, используемый в питании, — крахмал — составляет примерно 80% от всех углеводов, поступающих с пищей. Крахмалом богаты картофель, злаки (рис. 91). В организме человека под действием комплекса ферментов крахмал превращается в глюкозу, которая и усваивается организмом. Избыток глюкозы полимеризуется, превращаясь в полисахарид гликоген, хранящийся в печени и мышцах. Потребность человеческого организма в углеводах связана с его энергетическими затратами — в дневные часы, при интенсивной физической или умственной работе она существенно выше, чем во время вечернего отдыха или сна. Поэтому врачи рекомендуют основное количество пищи принимать в дневные часы, а вечером довольствоваться лишь лёгким ужином, в противном случае зна-



Рис. 91. Крахмал (*а*) и его отдельные частицы под микроскопом (*б*)

чительная часть углеводов не подвергается окислению, а откладывается про запас, что приводит к ожирению.

Говоря об углеводах, отметим некоторые химические реакции с их участием, протекающие при производстве кондитерских изделий. Нагревание сахарозы при температуре 200 °С приводит к частичному её распаду на глюкозу и фруктозу (такой продукт называют инвертным сахаром). При отщеплении от молекулы сахарозы двух молекул воды образуется светло-жёлтый карамелан $C_{12}H_{18}O_9$, а при более высокой температуре — ярко-коричневый карамелен $C_{36}H_{50}O_{25}$. Эти реакции происходят при производстве карамели, а в домашних условиях — в процессе приготовления «жжёного сахара».

Высокая концентрация сахара вызывает разрушение бактериальных клеток, поэтому продукт может длительно сохраняться. По этой же причине годами хранятся варенье, джем и другие домашние заготовки. При консервировании овощей разрушение бактерий происходит за счёт высокой концентрации соли. Некоторые типы микроорганизмов (бруцеллы) способны выжить в таких условиях, но гибнут в кислотной среде. Чтобы избежать бруцеллёза, прибегают к маринованию и добавлению консервантов (бензоата натрия и др.).

Сырые овощи практически не содержат жиров, но богаты крахмалом, клетчаткой, витаминами и минеральными солями. При варке овощей разрушаются оболочки клеток, происходит денатурация белков, клейстеризация крахмала. Это улучшает усвояемость продукта, который теряет жёсткость. Однако при варке происходит разрушение витамина С, минеральные вещества переходят в воду. При жарке картофеля происходит взаимодействие углеводов с аминокислотами белков с образованием меланоидинов — тёмноокрашенных соединений, которые и придают характерный цвет и вкус румяной корочке.

Третьим важнейшим классом биологически активных веществ являются жиры, с которыми вы уже знакомы.

Сливочное масло представляет собой эмульсию воды в жире, на долю которого обычно приходится около 80% по массе. Его производят из сливок, массовая доля жира в которых превышает 30%. Сливки условно можно представить как эмульсию жира в воде. В процессе механического сбивания капли жира сначала растягиваются, а затем превращаются в плёнки, которые обволакивают капельки воды. Та-

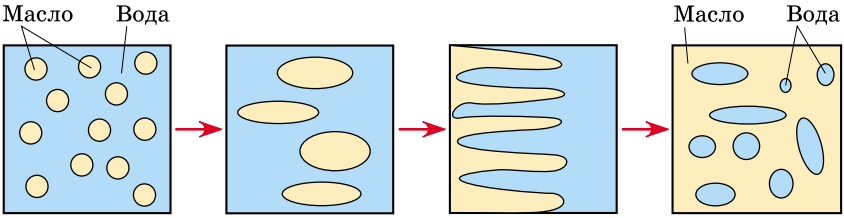


Рис. 92. Процесс перехода прямой эмульсии (масло в воде) в обратную (вода в масле) при производстве сливочного масла

ким образом, капли воды теперь распределены в твёрдом жире. Содержание воды в масле обычно составляет 16—20% (рис. 92).

Готовя пищу, ни одна хозяйка не может обойтись без растительного масла, получаемого из семян подсолнечника. Оно представляет собой бледно-жёлтую жидкость, окраска которой вызвана содержанием каротиноидов, стеринов и других природных красителей. При понижении температуры до 2—4 °С она затвердевает, однако этот процесс, как и в случае других жиров, происходит постепенно. Подсолнечное масло нерастворимо в воде, но растворимо в органических растворителях — гексане, бензине. Сырой продукт, полученный прессованием, содержит примеси, придающие ему яркую окраску и запах. Для их удаления проводят рафинирование, заключающееся в обработке масла горячей водой, вымораживании, нейтрализации свободных жирных кислот. В питании используют как рафинированный, так и нерафинированный продукт.

Часть подсолнечного масла подвергают гидрированию. При этом образуется гидрогенизированный жир — саломас, отличающийся от исходного масла более высокой температурой плавления, твёрдостью, менее подверженный прогорканию. Его используют для производства маргарина, который представляет собой застывшую эмульсию воды в саломасе. Производство маргарина осуществляют путём смешения жировой и водной основ. Жировую основу составляют из нескольких видов саломаса с различными температурами плавления, растительного масла, эмульгаторов, красителей. Помимо маргарина, на основе растительного масла производят также майонезы, используемые в качестве приправы к различным блюдам. Они представляют собой эмульсии подсолнечного масла в воде, но содержат

также эмульгаторы (сухое молоко, яичный порошок), соль, сахар.

При длительном хранении жиры прогоркают — появляется неприятный вкус и запах. Всё это следствие гидролиза и окисления. Особенно легко подвержены окислению масла́, содержащие остатки ненасыщенных жирных кислот. При контакте с воздухом они частично растворяют кислород, а затем постепенно взаимодействуют с ним. Некоторые масла́, например льняное, при этом затвердевают за счёт образования полимера, содержащего мостиковые атомы кислорода. Благодаря этому их используют в масляной живописи для приготовления красок. Краска представляет собой взвесь одного или нескольких пигментов в масле. В течение нескольких дней масло высыхает, покрываясь прозрачной полимерной плёнкой, которая и предохраняет пигмент от разрушения.

Пример твёрдого растительного жира — какао-масло, оно представляет собой бесцветное вещество с запахом шоколада. Его, наряду с какао-порошком, выделяют при переработке какао-бобов. В отличие от подавляющего большинства жиров, какао-масло плавится при определённой температуре (34 °С), так как содержит триглицериды, в состав которых входят остатки карбоновых кислот со сходной молекулярной массой. При производстве шоколада в расплав какао-масла добавляют сахар, эмульгатор (лецитин), какао-порошок (рис. 93).

В коровьем молоке содержится примерно 3,2% белка и от 2,7 до 6% жира. Цельное молоко имеет едва заметный желтоватый оттенок, который исчезает при разбавлении

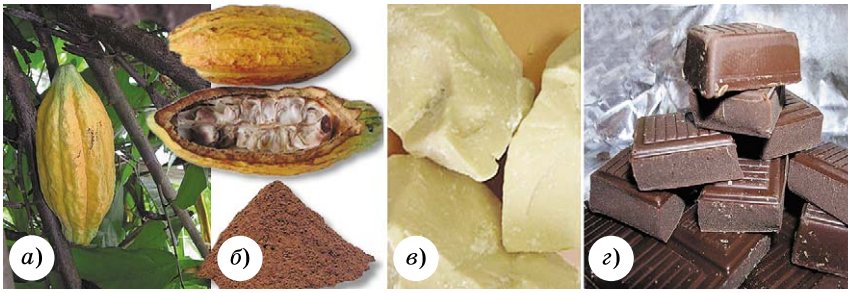


Рис. 93. Какао-бобы (*а*), какао-порошок (*б*), какао-масло (*в*), шоколад (*г*)

его водой. С целью уничтожения болезнетворных микроорганизмов молоко пастеризуют — подвергают кратковременной тепловой обработке. Это позволяет сохранить бóльшую часть витаминов, которые разрушаются при кипячении. Молоко содержит все необходимые для человеческого организма питательные вещества, в том числе элементы фосфор и кальций, важные для роста костей. Именно поэтому пить молоко настоятельно рекомендуют детям и подросткам. Интересно, что организм некоторых людей не может воспринимать молоко, его приём приводит к дискомфорту, болям в желудке. Это обусловлено тем, что в организме отсутствует фермент лактаза, гидролизующий содержащийся в молоке молочный сахар — лактозу. Лактоза, накапливаясь в желудочно-кишечном тракте, служит питательной средой для молочнокислых и гнилостных бактерий.

Важнейшую часть молочного белка составляет казеин, который сворачивается при подкислении молока до pH = 4,6. Другие белки — глобулины — при этом остаются в молочной сыворотке. Казеин — основная составная часть творога, который получают свёртыванием сквашенного молока молочной кислотой. Аналогичную операцию проводят и на начальном этапе производства сыра.

При отсутствии свежего молока его можно заменить сухим. Оно представляет собой порошок, состоящий из отдельных шариков жира, равномерно распределённых в аморфной лактозе и белке (рис. 94).

К числу молочных продуктов относят и мороженое. Оно представляет собой сложную коллоидную систему, состоящую из кристалликов льда, жировых шариков, пузырьков воздуха, а также углеводов — сахарозы, лактозы. Для улучшения вкуса в молочную смесь перед замораживанием вводят пищевые стаби-



Рис. 94. Сухое молоко (*а*) и строение его частицы (*б*)

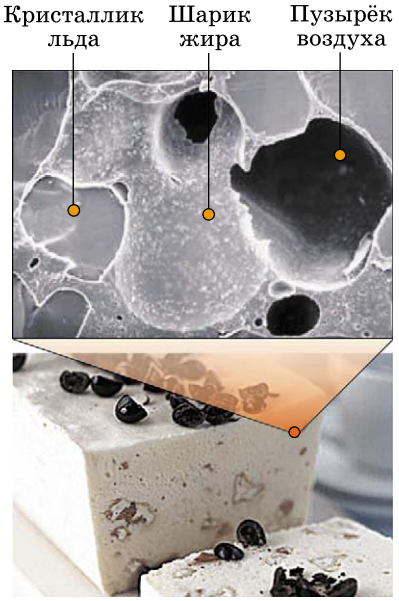


Рис. 95. Микрофотография мороженого

лизаторы, обладающие способностью связывать воду, тем самым увеличивая устойчивость эмульсии (рис. 95).

Кисломолочные продукты — кефир, ряженка, сметана, простокваша — пользуются в России большим спросом. В основе их производства лежит молочнокислое брожение лактозы под действием разных микроорганизмов:

$$\underset{\text{Лактоза}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \longrightarrow 4\underset{\text{Молочная кислота}}{CH_3CH(OH)COOH}.$$

В незначительной степени происходит также и спиртовое брожение, например, в кефире может присутствовать до 0,03% (об.) спирта. Такая концентрация алкоголя не может нанести вред здоровью.

Сыр получают из молока путём свёртывания белков под действием сычужного фермента. Его название происходит от слова «сычуг» — часть желудка жвачных животных, из которой готовят фермент. Полученный сгусток формуют в сырную массу, которая первоначально напоминает резину и имеет пресный вкус. При созревании сыра белки, жиры и углеводы, входящие в состав сырной массы, претерпевают различные превращения, что и придаёт сыру свойственную ему консистенцию, рисунок, вкус и аромат. Так, под действием ферментов часть белков гидролизуется, превращаясь в свободные аминокислоты, которые используются молочнокислыми бактериями.

Содержащийся в молоке сахар лактоза под действием ферментов превращается в молочную кислоту, а также диацетил, ацетоин и др. Все эти вещества как раз и обусловливают характерный аромат сыров.

Знакомство с важнейшими продуктами, их производством и превращениями в организме позволяет сформулиро-

вать основные принципы рационального питания. *С пищей в организм человека должно поступать столько энергии, сколько её необходимо для жизнедеятельности*. Чем выше энергозатраты организма, например при тяжёлой физической или интенсивной умственной работе, тем больше потребность организма в пище. В то же время переедание приводит к ожирению.

Питание должно быть разнообразным. В суточном рационе необходимо сочетать растительную и животную пищу, мясные и рыбные блюда, не пренебрегать гарнирами, помня о том, что пищевые волокна, хотя и не имеют энергетической ценности, играют важную роль в процессе пищеварения. Старайтесь *основную часть пищи потреблять днём*, во время обеда или сразу после прихода из школы, с работы. Не забывайте о соках, фруктах и других продуктах, богатых витаминами.

Вопросы и задания

1. Какие из продуктов питания богаты: а) белком; б) усвояемыми углеводами; в) клетчаткой; г) жирами?
2. Какой сахар содержится в молоке?
3. Топлёное молоко традиционно получали выдерживанием (томлением) крынки с молоком в русской печи. Предположите, чем может быть вызван его характерный вкус и цвет.
4. Опишите процессы, происходящие при варке мяса, тушении капусты.
5. Почему кипячение компота снижает его пищевую ценность?
6. Объясните, почему свежие огурцы при хранении портятся гораздо быстрее, чем солёные.
7. В каких продуктах питания содержится казеин?
8. Почему шоколад имеет: а) характерный запах; б) коричневый цвет; в) сладкий вкус?
9. Сравните сливочное масло и маргарин. Что у них общего и в чём различие?
10. Сформулируйте принципы рационального питания.

§ 21 Лекарственные средства

К сожалению, ни один из нас не обходится без лекарств — веществ, используемых для лечения и профилактики различных заболеваний. Разработкой новых лекарственных

средств занимается фармацевтическая химия, а изучением их действия на живой организм — фармакология. Эта наука, являясь медико-биологической дисциплиной, тесно связана с химией, ведь каждое из лекарственных средств представляет собой одно или несколько химических соединений. Несмотря на то что основы фармакологии были сформулированы в XIX и XX вв., действие на организм человека даже многих традиционных средств до конца не выяснено.

Всем хорошо известен горчичник — бумага, покрытая тонким слоем обезжиренной горчицы. Содержащийся в ней гликозид синигрин при смачивании тёплой водой (не выше 40 °С!) расщепляется под действием фермента мирозина. При этом образуется горчичное эфирное масло (представляющее собой серосодержащий сложный эфир — аллилизотиоцианат), которое и вызывает раздражение нервных окончаний. Происходит прилив крови, улучшение кровообращения, что мы и ощущаем как разогрев. Однако покраснение кожи, возникающее на месте приложения горчичника, никакого лекарственного эффекта не имеет, но и не наносит вреда организму.

В настоящее время фармакологи лекарственные препараты классифицируют не в соответствии с их химическим строением, а по сходному влиянию на организм.

В современной медицине важную роль играют противомикробные средства, подавляющие развитие болезнетворных бактерий. В 1930-е гг. широкое распространение получили *сульфаниламидные препараты*.

Другой важной группой антимикробных средств являются *антибиотики* — вещества, производимые микроорганизмами, или их синтетические аналоги. Антибиотики способны подавлять развитие не только бактерий, но и низших грибов, простейших и вирусов. Каждый антибиотик обладает специфическим избирательным действием на определённые виды микробов. Благодаря такому избирательному действию многие антибиотики способны подавлять жизнедеятельность патогенных микроорганизмов в безвредных для организма концентрациях. В 1929 г. английский учёный А. Флеминг обнаружил, что плесень способна подавлять рост бактерий. Выделенное им из плесени активное вещество — пенициллин — оказалось малотоксичным для человека. В настоящее время известно более шести тысяч природных антибиотиков, принадлежащих к различным классам органических соединений. Наибольшее распро-

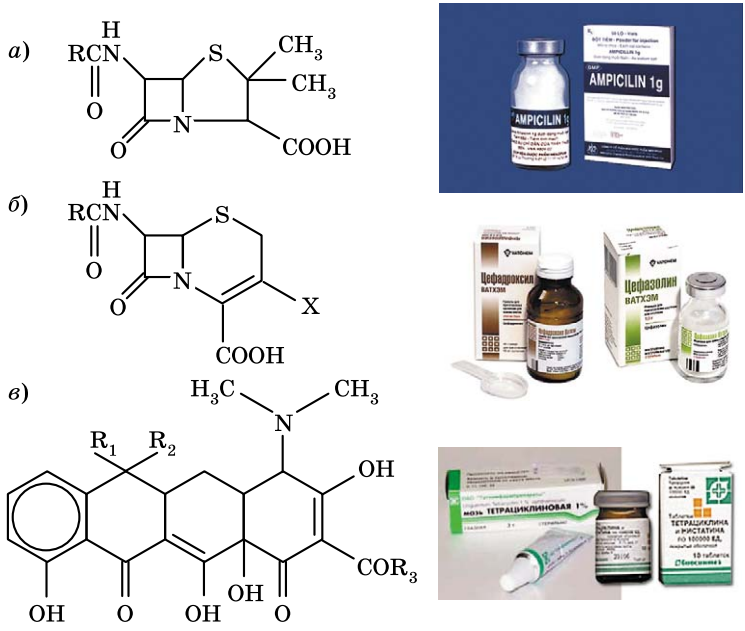


Рис. 96. Антибиотики: *а* — пенициллины; *б* — цефалоспорины; *в* — тетрациклины

странение получили пенициллины (рис. 96, *а*), цефалоспорины (рис. 96, *б*), тетрациклины (рис. 96, *в*).

Лекарственные препараты, способные ослаблять или устранять чувство боли, называют *анальгетиками*. Они подразделяются на ненаркотические и наркотические лекарственные средства. К числу ненаркотических анальгетиков принадлежит хорошо известный аспирин — ацетилсалициловая кислота (рис. 97). Она является производной салициловой (*о*-гидроксибензойной) кислоты, которая содержится в ивовой коре (от лат. *salix* — ива). Для получения аспирина необходимо провести этерификацию фенольной гидроксогруппы. Для этого салициловую кислоту обрабатывают уксусным ангидридом.

Приём таблетки аспирина целесообразен лишь при очень высокой температуре (выше 38 °С), которая сказывается неблагоприятно на состоянии организма. Помимо аспирина, в качестве анальгетиков широко применяют производные гетероциклического кетона пиразолона (анальгин), а также

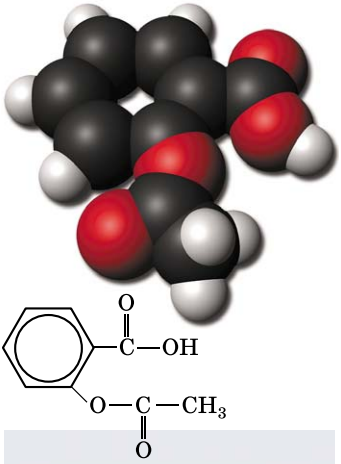


Рис. 97. Аспирин

амид *пара*-аминофенола (парацетамол).

При лечении желудка и кишечника применяют *вяжущие средства*, например отвар коры дуба, гидроксиды магния и алюминия или основный нитрат висмута. Взаимодействуя со слизистой оболочкой этих органов, они вызывают частичную коагуляцию белков внеклеточной жидкости. Образующаяся при этом плёнка предохраняет нервные окончания от раздражения, и чувство боли ослабевает. Помимо этого, они вызывают понижение проницаемости сосудов, замедляют действие ферментов. Всё это препятствует развитию воспалительного процесса. Сходный терапевтический эффект создаёт и крахмальный клейстер, который способен обволакивать стенки желудка и кишечника. Поэтому при многих болезнях желудка и кишечника врачи рекомендуют пить кисель.

В заключение расскажем о *стероидах* — группе соединений, играющих важную роль в организме. Так называют органические вещества, содержащие в своём составе фрагмент, образованный тремя шестичленными и одним пятичленным циклом (рис. 98, *а*). Различные стероиды отличаются друг от друга как наличием или отсутствием кратных связей в циклической системе, так и набором заместителей. Важнейший представитель стероидов — холестерин (рис. 98, *б*) содержится в головном и спинном мозге человека, а также в жировой ткани и печени. Он представляет собой бесцветные, с перламутровым блеском кристаллы, жирные на ощупь. В свободном виде холестерин нерастворим в воде, однако в форме сложных эфиров с высшими карбоновыми кислотами легко переносится кровью. Увеличение содержания холестерина в крови приводит к атеросклерозу и желчнокаменной болезни: оседая в желчном пузыре, холе-

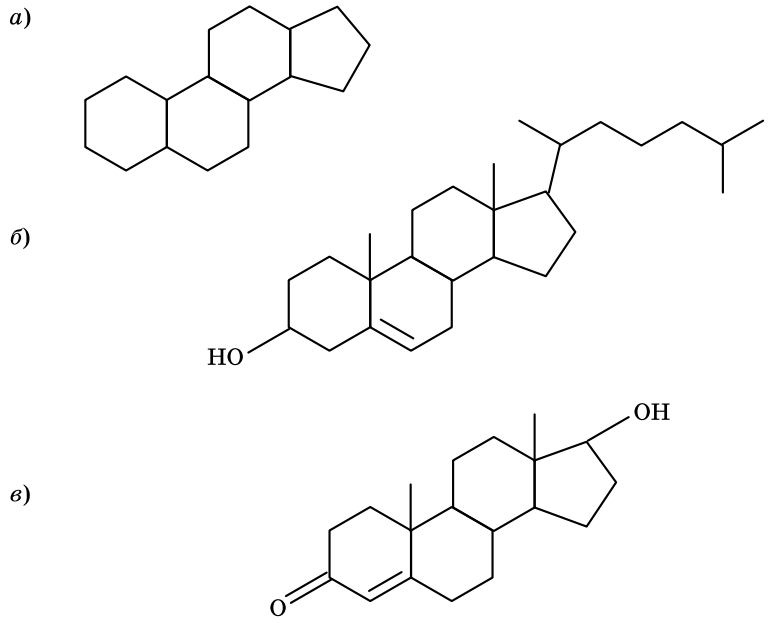


Рис. 98. Стерин (*а*), холестерин (*б*), тестостерон (*в*)

стерин образует камни. Чтобы избежать этого, необходимо ограничивать себя в приёме жирной пищи.

Более 40 стероидов в организме человека образуются в коре надпочечников из холестерина и близких ему соединений. Они представляют собой гормоны, управляющие обменом веществ в организме (кортикостероиды). Некоторые кортикостероиды, как природные (гидрокортизон), так и полученные искусственно (преднизолон, синафлан), используют в медицине в качестве противовоспалительных и противоаллергических средств. К числу стероидов принадлежат также и половые гормоны. Тестостерон (рис. 98, *в*) и другие мужские половые гормоны усиливают синтез белков, что приводит к увеличению мускулатуры, росту костей. Эти вещества, а также их синтетические аналоги входят в состав *анаболиков* — гормональных препаратов, используемых для наращивания мышц. Использование таких средств часто сопровождается негативными побочными эффектами, поэтому назначать их может только врач!

Некоторые женские гормоны способствуют протеканию оплодотворения и подготавливают внутриутробное развитие плода. Под действием этих веществ при наступлении беременности яичники перестают выделять яйцеклетки. Искусственное введение гормонов позволяет предотвратить оплодотворение. Созданные на их основе препараты называются противозачаточными средствами. Употребление этих средств с целью избежать нежелательной беременности может сопровождаться головокружением, тошнотой, рвотой, увеличением массы тела. Грамотно назначать такие лекарства может только врач.

С каждым годом в мире растёт число людей с опухолевыми заболеваниями. Злокачественная опухоль состоит из видоизменённых клеток, которые размножаются со скоростью, намного превышающей скорость роста обычных тканей. Одной из причин возникновения раковых заболеваний являются канцерогены. К их числу принадлежат ароматические углеводороды (бензопирен) и ароматические амины, а также их производные, входящие в состав табачного дыма (рис. 99). Установлено, что при курении табака образуется около

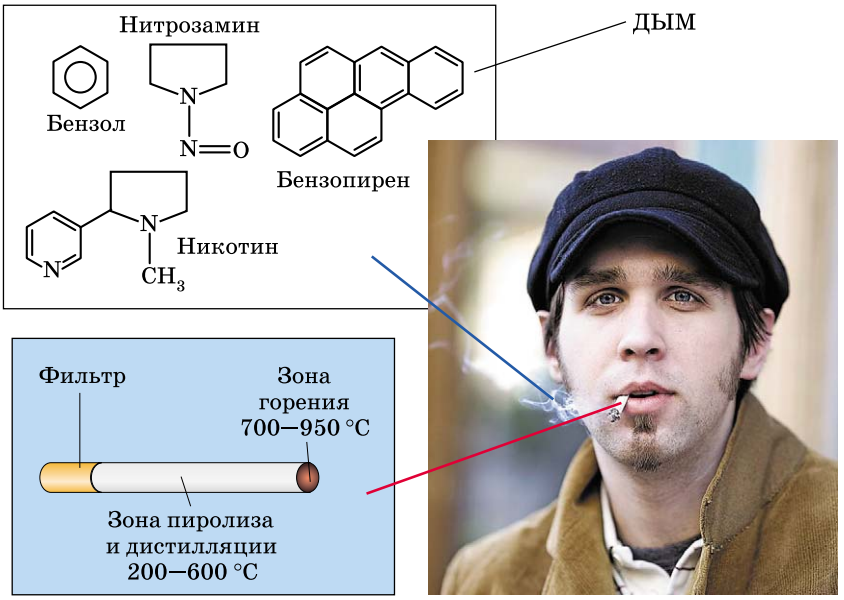


Рис. 99. Соединения, образующиеся при курении

4800 органических соединений, которые через лёгкие попадают в кровь. На конце сигареты происходит горение табака при температуре около 800 °С, что приводит не только к переходу в пар никотина, входящего в состав табака, но и к пиролизу содержащихся в нём аминокислот и углеводов. При этом образуются такие ядовитые вещества, как бензол, толуол, нафталин, бензопирен, а также нитрозамины. В составе табачного дыма обнаружено более 100 алканов, 150 алкенов и 55 циклоалканов, 75 ароматических углеводородов и большое число их производных. Многие из них, например канцерогенные нитрозамины, настолько летучи, что беспрепятственно проходят через фильтр и попадают в лёгкие. Курение не только замедляет рост организма, но и усиливает риск онкологических заболеваний.

Вопросы и задания

1. Какие средства называют анальгетиками? Приведите примеры.
2. Что такое наркотики? В каких случаях их используют в медицине? В чём состоит опасность употребления этих средств?
3. Какие функции выполняют различные стероиды в организме?
4. На чём основано действие противозачаточных препаратов?
5. Какие группы препаратов обладают бактерицидным действием? На чём оно основано?
6. Какие вещества называют анаболиками?
7. Расскажите о вреде курения. Объясните, почему курильщик наносит вред не только себе, но и окружающим его людям.

§ 22 Косметические и парфюмерные средства

Косметическими средствами (косметикой) называют группу препаратов, служащих для сохранения и улучшения внешнего вида кожи, волос, ногтей. В их число входят кремы, лосьоны, пудры, помады, лаки и т. д.

Крем представляет собой прямую (жир в воде) или обратную (вода в жире) эмульсию. Водорастворимые вещества в нём находятся в водной фазе, а жирорастворимые — в органической. При втирании крем начинает интенсивно впитываться кожей, причём органическая фаза легче проника-

ет в организм через сальные железы, а водорастворимые вещества — через межклеточное пространство.

Увлажняющие кремы для рук и лица смягчают кожу, но не придают ей блеска. Они содержат 60—90% воды, в которой распределены частички органической фазы, содержащей стеариновую кислоту, эмульгатор (триэтаноламин), душистые вещества, антиоксиданты. При наложении на кожу вода, содержащаяся в креме, быстро испаряется, а остаётся тонкая матовая плёнка, состоящая из стеариновой кислоты. Она и делает поверхность кожи более гладкой, а самой коже придаёт упругость. Перед мытьём посуды или работой на дачном участке людям с нежной и чувствительной кожей требуется защитить её от попадания моющего средства и грязи. Для этой цели рекомендуется использовать резиновые перчатки. Другой способ защиты состоит в нанесении специального крема, содержащего силиконы — кремнийорганические полимеры состава $(—O—SiR_2—)_n$. При высыхании они покрывают кожу прочной защитной плёнкой.

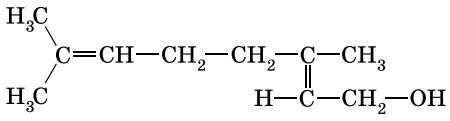
Под действием солнечных лучей в клетках кожи из аминокислоты тирозина происходит синтез меланина — полимера, придающего ей тёмный цвет. Этим и объясняется появление загара. Интересно, что изменение окраски хамелеоном или осьминогом также происходит благодаря меланину, который по особым каналам подаётся к верхним слоям кожи, маскируя более яркие пигменты. В организме человека меланин выполняет важную функцию, защищая ДНК клеток от повреждения под действием ультрафиолетового излучения солнца. Крем, предохраняющий кожу от загара, содержит органические вещества, поглощающие ультрафиолетовое излучение. Чтобы такой крем дольше действовал и меньше впитывался кожей, его готовят на жирной основе. Препараты, придающие коже цвет загара, не усиливают образование меланина, а лишь окрашивают её.

Во многие косметические средства добавляют душистые масла́, получаемые из листьев и семян некоторых растений. Они имеют характерный приятный запах, обусловленный наличием в них десятков органических веществ. Например, мятное масло содержит ментол, лимонное — цитраль, розовое — фенилэтиловый спирт. Эти вещества в настоящее время получают синтетически и используют в парфюмерной и кондитерской промышленности. Так, добавление ментола придаёт жевательной резинке запах мяты и харак-

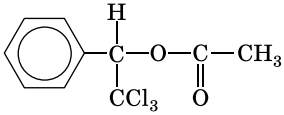
терный холодящий вкус. Банановый, грушевый, клубничный аромат лимонада создают добавлением сложных эфиров, многие из которых идентичны природным веществам, ответственным за этот вкус и запах.

Парфюмерные средства (парфюмерия) применяются для ароматизации и представляют собой жидкие растворы летучих ароматных веществ натурального (эфирные масла) или искусственного (синтетические ароматизаторы) происхождения. Наиболее популярные парфюмерные изделия — это одеколон, духи, дезодорант. В состав множества гигиенических средств (мыла, шампуня, геля для душа) входят так называемые парфюмерные композиции, создаваемые на основе ароматических веществ.

Запах возникает в результате взаимодействия молекул вещества с обонятельными клетками, расположенными в верхней части носовой полости. Единой теории, связывающей запах веществ с их строением, до сих пор не создано. Более того, вещества с различными молекулярными структурами могут иметь сходный запах. Так, запах горького миндаля создают цианистый водород, бензальдегид, нитробензол, а розоподобный аромат источают гераниол, розетон, фенилэтиловый спирт и пеларгон.



Гераниол



Розетон

Одеколон представляет собой 4—6%-й раствор различных душистых веществ в спирте. *Духи* содержат 12—20% различных масел, а также синтетически полученных душистых веществ.

Помимо спирта и душистых веществ, в духи вводят соединения, препятствующие быстрому выветриванию запаха (*фиксаторы*). Среди них есть вещества растительного и животного происхождения (мускус, амбра), а также полученные синтетически (кумарин, салицилаты).

Все вещества, входящие в состав духов определённого вида, должны испаряться равномерно, иначе по мере высыхания аромат будет меняться. Создание парфюмерных композиций сродни настоящему искусству.

Однако в большинстве случаев человек всё ещё проигрывает соревнование с природой — запах цветов, аромат ягод и фруктов вызван сложным букетом из десятков различных соединений, многие из которых присутствуют в нём лишь в очень малом количестве. Поэтому полностью воссоздать природный аромат, например розы или ландыша, практически невозможно.

Дезодоранты представляют собой водно-спиртовой раствор душистых веществ. Часто они содержат также и дезинфицирующие вещества, убивающие микроорганизмы.

Лак для ногтей представляет собой раствор красителя в органическом растворителе — ацетоне или сложном эфире, например бутилацетате. Любой лак также обязательно содержит плёнкообразующее вещество, например нитроцеллюлозу. При испарении растворителя оно связывает краситель, образуя прочную блестящую плёнку. Для повышения схватываемости в лаки добавляют синтетические смолы. Для формирования эластичной плёнки в лак добавляют размягчители, например дибутилфталат — прозрачную вязкую жидкость. Перламутровый блеск создают, добавляя в лак натуральный перламутр (внутренний слой раковин некоторых моллюсков) или синтетический пигмент сходного цветового оттенка.

Для снятия лака используют растворитель, размягчающий плёнку и легко её смывающий. Раньше для этих целей в основном использовали ацетон. Однако частое его применение делает ноготь ломким, а кожу сухой. В настоящее время на смену ему пришли сложные эфиры, некоторые из них входят в состав исходного лака. Выпускаемые промышленностью специальные кремы для снятия лака с ногтей, помимо сложных эфиров, содержат парафин, воск и высшие спирты, которые и придают им требуемую вязкость.

Вопросы и задания

1. Как можно различить кремы на водной и на органической основе?
2. Чем обусловлено появление загара?
3. Объясните, на чём основано действие противозагарного крема.

4. Для каких целей используют силиконовый крем? На чём основано его защитное действие?
5. Какие вещества входят в состав духов?
6. Как можно объяснить, что вещества разной химической природы могут иметь сходный запах, а некоторые гомологи имеют различные запахи?
7. Рассчитайте, в каком объёме воды необходимо растворить одну таблетку гидроперита $(NH_2)_2CO \cdot H_2O_2$, чтобы получить 2%-й раствор пероксида водорода. Масса одной таблетки 1,5 г.

§ 23 Бытовая химия

Химические препараты входят в состав стиральных порошков, моющих средств, клеёв, отбеливателей и многих других средств, используемых в быту. В состав любого моющего средства входят поверхностно-активные вещества. Они содержат в своём составе молекулы или ионы, в которых присутствуют области с высокой и низкой полярностью. Например, в молекуле цетилового спирта $CH_3(CH_2)_{14}CH_2OH$ есть полярная ОН-группа и малополярный алкильный заместитель. Полярная гидроксогруппа способна эффективно взаимодействовать с водой за счёт электростатического притяжения и образования водородных связей. Углеводородный заместитель, содержащий связи С—Н с низкой полярностью, напротив, слабо взаимодействует с водой. Многие загрязнения представляют собой мельчайшие частички жира, содержащие пыль и грязь. При обработке загрязнённой кожи или ткани водным раствором поверхностно-активного вещества его молекулы ориентируются таким образом, что их полярная (гидрофильная, что буквально означает «любящая воду») часть оказывается обращённой к воде, а малополярная (гидрофобная, что означает «боящаяся воды») часть — к частичке жира. Это приводит к тому, что через некоторое время все частички жира оказываются окружёнными молекулами поверхностно-активного вещества. Это ослабляет взаимодействие между отдельными каплями жира, и они без труда переходят с загрязнённой поверхности в раствор. Таким образом и происходит удаление грязи (рис. 100). Большое распространение получили анионные поверхностно-активные вещества (А-ПАВ), простейший представитель которых — мыло. Дешёвые сорта мыла, например хозяйственное, практически полностью состоят из натриевой

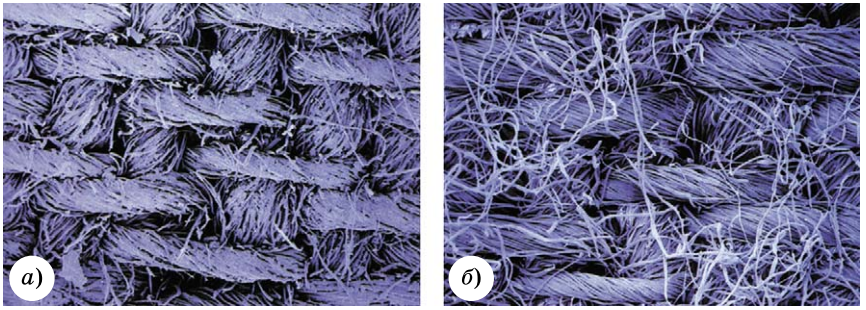


Рис. 100. Сканирующая электронная микрофотография воротника хлопчатобумажной сорочки до (*а*) и после (*б*) стирки

соли стеариновой кислоты — стеарата натрия $C_{17}H_{35}COONa$. В растворе это вещество диссоциирует с образованием катионов Na^+ и анионов $C_{17}H_{35}COO^-$, которые, подобно молекулам цетилового спирта, содержат малополярный углеводородный заместитель и полярную (в данном случае карбоксильную) группу (рис. 101).

Мыло содержит натриевые соли слабых органических кислот, поэтому его водные растворы вследствие гидролиза имеют щелочную реакцию среды:

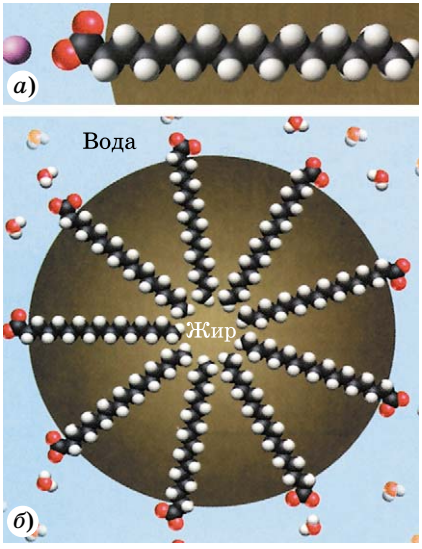


Рис. 101. Строение стеарата натрия (*а*) и удаление загрязнений при помощи его раствора (*б*)

$$C_{17}H_{35}COONa + H_2O \rightleftharpoons C_{17}H_{35}COOH + NaOH.$$

Присутствием гидроксид-ионов и объясняется их мылкость — аналогичным свойством обладают растворы едких щелочей.

Разбавленные растворы щелочей способны разрушать стенки бактерий, тем самым оказывая дезинфицирующее действие. Однако высокая щёлочность среды вызывает частичный гидролиз жиров, находящихся на поверхности кожи. Это приводит к сухости кожных по-

кровов, вызывает раздражение. В этом случае рекомендуется использовать специальные сорта мыла, например содержащие регуляторы кислотности. Известно, что щёлочи разрушают натуральную кожу, шёлковые и шерстяные ткани, состоящие из веществ белковой природы. Поэтому длительно кипятить их в крепком мыльном или содовом растворе не рекомендуется!

Мыло обладает ещё одним недостатком — оно плохо мылится в жёсткой воде, содержащей ионы кальция и магния. Волосы, вымытые с мылом в жёсткой воде, утрачивают шелковистость, плохо расчёсываются. Это объясняется тем, что их поверхность покрывается тонким белым налётом кальциевых и магниевых солей карбоновых кислот, например стеарата кальция:

$$2C_{17}H_{35}COO^- + Ca^{2+} \longrightarrow Ca(C_{17}H_{35}COO)_2\downarrow.$$

При сильном подкислении раствор мыла разрушается — из него выпадают белые аморфные осадки высших карбоновых кислот.

Раньше мыло получали только из природных жиров, подвергая их щелочному гидролизу — омылению. В состав говяжьего жира входят преимущественно глицериды стеариновой кислоты, поэтому производимый на мыловаренных заводах продукт представлял главным образом стеарат натрия. В состав различных сортов туалетного мыла вводят пальмитаты (соли пальмитиновой кислоты) и лаураты (соли лауриновой кислоты), которые получают гидролизом сложных эфиров из плодов масличной пальмы. Чем больше в мыле лаурата, тем оно нежнее. Помимо солей карбоновых кислот, придающих мылу моющие свойства, готовый продукт содержит также смягчающие вещества (глицерин), наполнители (оксид титана (IV)), регуляторы кислотности среды (лимонная кислота) и солевого баланса (хлорид натрия), отдушки.

К другим типам анионных поверхностно-активных веществ относят замещённые сульфонаты RSO_3Na и сульфаты $ROSO_3Na$ натрия, представляющие собой натриевые соли органических сульфокислот или монозамещённых сложных эфиров серной кислоты. Среди веществ этих классов наиболее распространены додецилбензосульфонат натрия и лаурилсульфат натрия (рис. 102). В отличие от карбоновых кислот, сульфокислоты, как и серная кислота, относятся к сильным, поэтому арилсульфонаты и алкилсульфаты не

гидролизуются — их растворы имеют нейтральную реакцию среды. Лишены они и других недостатков обычного мыла, например, не теряют своих моющих свойств и в жёсткой воде, устойчивы в кислотной среде. Однако, в отличие от солей карбоновых кислот, эти вещества очень медленно разлагаются микроорганизмами, легко проходят через очистные сооружения и поэтому скапливаются в природе, загрязняя окружающую среду. Об этом надо помнить и не выливать воду, оставшуюся от стирки белья, в открытые водоёмы. Ведь замещённые сульфонаты и сульфаты — важнейшая составная часть разнообразных стиральных порошков. Помимо них, в состав стирального порошка обычно входят антиосадители (антиресорбенты), препятствующие обратному осаждению загрязнений на ткани. К их числу относят полимеры, например натриевую соль карбоксиметилцеллюлозы (КМЦ), часто называемую поликарбоксилатом, или циклические полифосфаты. Введение в состав моющего средства ферментов ускоряет удаление некоторых загрязнений, например пятен от соков, вина, крови. В стиральных порошках используют в основном протеазы — ферменты, вызывающие гидролиз белков. В некоторые типы порошков, помимо них, добавляют амилазы (ускоряют расщепление

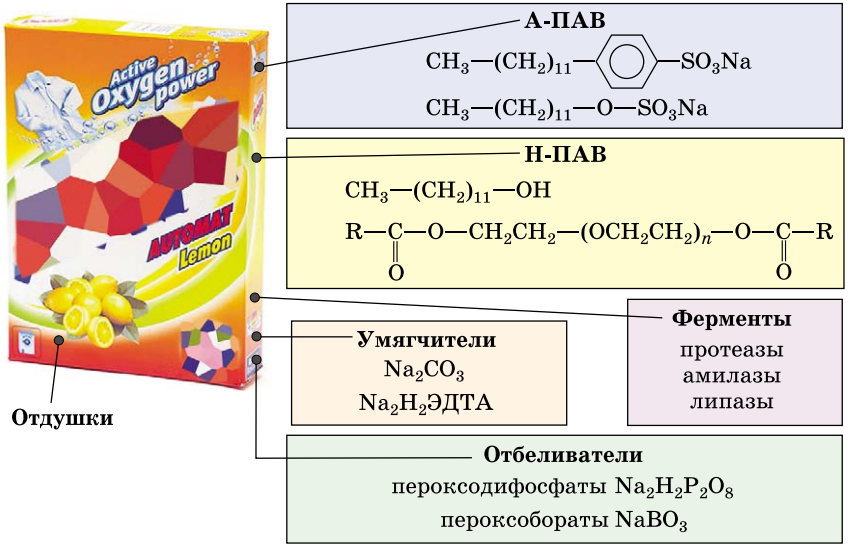


Рис. 102. Стиральный порошок и его состав

крахмала) и липазы (способствуют гидролизу жиров). Для умягчения воды в моющие средства добавляют кальцинированную соду или вещества, связывающие ионы кальция, например трилон Б. На упаковках такие средства часто неправильно называют комплексообразователями. Некоторые виды порошков содержат также парфюмерные отдушки, придающие выстиранному белью приятный запах, красители, антимикробные средства. Для увеличения срока хранения в твёрдые моющие средства вводят безводный сульфат натрия, который способен поглощать воду, тем самым предотвращая слёживание порошка. В порошки, предназначенные для машинной стирки, добавляют вещества, препятствующие обильному образованию пены. Следует помнить, что порошок, используемый для ручной стирки, не подходит для стиральных автоматов из-за обильного выделения пены и возможного попадания её в двигатель. При выборе порошка смотрите, для какой стирки он предназначен!

Особо следует рассмотреть отбеливатели, которые используют как самостоятельно, так и в виде добавок в определённые виды порошков, предназначенных для стирки белого белья. Принцип действия химических отбеливателей основан на окислении или восстановлении окрашенных загрязнений, находящихся на волокне. Окисляющие отбеливатели бывают двух типов: кислородные, представляющие собой производные пероксида водорода (гидроперит $(NH_2)_2CO \cdot H_2O_2$, перборат натрия $NaBO_2 \cdot H_2O_2 \cdot 3H_2O$, перкарбонат натрия $Na_2CO_3 \cdot 1{,}5H_2O_2$), и хлорные, содержащие гипохлорит (NaClO) или дихлорцианурат ($C_3N_3Cl_2O_3Na$) натрия. В процессе отбеливания кислородные отбеливатели выделяют кислород, который также оказывает отбеливающее и бактерицидное действие. Хлорные отбеливатели «работают» только при низкой температуре, так как при кипячении гипохлориты разлагаются. Из-за гидролиза они создают сильнощелочную среду, что способствует разрушению шерсти, шёлка и целлюлозных волокон (хлопка, льна). Кислородные отбеливатели более мягкие, а их эффективность возрастает при нагревании. В этом случае бельё часто подвергают кипячению. Восстанавливающие отбеливатели (например, дитионит натрия и ронгалит $HOCH_2SO_2Na$) менее распространены. Они неэффективны уже в тёплой воде, практически не разрушают шерсть и шёлк, но способны изменять окраску некоторых тканей. Их не следует применять для стирки окрашенных тканей и тканей с рисунком. При

пользовании отбеливателем необходимо внимательно читать прилагающуюся к нему инструкцию и не превышать указанную в ней температуру.

Если ткань со временем пожелтела или приобрела сероватый оттенок, ей можно вернуть белизну при помощи оптического отбеливателя, например небольшого количества синего красителя. В качестве его традиционно использовали пигмент ультрамарин, а в настоящее время и органические красители. Все они хорошо растворимы в воде, легко смываются с белья при последующей стирке. Если взять слишком много синьки, она может неравномерно распределиться по ткани, что ухудшит её внешний вид. Современные оптические отбеливатели (белофоры) представляют собой флуоресцентные красители, поглощающие ультрафиолетовое излучение и преобразующие его в фиолетовое или голубое. Иногда их добавляют в химические волокна прямо при их формовании. В таком случае синтетическое волокно, например полиэфирное, при облучении светом начинает ярко светиться. Это используют, конструируя одежду для велосипедистов, рабочих, ремонтирующих дороги.

В последние годы в продаже появились средства, называемые кондиционерами, — они делают ткани или волосы более мягкими и снимают электростатический заряд. Принцип действия кондиционеров для белья легко понять, зная, как построена хлопчатобумажная ткань. Хлопок представляет собой практически чистый полисахарид целлюлозу, которая построена из остатков β-глюкозы, соединённых в полимерные цепочки. В каждом остатке глюкозы имеются три гидроксильные группы, которые, взаимодействуя друг с другом, придают каждой макромолекуле форму полой трубки. Несколько упрощая изложение, можно считать, что отдельные такие трубки и представляют собой ворсинки, из которых состоит волокно. На поверхности ворсинок имеется некоторое количество гидроксильных групп, которые способны образовывать между собой водородные связи. Именно поэтому при сгибе хлопчатобумажной ткани отдельные ворсинки легко прилипают друг к другу и удерживаются в этом положении. Иными словами, хлопчатобумажные ткани легко мнутся. Чтобы уменьшить взаимодействие между ворсинками, нужно нейтрализовать отрицательный заряд на гидроксильных группах, выступающих из волокна наружу. Это достигают использованием катионных поверхност-

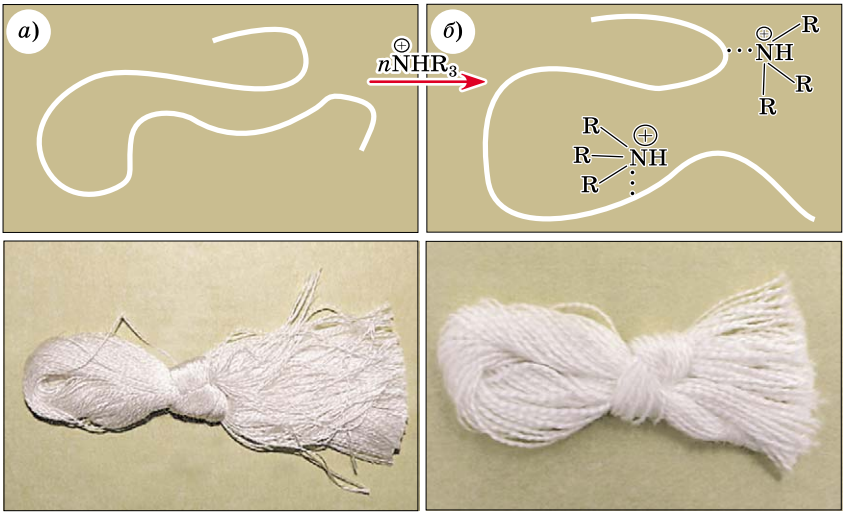


Рис. 103. Хлопчатобумажные нитки до обработки (*а*) и после обработки (*б*) кондиционером

но-активных веществ (К-ПАВ), представляющих собой соли органических аминов с длинными углеводородными заместителями. При обработке ткани катионным ПАВ содержащиеся в нём катионы ориентируются полярными группами к поверхности ткани, а малополярными частями наружу (рис. 103), тем самым препятствуя взаимодействию между различными ворсинками. В результате этого ткань становится более мягкой, воздушной.

Средства для чистки окон и зеркал содержат в своём составе поверхностно-активные вещества, а также аммиак, создающий щелочную среду. Небольшие количества гидроксид-ионов позволяют легко удалять загрязнения. В распылительном баллоне смесь находится под давлением газа-носителя — пропана, бутана, изобутана. Все эти газы горючи, поэтому содержащие их аэрозоли не следует хранить и использовать вблизи пламени. При нажатии на клапан



Рис. 104. Устройство аэрозольного баллончика и средство для мытья окон

содержимое флакона выдавливается, превращаясь в устойчивую пену (рис. 104).

Зубная паста предназначена для гигиены и лечебно-профилактического воздействия на твёрдые ткани зубов, дёсны и слизистую оболочку полости рта. В её состав входят вещества с абразивным, антимикробным и моющим действием (рис. 105). До 40% объёма пасты составляют абразивные вещества, которые чистят поверхность зуба, способствуют снятию налёта с эмали, предотвращая её разрушение микроорганизмами. Долгие годы в роли важнейшего абразива выступал мел — химически осаждённый карбонат кальция $CaCO_3$. Он и сейчас входит в состав зубных порошков и дешёвых зубных паст. Однако его действие небезопасно для людей с чувствительной эмалью или с оголёнными шейками зубов, поэтому в большинстве современных паст используются более мягкие абразивы — силикагель SiO_2 и оксогидроксид алюминия AlOOH, отличающиеся высокой полирующей способностью и щадящим действием на зубную эмаль. Входящие в состав зубной пасты связующие вещества (загустители) способствуют созданию однородной консистенции. Многие из них представляют собой продукты натурального происхождения, вырабатываемые, например, из морских водорослей, а также искусственно полученные производные целлюлозы. Входящие в состав пасты увлажняющие вещества (глицерин, полиэтиленгликоль) придают

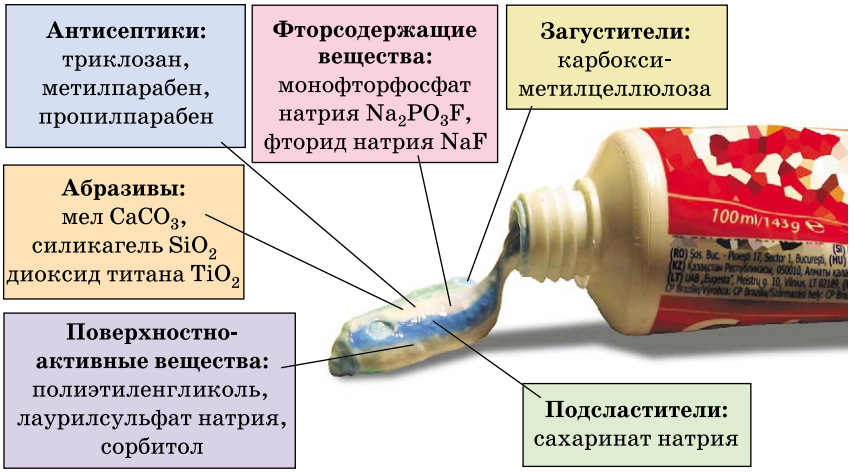


Рис. 105. Состав зубной пасты

зубной пасте пластичность, необходимую для лёгкого выдавливания её из тюбика. Одновременно они способствуют сохранению влаги в пасте при её хранении, повышают температуру замерзания, увеличивают стабильность пены, улучшают вкусовые качества. Паста, содержащая недостаточное количество увлажняющих веществ, подвержена быстрому высыханию и затвердеванию, при хранении становится более густой и вязкой. Это не только снижает потребительские свойства пасты, но может привести к травме дёсен и повреждению эмали. Для обеспечения равномерного распределения пасты в труднодоступных местах полости рта, а также для дополнительного удаления налёта с зубов требуются пенообразователи, в роли которых выступают различные ПАВ. Безвредная их концентрация в зубной пасте составляет 1—2%.

Большое распространение получили противокариесные пасты, в них содержание соединений фтора составляет 0,8—0,9%. В большинство зубных паст добавляют фториды для профилактики кариеса. При их концентрации до 1500 мг/кг зубной пасты они считаются безвредными. Фториды подавляют обмен веществ бактерий, содержащихся в зубном налёте, а значит, и их способность к образованию кислот, оказывающих разрушающее действие на зубную эмаль. Кроме того, фториды задерживают образование и распространение бактериального налёта. Фториды также минерализуют твёрдую ткань зубов, тем самым повышая их устойчивость к кариесу и воздействию кислот.

Вопросы и задания

1. Почему водный раствор мыла имеет щелочную реакцию среды?
2. Какие особенности строения имеют молекулы или ионы поверхностно-активных веществ? В чём заключается механизм их действия по удалению загрязнений?
3. Подумайте, почему волосы, вымытые шампунями, содержащими анионные ПАВ, после высыхания плохо укладываются, легко электризуются.
4. Старый совет гласит: если шерстяное изделие колется, надо постирать его с хозяйственным мылом в горячей воде. В чём химический смысл данной операции?
5. Изучите состав стирального порошка, которым вы пользуетесь. Постарайтесь объяснить роль каждого из компонентов, входящих в его состав.

6. Почему вылитый в почву раствор стирального порошка наносит больший вред окружающей среде, чем раствор мыла?
7. Предложите, как получить из куска природного мела химически осаждённый мел, входящий в состав зубного порошка.
8. Какие виды отбеливателей вы знаете? На чём основано действие химических отбеливателей; оптических отбеливателей?
9. Можно ли хлорсодержащим отбеливателем обрабатывать натуральный шёлк? Почему?
10. Изучите состав зубной пасты, которой вы пользуетесь. Постарайтесь объяснить роль каждого компонента, входящего в её состав.
11. Какую роль при чистке зубов играют содержащиеся в зубной пасте абразивные материалы, пенообразователи, соединения фтора?

§ 24 Химия в строительстве

При строительстве и отделке зданий трудно обойтись без цемента, извести, гипса. Всё это примеры вяжущих веществ, которые при смешивании с водой образуют тестообразную массу. При высыхании масса превращается в монолит. Медленно затвердевая, так называемый раствор связывает друг с другом кирпичи, каменные блоки или иные материалы, соприкасающиеся с ним.

Одним из древнейших вяжущих веществ является *гипс*, известный ещё в Древнем Египте. Это вещество представляет собой двуводный сульфат кальция $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, встречающийся в природе в виде минерала (рис. 106). Обжиг гипса



Рис. 106. Гипс



Рис. 107. Гипсовый слепок и его оригинал

при 150 °С приводит к потере значительной части кристаллизационной воды:

$$CaSO_4 \cdot 2H_2O \longrightarrow CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O + 1{,}5H_2O.$$

Образующийся при этом полуводный сульфат кальция называют жжёным гипсом. При разведении водой он быстро твердеет (схватывается), снова превращаясь в дигидрат. Это сопровождается увеличением объёма на 1%. Расширяясь в процессе схватывания, гипс с высокой точностью воспроизводит поверхность формы, в которую он помещён. Благодаря этому жжёный гипс применяют как материал для слепков, точных копий скульптуры (рис. 107). В отличие от мрамора, гипс — мягкий материал, даже при слабом нажиме ноготь оставляет на нём след. Для увеличения прочности гипса скульпторы добавляют в него квасцы. При кладке кирпичных стен и для штукатурных работ строители используют известковый раствор — взвесь порошка гашёной извести (гидроксида кальция) $Ca(OH)_2$ и кварцевого песка (оксида кремния) SiO_2 в воде. Обычно на одну часть извести берут две части песка. Иногда для большей прочности связывания добавляют цемент, такой раствор строители называют известково-цементным.

При высыхании из раствора выделяются кристаллы гидроксида кальция, которые срастаются друг с другом. Чтобы поверхность стены получалась ровной, а также для лучшего сцепления штукатурки с кладкой её затирают специальными тёрками. Со временем гидроксид кальция постепенно реагирует с углекислым газом, в небольшом количестве содержащимся в воздухе. Образующийся при этом порошок карбоната кальция представляет собой рыхлую массу, которая заполняет все пустоты, способствуя ещё более прочному сращиванию отдельных зёрен кварцевого песка. Для полного высыхания известкового раствора необходимо несколько недель. Как можно ускорить высыхание? Для этого требуется повысить концентрацию углекислого газа в воздухе. Например, в оштукатуренном помещении ставят жаровню с раскалёнными углями, плотно закрывают двери и окна.

Стены, покрытые штукатуркой, можно расписать. Технику росписи стен по сырой, свеженанесённой штукатурке красками, разведёнными на воде, называют *фреской*. Краски закрепляются на поверхности стены, покрываясь тон-

кой кристаллической плёнкой карбоната кальция, образующейся при взаимодействии извести с углекислым газом. Для образования такой плёнки требуется 3—4 часа, поэтому в один день расписывают лишь небольшую часть стены. При внимательном изучении стен, расписанных фресками, удаётся заметить едва заметные швы, разделяющие участки, расписанные в разные дни. Перед росписью известковый раствор наносят на стену в несколько слоёв. Первый слой, называемый итальянцами *arriziato,* может быть нанесён весь сразу за несколько дней до росписи. Для лучшего сцепления со вторым слоем его оставляют шероховатым и, пока он сырой, специально царапают. Второй слой, называемый *intonaco,* по которому и исполняется роспись, наносят непосредственно перед работой живописца. Мельчайшие кристаллы пигментов попадают в неровности поверхности, покрытой штукатуркой, и при высыхании прочно «врастают» в неё, удерживаемые плёнкой карбоната кальция. Всё это объясняет прочность и долговечность фресковых росписей, которые в сухих помещениях могут сохраняться веками. Если же краска наносится на уже высохшую поверхность стены, то частицы пигмента прочно не могут на ней закрепиться и со временем осыпаются. Такая техника живописи используется в основном для реставрации фресок. Росписью стен по штукатурке занимались уже в Древнем Египте, а также в Древнем Риме. До наших дней дошли многие средневековые фрески в древнерусских городах, на Балканах, в странах Западной Европы. Однако наивысшего расцвета фреска достигла в Италии в эпоху Возрождения (рис. 108). Итальянскими живописцами была разработана сложная многослойная технология нанесения слоёв штукатурки и красок.



Рис. 108. Фрагмент росписи свода Сикстинской капеллы

Известь, необходимую для штукатурных работ, получают обжигом известняка в специальных печах. Для приготовления изве-

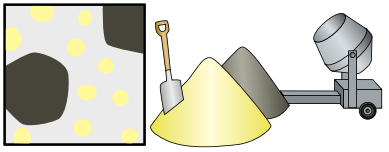
сти годятся только известняки, не содержащие примесей, а также мрамор и раковины. Грязные известняки, в состав которых, наряду с карбонатом кальция, входят доломит, глина или песок, при обжигании дают нечистую известь. Раньше её называли тощей, в отличие от жирной, получаемой из чистого известняка. При обжиге выделяется углекислый газ и остаётся плотная каменистая масса оксида CaO, называемая негашёной известью или кипелкой. Для гашения извести порошок оксида обливают водой, которую берут в массовом соотношении 1 : 1. Реакция взаимодействия оксида кальция с водой протекает настолько энергично, что от выделяющейся теплоты раствор начинает кипеть, поднимаются клубы пара (см. рис. 15). Каменистая масса негашёной извести, поглотив воду, рассыпается в порошок. Такую известь, представляющую собой гидроксид кальция, называют пушонкой. Её и используют для приготовления вяжущего раствора. Иногда гашение извести проводят прямо на месте. Для этого выкапывают в земле яму, укрепляют её стены досками, заполняют примерно на треть кипелкой и добавляют воду.

Внутренние поверхности зданий после штукатурки шпатлюют — покрывают тонким белым слоем, состоящим из мела или гипса. Поверх него клеят обои или наносят краску. Традиционно используемые масляные краски содержат пигмент, льняное масло, которое при высыхании образует прозрачную плёнку, и растворитель, например скипидар или керосин. Запах растворителя при покраске чувствуется за несколько десятков метров, и длительно находиться в таком помещении опасно для здоровья. Использование водоэмульсионных красок, представляющих собой водные эмульсии синтетических полимеров на основе поливинилацетата, полиметилметакрилата, полистирола, гораздо более удобно. Они практически не имеют запаха. По мере испарения воды полимер, в котором растворён краситель, превращается в тонкую эластичную плёнку.

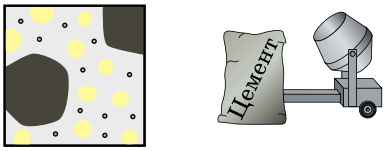
При кладке стен, помимо известкового раствора, используют *цемент*. Римляне получали его из извести и вулканического пепла. Римский учёный Плиний Старший писал о цементе, что этот порошок «может служить оплотом против волн морских и, будучи погружён в воду, превращается в твёрдый камень, для волн неодолимый, и становится ежедневно твёрже». Вулканический пепел для получения цемента продолжали использовать вплоть до

XIX в., когда ему на смену пришёл цемент, изготовляемый из извести и глины. Новый цемент, в отличие от старого, римского, назвали портланд-цементом, по имени местечка в Англии, где залегают песчаники, впервые использованные для его производства. Портланд-цемент представляет собой серый порошок, полученный при обжиге смеси трёх частей известняка и одной части глины. В печах при температуре 1400 °С известняк разлагается до оксида кальция, который взаимодействует с обезвоженной глиной, превращаясь в силикаты и алюминаты кальция: алит $3CaO \cdot SiO_2$, белит $2CaO \cdot SiO_2$, трёхкальциевый алюминат $3CaO \cdot Al_2O_3$. Оксид железа, придающий глине характерный землистый цвет, превращается в алюмоферрит $4CaO \cdot Al_2O_3 \cdot Fe_2O_3$. Все эти вещества входят в состав цементного клинкера — массы, образовавшейся в результате обжига. После охлаждения клинкер размалывают и просеивают через тончайшие сита. Чем тоньше помол, тем прочнее цемент. В зависимости от прочности цемент делят на марки: 300, 400, 500, 600.

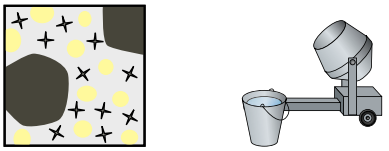
Для затвердевания клинкер смешивают с водой — на 1 кг порошка в среднем берут 450 мл воды. Приготовленная взвесь, называемая цементным рас-



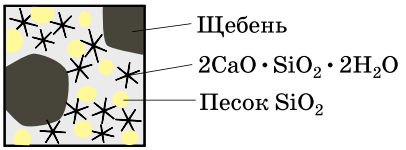
Приготовление смеси песка и щебня



Приготовление бетона



Заливка бетона



Затвердевание бетона



Рис. 109. Процессы, происходящие при получении и затвердевании бетона

твором, со временем твердеет (рис. 109). При добавлении воды многие вещества, входящие в состав клинкера, переходят в раствор, а со временем кристаллизуются из него в виде гидратов:

$$3CaO \cdot 2SiO_2 \cdot nH_2O,$$
$$4CaO \cdot Al_2O_3 \cdot nH_2O,$$
$$4CaO \cdot Fe_2O_3 \cdot nH_2O.$$

Эти вещества, представляющие собой химические соединения, условно записываемые для простоты в виде комбинации оксидов, и составляют основу цементного камня, образующегося при затвердевании цементного раствора. Они придают ему прочность и долговечность.

При затвердевании цемент даёт усадку — уменьшается в объёме. Для уменьшения усадки и увеличения прочности в него добавляют песок, щебень, мраморную крошку и иные наполнители. Полученный материал называют *бетоном*. Бетон, в состав которого введена железная арматура, называют железобетоном. Бетон используют для заливки фундаментов зданий, изготовления панелей, применяемых в массовом жилом строительстве. Он служит также материалом для скульптуры. Гигантская фигура Родины-матери на Мамаевом кургане в Волгограде выполнена из прочного железобетона. Несмотря на то что толщина бетонной оболочки памятника не превышает 30 см, его масса при высоте фигуры 85 м составляет 6 тыс. т. Выполненный из стали меч длиной 29 м весит 14,3 т (рис. 110).



Рис. 110. Скульптура «Родина-мать зовёт!» на Мамаевом кургане

Под действием влаги воздуха, углекислого газа и перепадов температур цемент и бетон постепенно разрушаются — они теряют прочность гораздо быстрее, чем природный камень. Попадая в поры, вода растворяет и разлагает

соединения кальция, которые придают материалу прочность:

$$3CaO \cdot 2SiO_2 \cdot nH_2O + H_2O = 2CaO \cdot 2SiO_2 \cdot nH_2O + Ca(OH)_2;$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

Вопросы и задания

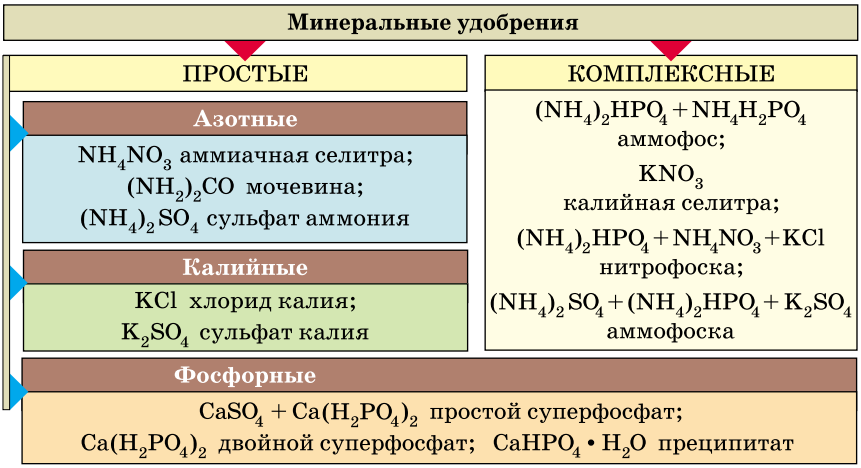
1. Можно ли наложить гипсовую повязку, используя гипс от старой повязки? Как это сделать?
2. Как изменится срок хранения гипса при перенесении его в сырой подвал; при замене бумажной упаковки на полиэтиленовую?
3. Как готовят штукатурку? На какой химической реакции основано нанесение штукатурки?
4. Почему оштукатуренные стены сушат, используя жаровню с углями? Можно ли её заменить на электрический обогреватель?
5. Объясните, почему красочный слой фрески никогда не отстаёт от штукатурки, а масляная краска, которой покрашена стена, через несколько лет трескается и опадает.
6. Сколько килограммов гашёной извести можно получить из 1 т известняка, содержащего 10% кварцевого песка?
7. Какие краски называют водоэмульсионными? Как отличить такую краску от масляной?

§ 25 Химия в сельском хозяйстве

Все химические элементы, за исключением углерода и кислорода, растения получают из почвы. Часто в почвах, особенно при их нерациональном использовании, возникает недостаток многих питательных веществ, в первую очередь соединений азота, фосфора и калия. Для повышения урожайности эти элементы вносят в почву искусственно в виде *минеральных удобрений* — веществ, вносимых в почву для питания растений. Производимые химической промышленностью удобрения подразделяют на простые, содержащие один питательный элемент — азот, фосфор или калий, и комплексные, содержащие сразу несколько питательных элементов (схема 6).

Встречающиеся в природе фосфорит и апатит содержат фосфор в виде среднего фосфата $Ca_3(PO_4)_2$, который нерас-

Схема 6



творим в воде и плохо усваивается растениями. Для получения легкоусваиваемых удобрений фосфорит и апатит подвергают химической переработке, заключающейся в превращении средней соли в кислую.

Важнейшими фосфорными удобрениями являются суперфосфат, двойной суперфосфат и преципитат. Простой суперфосфат представляет собой смесь гипса $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ с дигидрофосфатом кальция $Ca(H_2PO_4)_2$, образующуюся при обработке мелко размолотого фосфорита серной кислотой:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = 2CaSO_4\downarrow + Ca(H_2PO_4)_2.$$

Серная кислота сравнительно быстро вытесняет из фосфорита фосфорную кислоту, которая затем в течение нескольких недель взаимодействует с дополнительным количеством фосфорита, постепенно превращаясь в растворимую кислую соль.

Простой суперфосфат — удобрение со сравнительно невысоким содержанием фосфора, так как значительную его часть составляет гипс, не представляющий питательной ценности для растений. Его образования удаётся избежать, заменив серную кислоту на фосфорную:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2.$$

Удобрение, полученное таким образом, называют двойным суперфосфатом.

Преципитат представляет собой фосфорное удобрение на основе гидрофосфата кальция $CaHPO_4 \cdot H_2O$. Он нерастворим в воде, но, в отличие от фосфорита, усваивается растениями на кислых почвах. Для приготовления преципитата к раствору фосфорной кислоты прибавляют известковое молоко:

$$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = CaHPO_4\downarrow + 2H_2O.$$

Важнейшее азотное удобрение — аммиачную селитру — в больших количествах получают взаимодействием аммиака с азотной кислотой:

$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.$$

Простейшими калийными удобрениями служат соли калия — хлорид и сульфат.

Много калия содержит также калийная селитра KNO_3 — комплексное азотно-калиевое удобрение.

Взаимодействием фосфорной кислоты с аммиаком получают аммофос, состоящий из кислых фосфатов аммония $NH_4H_2PO_4$ и $(NH_4)_2HPO_4$. Ценным удобрением является нитрофоска, содержащая азот, фосфор и калий. Её получают сплавлением гидрофосфата аммония, аммиачной селитры и хлорида калия.

При внесении в почву избытка азотных удобрений нитраты, хорошо растворимые в воде, попадают в растения, а затем и в организм человека. В больших количествах нитраты опасны для здоровья человека, их допустимая суточная доза составляет примерно одну треть грамма. Больше всего нитратов накапливается в листьях шпината, салата, капусты, петрушки, укропа, корнеплодах моркови и редиса. В одном килограмме этих продуктов может содержаться до 4 г нитрат-ионов, что более чем в 10 раз превышает допустимую суточную дозу.

Вопросы и задания

1. Какие вещества называют удобрениями? На какие группы они делятся?
2. Эффективность фосфорных удобрений принято оценивать по массовой доле P_2O_5 в каждом из них. Рассчитайте долю P_2O_5 в простом и двойном суперфосфате.
3. Обработка фосфорита горячей концентрированной азотной кислотой вместо серной приводит к образованию раствора, действуя на

который аммиаком получают комплексное удобрение. Напишите уравнения реакций.

4. Сульфат аммония наряду с аммиачной селитрой является важным азотным удобрением. Предложите метод его получения из азота.
5. Сравните содержание азота в мочевине $(NH_2)_2CO$, аммиачной селитре NH_4NO_3, натриевой селитре $NaNO_3$. Какое из этих удобрений является наиболее эффективным?
6. Юному агроному дано задание подкормить яблоню аммиачной селитрой, приготовив раствор из расчёта 1 г соли на 1 л воды. Однако аммиачной селитры у него не оказалось, и он решил заменить её на калийную. Сколько граммов калийной селитры надо растворить в 1 л воды, чтобы получить раствор с концентрацией азота, которая требовалась?

§ 26 Топливо

Горючие вещества, дающие тепло и являющиеся источником получения энергии, называют *топливом*. По агрегатному состоянию различают газообразное, жидкое и твёрдое топливо. Несколько особняком стоит ядерное топливо — так иногда называют радиоактивные уран и плутоний, используемые в ядерных реакторах.

Природное газообразное топливо представлено природным и попутным нефтяным газом. Хотя главная составная часть *природного газа* — метан CH_4, он содержит также небольшие количества этана C_2H_6, пропана C_3H_8, бутана C_4H_{10}, пентана C_5H_{12}, а также примеси сероводорода H_2S, углекислого газа CO_2, азота N_2, водяной пар. В природном газе некоторых месторождений присутствует гелий, его извлечение целесообразно уже при содержании более 0,3%.

Попутный нефтяной газ также состоит из низших алканов, но доля пропана и бутана в нём значительно выше, чем в природном газе, и составляет от 30 до 70%.

Из природного и попутного нефтяного газа извлекают метан CH_4, используемый в качестве бытового газа для отопления. Этан C_2H_6 применяется как сырьё для получения этилена, используемого для производства полиэтилена и других продуктов химической промышленности; пропан C_3H_8 — для заправки баллонов (бытовой газ, автомобили), а также в качестве хладагента в холодильных установках. Бутан C_4H_{10} используют как сырьё для получения бутадиена и синтетических каучуков.

К видам газообразного топлива также может быть отнесён водяной газ (смесь угарного газа и водорода), получающийся при паровой конверсии угля — обработке его перегретым водяным паром.

Наша страна наряду с природным газом богата нефтью. Она представляет собой сложную смесь углеводородов — алканов, циклоалканов, аренов, а также содержит гетероциклические соединения, смолы, асфальтены. Отметим, что алкены образуются при переработке нефти, а в сырой нефти отсутствуют.

Переработка нефти, подробно рассмотренная в § 18, состоит из двух важнейших стадий. На первой из них осуществляется фракционная перегонка — разделение нефти на фракции, состоящие из углеводородов с близкими температурами кипения. Для увеличения выхода бензиновой фракции проводят крекинг — уменьшение углеродного скелета молекул под действием высоких температур (термический крекинг) или катализаторов (каталитический крекинг).

Жидкие моторные топлива подразделяются на карбюраторные (авиационные и автомобильные), реактивные, дизельные и котельные (мазут как топливо для мартеновских печей). Среди них наибольшее значение имеют бензины. Благодаря сравнительно низким температурам кипения углеводороды бензиновой фракции быстро испаряются и сгорают в автомобильном двигателе за тысячные доли секунды. Детонационная стойкость бензина характеризуется октановым числом. При полном сгорании топлива образуются углекислый газ CO_2 и вода H_2O, но при ином направлении процесса образуются пероксиды, которые способны самовозгораться, что приводит к преждевременному взрыву смеси — детонации. Устойчивость углеводородов к детонации определяется химическим составом. Она выше у разветвлённых алканов (чем больше разветвлённость, тем выше устойчивость к детонации) и ароматических углеводородов.

Вы уже знаете, что детонационную стойкость бензинов количественно характеризуют *октановым числом*, показывающим состав смеси из изооктана и *н*-гептана с такой же способностью к детонации. Например, автомобильный бензин АИ-92 по детонационной стойкости соответствует смеси из 92% изооктана и 8% *н*-гептана (рис. 111).

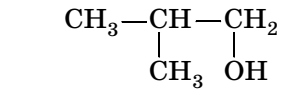
Некоторые ароматические углеводороды, а также вторичные, третичные спирты, эфиры имеют детонационную стойкость от 100 до 120. Различают бензины прямой перегонки (прямогонные), бензины крекинга, бензины рифор-

минга. Из них лишь две последние группы непосредственно используют в качестве топлива.

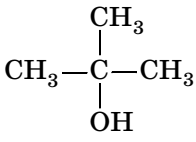
Бензин, полученный прямой перегонкой нефти, имеет низкое октановое число. Для его повышения в бензин добавляют бутиловые спирты и простые эфиры, которые характеризуются более высоким октановым числом, а по температурам кипения соответствуют лёгкой части бензина.



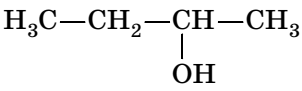
Рис. 111. Марки бензина



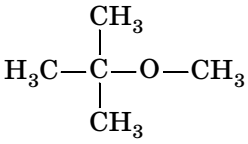
Изобутиловый спирт



Трет-бутиловый спирт



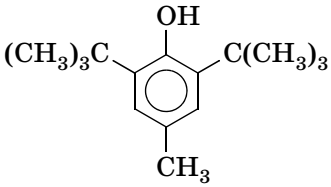
Втор-бутиловый спирт



Трет-бутилметиловый эфир

Прямогонный бензин содержит очень много соединений серы, поэтому при его добавлении в топливо бензин загрязняется.

Бензин, полученный термическим крекингом, содержит непредельные углеводороды, которые легко окисляются воздухом. Процесс окисления идёт через стадию образования свободных радикалов. Чтобы избежать этого, в бензин добавляют антиокислительные присадки, реагирующие со свободными радикалами, например агидол.



Агидол (ионол)

Эта присадка в виде раствора в толуоле или ксилоле добавляется в бензин в количестве 0,01—0,02% по массе. Присадки не подлежат длительному хранению, так как окисляются и утрачивают свои свойства.

Ароматические углеводороды при сгорании образуют много копоти, поэтому сейчас их содержание в большинстве стран строго ограничено, несмотря на то что ароматические углеводороды имеют высокие октановые числа. Так, содержание бензола в европейском бензине в среднем составляет 1%, а в России — 5%.

В реактивных двигателях самолётов топливо непрерывно подаётся в камеру сгорания, а его зажигание происходит только при запуске двигателя (рис. 112). Воздух нагнетается компрессором, а продукты сгорания подаются в турбину, где часть тепловой энергии превращается в механическую работу вращения колеса турбины. От неё приводится в движение ротор компрессора, топливный и масляный насосы. После турбины продукты сгорания проходят реактивные сопла и, расширяясь в них, создают реактивную силу тяги.

Топлива для реактивных двигателей получают на основе керосиновой фракции, образующейся при прямой перегонке нефти. Они характеризуются высокой теплотой сгорания, низкой склонностью к образованию нагара, что достигается уменьшением доли ароматических углеводородов, невысокой коррозионной активностью, определяемой содержанием серосодержащих соединений. Содержание непредельных соединений в топливе характеризуется иодным числом, выражаемым массой иода (в г), вступающего в реакцию со 100 г

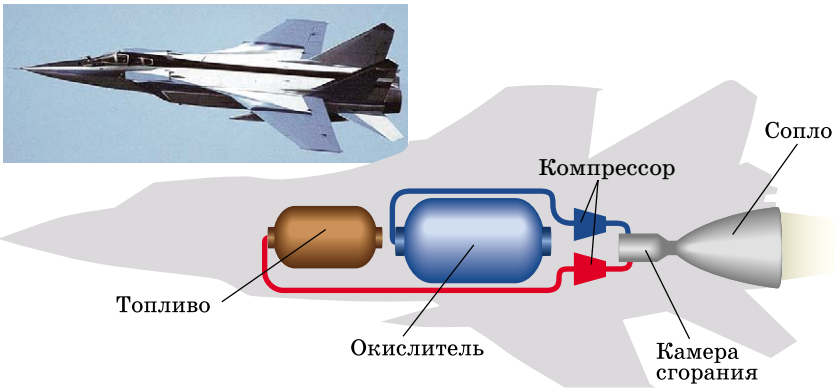
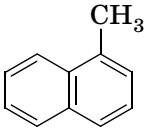


Рис. 112. Схема реактивного двигателя

топлива. В норме оно должно быть меньше 1. В топлива для сверхзвуковой авиации добавляют поверхностно-активные вещества, препятствующие слипанию, укрупнению продуктов нагара, а также их прилипанию к металлической поверхности.

Дизельные топлива представляют собой фракции углеводородов с температурами кипения от 140 до 360 °С (в зависимости от марки). Дизельное топливо впрыскивается в жидком виде в форсунки, где смешивается с воздухом и при нагревании до 700 °С самовоспламеняется. Основной показатель дизельного топлива — цетановое число, которое численно равно содержанию цетана (*н*-гексадекана *н*-$C_{16}H_{34}$, цетановое число принято за 100) в его смеси с α-метилнафталином, цетановое число которого принято за нуль.



α-Метилнафталин

Самую высокую воспламеняемость имеют алканы линейного строения (высокие цетановые числа), а наиболее низкую — ароматические углеводороды (низкие цетановые числа).

Нормальную работу дизеля обеспечивает топливо с цетановым числом выше 40. Введением присадок цетановое число может быть увеличено на 10.

Из остаточных фракций нефти, остающихся в результате прямой перегонки, получают мазут, используемый в стационарных паровых котлах и промышленных печах, а также в судовых энергетических установках в качестве моторного топлива. Для уменьшения вязкости в него добавляют до 50% дизельной фракции.

К твёрдым видам топлива относят древесину, древесный, бурый и каменный уголь, сланцы, торф (рис. 113). Торф представляет собой волокнистую тёмно-коричневую массу, состоящую из продуктов разложения растений и их остатков. Торф образуется на дне болот в результате деятельности микроорганизмов в условиях повышенной влажности и недостатка кислорода. Высушенный торф применяют в качестве топлива на теплоэлектростанциях. Со временем при отсутствии воздуха торф превращается сначала в бурый, а затем

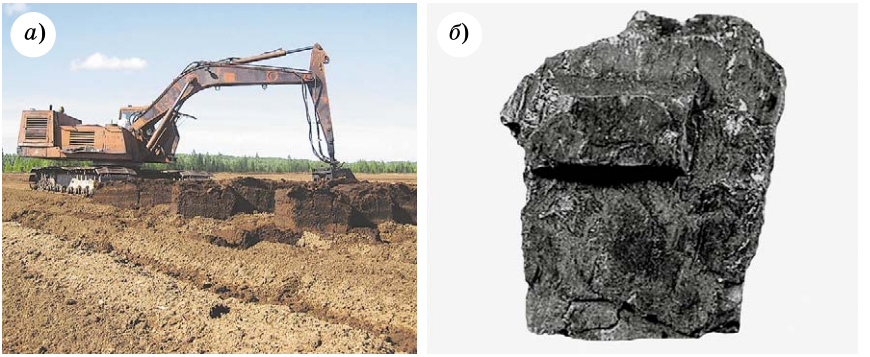


Рис. 113. К твёрдым видам топлива относятся торф (*а*) и каменный уголь (*б*)

в каменный уголь. При этом увеличивается его плотность, цвет становится чёрным, появляется металлический блеск. Каменный уголь наиболее высокого качества (антрацит) на 95% состоит из углерода. Он представляет собой вещество со структурой, напоминающей графит, в которой часть атомов углерода содержит различные функциональные группы. В пустотах структуры каменного угля находятся вода и минеральные соли. Каменный уголь — это не только топливо, но и важнейшее сырьё для химической промышленности.

Вопросы и задания

1. Какие виды газообразного топлива вы знаете? Чем природный газ отличается от попутного нефтяного?
2. Сколько литров гелия можно выделить из 1000 м^3 природного газа, содержащего 0,04% (объёмных) гелия, если полнота отделения составляет 90%?
3. Какой бензин называют прямогонным? Почему его в чистом виде не используют в качестве топлива?
4. Какие вещества добавляют в бензины для улучшения их характеристик и устойчивости при хранении?
5. Чем характеризуется устойчивость бензинов к детонации? Может ли октановое число бензина быть выше 100?
6. Какие вещества используют в качестве дизельного топлива; реактивного топлива?
7. Что называют цетановым числом?
8. Перечислите важнейшие виды твёрдого топлива.

§ 27 Неорганические материалы

Ещё столетие назад многие предметы, окружающие нас в повседневной жизни, изготовляли не из пластмасс, а из неорганических материалов. К их числу относят металлы и сплавы, с которыми вы уже познакомились, а также стекло и керамику.

Первые изделия из стекла были изготовлены в Месопотамии в 3-м тысячелетии до н. э. Для варки стекла в то время использовали неочищенный песок и растительную золу. Из-за наличия примесей и низкой температуры варки стёкла получались непрозрачными. В древнем мире особо ценились изделия из цветного стекла — синего, окрашенного кобальтом, красного — оксидом меди (I) или жёлтого, которое получали введением оксидов свинца и сурьмы. Больших высот стеклоделие достигло в эпоху Античности, когда были изобретены или усовершенствованы многие техники горячей (выдувание, прессование, литьё) и холодной (шлифовка, полировка) обработки стекла, широко использующиеся и по сей день. Один из шедевров позднеантичного стеклоделия — кубок Ликурга, имеющий различную окраску в проходящем и отражённом свете. Красный цвет стекла кубка Ликурга обусловлен наночастицами золота и серебра, а жёлто-зелёный — соединениями железа и рассеянием света на каплевидных микро-

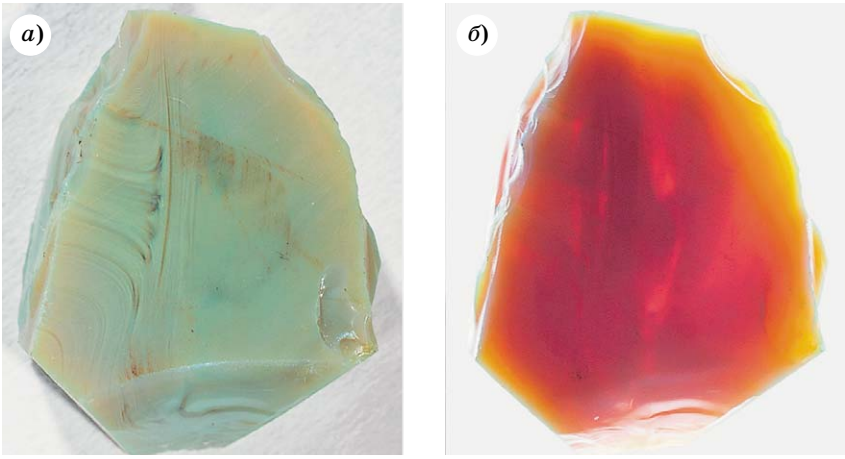


Рис. 114. Образец современного стекла состава кубка Ликурга в проходящем (*а*) и отражённом (*б*) свете

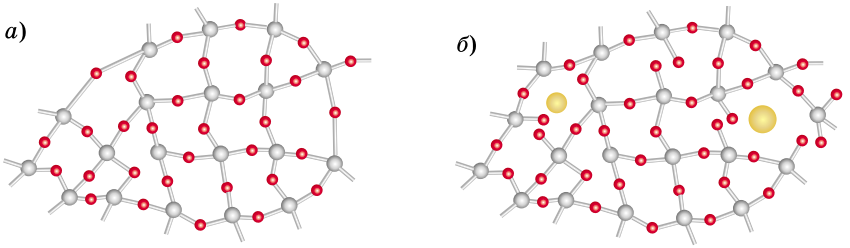


Рис. 115. Структура кварцевого (*а*) и силикатного (*б*) стёкол

включениях. В 2016 г. в московском Центре педагогического мастерства в результате выполнения исследовательского проекта школьники получили стекло, идентичное по составу и свойствам стеклу кубка Ликурга (рис. 114).

С тех пор технология выплавки стекла значительно усовершенствовалась, однако принципы, лежащие в её основе, остались неизменными. Тугоплавкое кварцевое стекло получают охлаждением расплавленного кварца. В отличие от кристаллического кварца, оно представляет собой беспорядочную трёхмерную сетку, в которой каждый атом кислорода соединён с двумя атомами кремния, а каждый атом кремния — с четырьмя атомами кислорода (рис. 115, *а*). Такое стекло необычайно тугоплавко, для отливки изделий требуются очень высокие температуры. В промышленности гораздо удобнее отливать силикатные стёкла, содержащие ионы металлов. Простейшее силикатное стекло представляет собой силикат натрия и кальция, его формулу принято записывать в виде соединения оксидов: $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$. В его структуре трёхмерная сетка из атомов кремния и кислорода в некоторых местах оказывается разорванной, что приводит к уменьшению прочности и резкому понижению температуры плавления. Стекло, в отличие от кристаллических тел, не имеет определённой температуры плавления и при остывании расплава постепенно загустевает. Из загустевшего полужидкого стекла выдувают художественные изделия, прессовкой получают различную посуду, специальными машинами вытягивают пластины оконного стекла, отливают толстые стёкла, идущие на производство зеркал. Обычное силикатное стекло размягчается при температуре около 500 °С, тугоплавкие стёкла выдерживают нагревание до 900 °С, а кварцевое плавится лишь при температуре около 1500 °С.

Силикатное стекло прозрачно, прочно, не проводит электрический ток и является плохим проводником тепла. Имен-

но поэтому мы не замерзаем зимой в отапливаемых помещениях, несмотря на большие размеры окон. Главный недостаток стекла — хрупкость. С этим свойством, наверное, знаком каждый — редко кому не доводилось разбить какой-нибудь стеклянный предмет! Стекло устойчиво к действию многих химических веществ. Оно нерастворимо в воде, не реагирует даже с концентрированными кислотами. Исключение составляет лишь плавиковая кислота HF, переводящая стекло в смесь фторидов.

Для варки стекла используют чистый кварцевый песок, известняк и соду. Приготовленную смесь нагревают до высокой температуры (1400 °С). В этих условиях кварц реагирует с содой, вытесняя из неё углекислый газ:

$$Na_2CO_3 + SiO_2 \overset{t}{=} Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow,$$

а также вступает во взаимодействие с оксидом кальция, образующимся при разложении известняка:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow,\ CaO + SiO_2 = CaSiO_3.$$

Кварцевый песок берётся в избытке, поэтому стекло не является смесью чистых силикатов натрия и кальция, а представляет собой твёрдый раствор этих соединений в кремнезёме.

Добавляя в расплав различные оксиды, получают цветные стёкла. Например, оксиды железа окрашивают стекло в зелёный, голубой или красно-бурый цвет, оксид кобальта (II) — в синий, оксид хрома (III) — в зелёный, оксид марганца (III) — в фиолетовый, оксид меди (I) — в красный. Вводя в расплав порошок полевого шпата, получают матовое молочное стекло. В XIX в. особенно ценилось урановое стекло, окрашиваемое в зеленовато-жёлтый цвет оксидами урана. При частичной замене известняка на оксид свинца (II) получается хрусталь — стекло, обладающее способностью сильно преломлять лучи света и хорошо полирующееся (рис. 116).

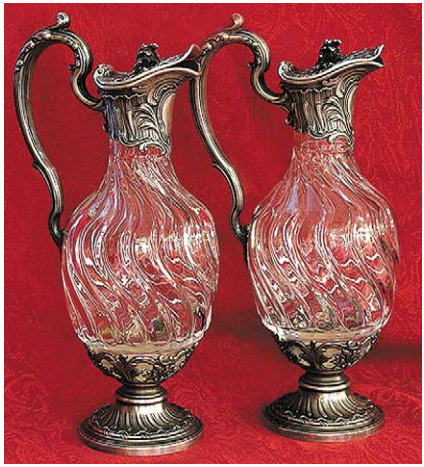


Рис. 116. Изделия из хрусталя

Частичная замена кремнезёма на оксид бора приводит к образованию боросиликатных стёкол, размягчающихся при более высокой температуре, чем обычные силикатные. Боросиликатное стекло марки «пирекс» идёт на изготовление термостойкой лабораторной посуды.

Керамикой (от греч. *керамос* — глина) в быту называют изделия из глины, обожжённые в печи. Так в древних Афинах назывался район, где работали гончары. Человечество освоило изготовление глиняной посуды ещё в каменном веке, задолго до того, как была открыта выплавка бронзы и железа. Изделия из обожжённой глины широко используют и в наши дни — в качестве строительных и облицовочных материалов (кирпич, плитка, черепица), посуды и предметов декора (фарфор, фаянс).

Глина, или каолинит, — кристаллическое вещество белого цвета. Кристаллы каолинита представляют собой тонкие шестиугольные пластинки размером около 0,00005 см (рис. 117). Если их намочить, они крепко слипаются, как листы мокрой бумаги. В таком состоянии глина обладает способностью удерживать воду в промежутках между кристаллами. Вода, содержащаяся во влажной глине, действует на неё подобно смазке — кристаллы легко скользят друг относительно друга. Кому приходилось ходить по влажной глинистой почве, тот знает, как непросто удержать равновесие, чтобы не упасть! Влажная глина по пластичности напоминает пластилин — из неё легко вылепить изделие даже сложной формы. Когда глина подсыхает, отдельные кристаллы каолинита слипаются друг с другом, образуя жёсткую и твёрдую массу, сохраняющую ту форму, которую ей придали. После сушки керамические изделия обжигают в печи — при этом отдельные кристаллики соединяются в единую твёрдую массу, состоящую из муллита $3Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$, кристаллизующегося в форме игл, и твёрдых растворов на его основе. Игольчатые кристаллы муллита придают керамическим изделиям прочность.

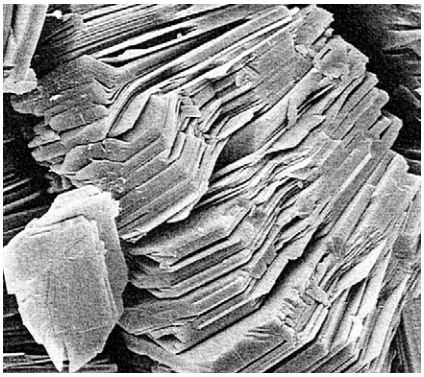


Рис. 117. Каолинит под микроскопом



Рис. 118. Художественная керамика: блюдо из майолики (Дерута, Италия) и сахарница из глазурованного фарфора (Севр, Франция)

После обжига керамика имеет невыразительный серый или жёлто-коричневый цвет, в зависимости от примесей, содержащихся в глине, и условий обжига. Если в печь поступает мало кислорода, глина, содержащая железо, становится чёрной, а в избытке кислорода — красной. Во многих сортах керамики имеются мелкие поры, в которых может накапливаться влага. Чтобы избежать этого и придать изделию красивый цвет, его перед обжигом покрывают тонким слоем высококачественной цветной глины (ангобом) или стекловидной глазурью (рис. 118).

Обжигом неочищенной глины, окрашенной соединениями железа в жёлтый или бурый цвет, получают кирпичи, черепицу, огнеупорные материалы.

Фарфором называют керамику, отличающуюся непористым строением. Для её изготовления используют очень чистую глину белого цвета, не содержащую примесей. При обжиге поверхность её становится шероховатой, поэтому фарфоровые изделия обычно покрывают глазурью и расписывают. Краска может быть нанесена как поверх глазури (надглазурная роспись), так и непосредственно по фарфоровой массе (подглазурная роспись). Так как нанесение глазури связано с обжигом изделия при высокой температуре, для подглазурной росписи используют красящие вещества (пигменты), которые обладают высокой термической устойчивостью, например растворы солей переходных металлов, окрашивающие изделие в неяркие полупрозрачные акварельные тона. Для



Рис. 119. Гжельская керамика, пигмент тенарова синь, используемый для её росписи

подглазурной росписи часто применяют и тенарову синь — алюминат кобальта $CoAl_2O_4$, известный каждому по гжельской керамике (рис. 119).

Лишь небольшую часть фарфора выпускают в бисквите, т. е. неглазурованным. Белая матовая поверхность бисквита хорошо передаёт объёмность формы, поэтому он служит материалом для изготовления скульптуры, медалей, рельефов.

Родиной фарфора считают Китай, где он появился в IV—VI вв. в результате постепенного совершенствования рецепта приготовления керамической массы. В странах Западной Европы начиная с XVI в. из легкоплавящейся силикатной массы, близкой по составу к молочному стеклу, производили очень похожий на китайский фарфор материал, называемый мягким фарфором. Подобно фарфоровым изделиям, его покрывали прозрачной свинцовой глазурью и расписывали. Разновидностью мягкого фарфора является костяной фарфор, при производстве которого в массу добавляется костяная зола. Рецепт производства настоящего фарфора (иногда, в отличие от мягкого, называемого твёрдым) китайцы в течение столетий успешно скрывали от иностранцев. Секрет удалось раскрыть лишь в начале XVIII в. немецкому мастеру Иоганну Фридриху Бётгеру, положившему начало знаменитому мейсенскому фарфору. В России регулярное производство фарфора было налажено лишь в середине XVIII в. Д. И. Виноградовым, который самостоятельно раскрыл секрет изготовления фарфоровой массы.

Внешне с фарфором сходен *фаянс*, отличающийся от него большей пористостью, меньшей плотностью и полной непрозрачностью. Фаянс был известен в Европе и на Ближнем Востоке ещё в древности. Фаянсовая посуда по сравнению с фарфоровой более массивна и совсем не пропускает свет.

Майоликой называют крупнопористые изделия из цветной обожжённой глины. Неглазурованная майолика благодаря наличию крупных пор пропускает воду, поэтому изделия из майолики обязательно покрывают непрозрачной эмалью. Поверх сырой эмали перед обжигом поверхность изделия расписывают. Керамические майоликовые плитки издревле использовались для облицовки стен зданий. На Руси их называли изразцами. Изделия гжельских мастеров также представляют собой майолику.

Обжиг керамической массы при высоких температурах приводит к получению плотного материала, называемого каменной массой. Изделия из каменной массы обычно украшают тонким рельефом и покрывают глазурью.

В технике используют и специальные керамические материалы, представляющие собой тугоплавкие оксиды металлов. Например, алундовые тигли, выдерживающие нагревание до высоких температур, изготавливают из оксида алюминия.

Вопросы и задания

1. Что служит сырьём для силикатной промышленности и какие важнейшие продукты она выпускает?
2. Какой состав имеет силикатное стекло? По каким свойствам оно отличается от кварцевого стекла?
3. Чтобы сделать острые края стеклянной палочки более плавными, их поочерёдно вносят в пламя и выдерживают в нём некоторое время, постоянно вращая палочку. Можно ли так подровнять края палочки, сделанной из стали, древесины, кварцевого стекла? Почему?
4. Какая погода лучше подходит для бетонирования дорожки на дачном участке — жаркая сухая или холодная дождливая?
5. Что называют керамикой?
6. На каких свойствах глины основано производство керамики?
7. Зачем фарфоровые и фаянсовые изделия снаружи покрывают глазурью?
8. Силикат кальция $2CaO \cdot SiO_2$ входит в состав цемента. Напишите уравнение реакции образования этого вещества при спекании смеси кварцевого песка и известняка.
9. Силикатный (белый) кирпич получают действием воды на смесь кварцевого песка и негашёной извести. Затем сформованные кирпичи нагревают, обрабатывая их водяным паром. Напишите уравнения

реакций, если известно, что готовый силикатный кирпич состоит из смеси кварцевого песка и гидрата силиката кальция $CaSiO_3 \cdot H_2O$.

10. Один из силикатов кальция, входящих в состав цемента, содержит в своём составе 52,63% кальция и 12,28% кремния. Выведите простейшую формулу этого соединения и запишите её в виде комбинации оксидов.

§ 28 Краски, красители и пигменты

Для придания определённого цвета тканям, пластмассе, пищевым продуктам и многим другим изделиям используют разнообразные красящие вещества. Краску готовят, смешивая красящее вещество с жидкостью, называемой связующим веществом или просто связующим. Красящие вещества, растворимые в связующем или других средах, называют красителями, а нерастворимые — пигментами. Большинство пигментов представляют собой неорганические соединения, а красителей — органические.

Первоначально в качестве пигментов использовали природные минералы, которые отделяли от пустой породы и растирали в порошок. Знатные египтянки в качестве румян для лица использовали киноварь HgS, подводили глаза сурьмяным блеском Sb_2S_3. Уже в Древнем Риме некоторые пигменты стали получать искусственно, например свинцовые белила — основный карбонат свинца $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$. В XVIII—XIX вв. по мере открытия новых элементов появились новые минеральные пигменты. Так, при действии на раствор хромата калия K_2CrO_4 нитратом свинца образуется жёлтый осадок хромата свинца (жёлтый свинцовый крон). При замене хромата калия на сульфат выпадает белый осадок сульфата свинца. Совместное осаждение этих двух солей приводит к получению светло-жёлтого пигмента, оттенки которого легко варьировать, меняя соотношение реагентов. Свинцовые белила в настоящее время не используют из-за их токсичности. На смену им пришли титановые белила — краска на основе пигмента оксида титана (IV) TiO_2. В качестве белых пигментов используют также оксид цинка (цинковые белила), мел. В отличие от цинковых или титановых белил, мел, несмотря на большую дешевизну, редко используют при приготовлении красок. Это объясняется его низкой кроющей способностью (укрывистостью), т. е. способностью закрывать поверхность изделия так, чтобы она не просвечивала сквозь слой краски.

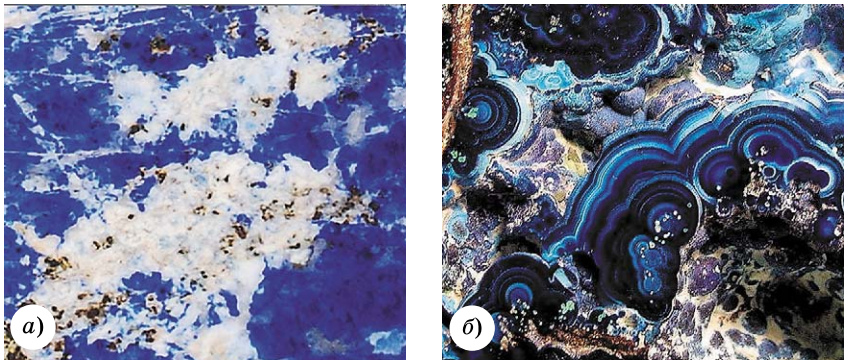


Рис. 120. Минералы лазурит (*а*) и азурит (*б*)

Укрывистость пигмента определяется разностью в показателях преломления вещества пигмента и вещества грунта, на который его наносят.

Важнейшие зелёные пигменты — гидратированный оксид хрома $Cr_2O_3 \cdot 2H_2O$ (изумрудная зелень), оксид хрома, твёрдый раствор оксида кобальта (II) в оксиде цинка ZnO (зелёный кобальт), медянка — смесь основных ацетатов меди (II). В качестве красных, коричневых и жёлтых пигментов используют различные формы оксидов и гидроксидов железа: жёлтый $Fe_2O_3 \cdot 2H_2O$ (жёлтый марс), красный Fe_2O_3, чёрный Fe_3O_4. Пигмент светло-коричневого цвета содержит 93% Fe_2O_3 и 7% FeO, ярко-коричневый — 85% Fe_2O_3 и 15% FeO. Природный пигмент охра представляет собой смесь гидратированного оксида железа (III) с глиной. Жёлто-коричневая сиена, в отличие от охры, содержит небольшое количество оксида марганца. Очень красивы синие пигменты лазурит и азурит (рис. 120). Несмотря на сходные названия, они имеют различный химический состав. Азурит (горная синь) — это основный карбонат меди $Cu_3(OH)_2(CO_3)_2$. Лазурит (ляпис-лазурь) представляет собой природный алюмосиликат, синяя окраска которого вызвана содержащимися в нём группами S_3^{2-}. Искусственно его получают спеканием белой глины с сульфидом натрия. Полученный порошок (ультрамарин) используют для удаления жёлтого оттенка в красках, бумаге, цементной плитке. Употребляют его также и для подсинивания белья. Распространённым чёрным пигментом служит угольная сажа. Например, она входит в состав типографской краски, картриджей для чёрно-белых принтеров. Металлические пигменты представля-



Рис. 121. Масляные краски:
1 — кадмий красный; *2* — белила;
3 — сиена натуральная;
4 — охра красная;
5 — кобальт синий;
6 — сажа газовая;
7 — изумрудная зелёная;
8 — охра светлая; *9* — хром

ют собой тонко измельчённые порошки и пудры алюминия, меди и цинка и их сплавов. Они имеют шарообразную и чешуйчатую форму частиц.

Краска (рис. 121) представляет собой суспензию красителя в связующем. По высыхании связующее обеспечивает скрепление пигмента с грунтом, создаёт прочный и устойчивый красочный слой, обеспечивает сохранность красок. В зависимости от вида связующего существуют разные виды красок (масляные, водоэмульсионные) и техники живописи. Гуашь и акварель представляют собой пигмент, разведённый в воде. Для увеличения длительности хранения в такую краску добавляют небольшое количество фенола, убивающего микроорганизмы, поэтому баночки с гуашью всегда имеют характерный запах фенола. Картина, написанная гуашью или акварельными красками, очень чувствительна к попаданию влаги, которая может смыть краску. Темперные краски готовят, размешивая пигмент на эмульсии яичного желтка в воде, содержащей фосфолипид лецитин. Очень красивы краски, разведённые на расплавленном воске (энкаустика). Художники используют их в нагретом виде. При росписи больших поверхностей стен, покрытых штукатуркой, удобно работать в технике фрески, с которой вы уже знакомы (с. 177).

Акварельные краски состоят из тонко измельчённого пигмента и растительного клея (гуммиарабика), растворимого в воде. Среди акварельных красок нет белой. Поэтому, чтобы сделать краску светлее, акварель разводят водой.

Гуашевые краски изготавливают из пигмента и клея с добавлением белил. Их накладывают плотными, непрозрачными мазками.

В масляной живописи в качестве связующего применяют отбелённое льняное масло. В течение нескольких дней после

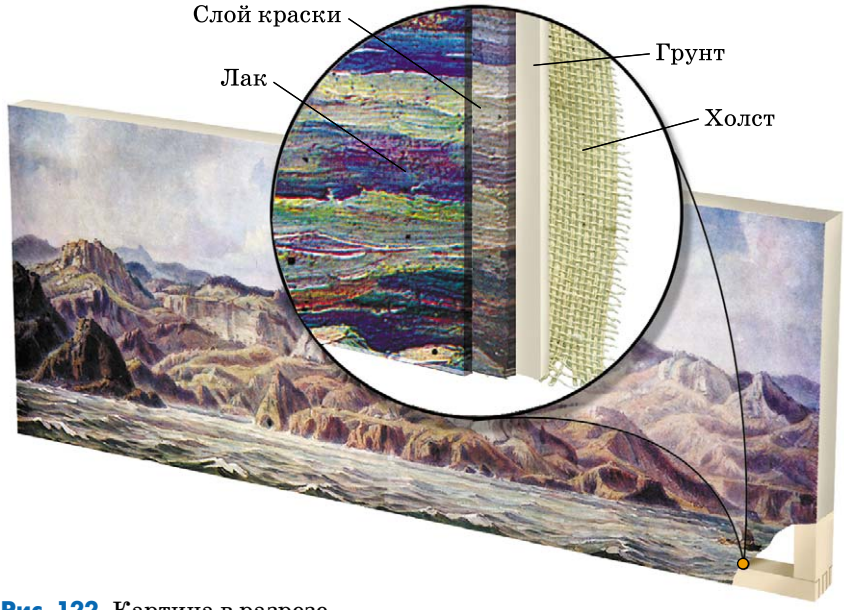


Рис. 122. Картина в разрезе

нанесения краска сохнет. При этом происходит окисление содержащихся в масле остатков непредельных карбоновых кислот с образованием прозрачной полимерной плёнки. Сформировавшись, она надёжно защищает красочный слой от внешних воздействий. Картине, написанной на холсте масляными красками, не страшен даже дождь!

В качестве основы для масляной живописи обычно используют холст — грубую льняную или пеньковую ткань. Краски, нанесённые непосредственно на холст, со временем жухнут — теряют цвет; масло, содержащееся в красках, через некоторое время может испортить холст, и тогда картина погибнет. Кроме того, холст имеет серый цвет, который может проступать сквозь слой пигмента. Чтобы избежать этого, холст грунтуют — пропитывают столярным клеем, поверх которого наносят слой из толчёного мрамора, мела или белил. Готовую картину иногда покрывают лаком (рис. 122). Лаки отличаются от красок тем, что после высыхания образуют прозрачную плёнку. Простейшими примерами лаков являются высыхающие растительные масла́ (льняное масло), смолы натурального происхождения (янтарь, канифоль), специально обработанная целлюлоза и т. д. Синтетических плёнко-

образователей, используемых в производстве лаков, гораздо больше. Это алкидные, эпоксидные, карбамидо- и меламиноформальдегидные смолы. В лаки часто вводят красящие вещества для придания поверхности какого-либо оттенка.

Органические красители представляют собой цветные органические соединения, способные придавать окраску различным материалам (волокнам, бумаге, пластмассам, резине). В отличие от минеральных пигментов, они растворяются в воде и некоторых органических растворителях, например масла́х.

В наиболее простом способе крашения краситель переходит на ткань непосредственно из водного раствора (прямое крашение). В некоторых случаях для лучшего связывания красителя на ткань перед крашением наносят протравы (гидроксид алюминия, таннин), прочно соединяющиеся как с волокном, так и с красителем (протравное крашение). Процесс взаимодействия красителя с волокном может быть обратимым. В этом случае при стирке (особенно при кипячении) возможен обратный переход красителя с ткани в раствор. В быту мы наблюдаем это при стирке непрочно окрашенных тканей. Так, например, чёрная ткань после стирки может приобрести коричневатый или синеватый оттенок, зелёная — желтоватый. Перейдя в раствор, краситель способен вызвать окрашивание других тканей. Особенно сильное вымывание красителя возможно при первой стирке. Поэтому изделия из цветных тканей следует стирать отдельно.

Промышленность выпускает не только однородно окрашенные волокна, но и ткани, содержащие определённый рисунок. Его наносят на специальных машинах методом печати (печатный узор), используя специальную краску, которая имеет консистенцию густой пасты.

Некоторые красители, называемые кубовыми, нерастворимы в воде, но под действием восстановителей легко переходят в форму, растворимую в щелочах (такой щелочной раствор называют «кубом»). При их последующем окислении кислородом воздуха вновь образуется исходный краситель, который прочно оседает на ткани. Среди кубовых красителей наиболее известен индиго — вещество тёмно-синего цвета (рис. 123). До конца XIX в. его добывали из листьев некоторых растений, а сейчас производят синтетическим путём. В больших количествах индиго используют для крашения хлопчатобумажных тканей (именно он придаёт синюю окраску джинсам).



Рис. 123. Краситель индиго (*а*); джинсовая ткань (*б*), окрашенная им



Рис. 124. Пищевые красители, придающие различную окраску мармеладу (*а*); смешение двух красителей придаёт зелёный цвет напитку «Тархун» (*б*)

Производные индиго окрашены в различные оттенки зелёного или синего цвета. Один из них — индигокармин (Е132) используют для окраски кондитерских изделий (мармелада, конфет, кремов), а также напитков (рис. 124). Другой разрешённый в нашей стране синтетический пищевой краситель — жёлтый тартразин (Е102) — представляет собой азосоединение. Синтетический красный краситель амарант (Е123), также представляющий собой азосоединение, в настоящее время запрещён российским законодательством. Его заменяют выделяемыми из природного сырья антоцианами, представляющими собой экстракты из кожицы винограда, чёрной смородины (Е163, фиолетово-красный цвет) или из сахарной свёклы (Е162, свекольно-красный цвет). Антоциановые красители содержатся в цветках тюльпана, пиона, сирени.

Вопросы и задания

1. Какие вещества называют пигментами; красителями?
2. Какие материалы использует художник для написания картины? Расскажите, как готовят масляную краску.
3. Вместо льняного масла художник использовал для приготовления краски касторовое масло, содержащее гораздо меньшее количество остатков непредельных жирных кислот. К чему это приведёт?
4. По легенде, оранжево-красный пигмент сурик Pb_3O_4 впервые был получен случайно во время большого пожара в Пирее. Напишите уравнение реакции его образования из минерала галенита PbS, судно с которым находилось в порту Пирея.
5. Предложите способ получения цинковых белил исходя из оксида цинка.
6. Пигмент синий кобальт, представляющий собой алюминат кобальта $CoAl_2O_4$, используют для подглазурной росписи керамических изделий, например гжельской керамики. Предложите способ синтеза этого вещества из нитратов кобальта и алюминия.
7. Какие красители называют кубовыми? Приведите пример.

§ 29 «Зелёная» химия

Без химии — без эффективных лекарств, строительных материалов, новых видов топлива, средств защиты растений — современное общество обойтись не может. В то же время, несмотря на очевидные заслуги химии в улучшении качества жизни человека, в обществе прогрессирует *хемофобия* —

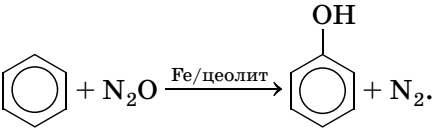
отрицательное отношение к химии и её проявлениям. Такое отношение отчасти оправданно — оно вызвано коптящими заводскими трубами, ядовитыми выхлопными газами, низкокачественными пищевыми добавками, отравлением водоёмов, техногенными катастрофами. Получается, что за всё приходится платить: прогресс в химической промышленности имеет свою оборотную сторону — огромную нагрузку на окружающую среду и низкую безопасность.

Долгое время роль главного сдерживающего фактора для химической промышленности играли экологи — специалисты, изучающие влияние окружающей среды на живые ситемы и их сообщества. Именно они пытались обезвредить последствия химических процессов, контролируя нежелательные выбросы, уничтожая вредные химические вещества, иногда даже препятствуя созданию новых производств.

Однако в последнее десятилетие сами химики осознали, что химическое производство не может в дальнейшем существовать в том же виде, в каком оно пребывает сегодня, так как традиционные технологические схемы во многом исчерпали себя. Появилась глобальная стратегическая цель — превратить химическую промышленность в отрасль, безопасную для человека и окружающей среды. Сформировался новый способ мышления в химии, который назвали «зелёной» химией.

В узком понимании к «зелёной» химии можно отнести любое усовершенствование химических процессов, которое положительно влияет на окружающую среду. В более широком смысле «зелёная» химия — это не раздел науки, это, скорее, новая философия, иной нравственный подход к химии, которая рассматривается не столько с утилитарных, сколько с гуманитарных позиций. Современные химики восприняли концепцию устойчивого развития, согласно которой удовлетворение потребностей нынешнего поколения не должно ограничивать или подвергать опасности будущие поколения. В рамках этой концепции были сформулированы основные принципы «зелёной» химии. Первый и главный из них состоит в том, что лучше предотвратить образование загрязнений, чем потом от них избавляться. Для этого надо применять такие процессы, в которых побочные продукты или совсем не образуются, или представляют собой безвредные вещества. Так, в органической химии в качестве восстановителя всё чаще применяют водород, который превращается в обычную воду, не требующую утилизации. А для окисления органиче-

ских веществ стали использовать оксид азота (I), который преобразуется в безвредный азот. Таким способом, например, бензол можно превратить в фенол в одну стадию:



Второй принцип связан с эффективностью химических превращений. Синтез веществ следует планировать так, чтобы максимальное количество используемых материалов вошло в конечный продукт. Это означает, что число неиспользуемых отходов надо сделать минимальным.

Третий принцип связан с энергией. При планировании синтеза надо стремиться минимизировать энергетические затраты, поэтому химические процессы следует по возможности проводить при низких температурах и давлениях. Напомним, что высокие температуры обычно нужны для того, чтобы преодолеть энергетический барьер, разделяющий реагенты и продукты. Катализаторы снижают энергетический барьер, поэтому подбор подходящих катализаторов позволяет осуществлять химические реакции в мягких условиях.

Исходными веществами для промышленных процессов служат полезные ископаемые, главным образом нефть, уголь и природный газ. Все эти ресурсы относятся к исчерпаемым — рано или поздно они закончатся. «Зелёная» химия ориентирована в первую очередь на возобновляемые ресурсы — растительные масла, целлюлозу, биомассу и бытовой мусор. В будущем эти виды сырья могут стать даже более дорогими, чем нефть или газ. К возобновляемому сырью относится также углекислый газ, из которого получают ценные полимеры — поликарбонаты.

Думающие химики озабочены не только тем, как получить тот или иной продукт, но и тем, что с ним будет потом, после того как нужда в нём исчезнет, и загрязнит ли он окружающую среду или будет постепенно разлагаться под действием воды, света или микроорганизмов до безопасных веществ. Особенно полезны биоразлагаемые материалы, к числу которых относятся упомянутые выше поликарбонаты.

Ещё один принцип «зелёной» химии связан с безопасностью химических производств. Вещества и процессы следует выбирать так, чтобы минимизировать вероятность несчастных случаев — утечек, взрывов и пожаров. Многие помнят трагедию в городе Бхопал (Индия), где произошёл выброс

метилизоцианата, для производства которого используют отравляющее вещество фосген. Позже был создан намного более безопасный способ синтеза метилизоцианата без использования фосгена.

Для производства любого вещества существует много способов, и раньше выбирали самый экономичный из них, который минимизирует расходы и увеличивает прибыль. Однако теперь люди поняли, что, кроме денег, существуют и другие ценности, например бережное отношение к окружающей среде и забота о будущих поколениях. Поэтому теперь на вопрос: «Может ли химия быть безопасной?» — можно уверенно отвечать: «Да, если это “зелёная” химия».

Самое важное в главе 5

Многие процессы, которые мы осуществляем в быту, например приготовление пищи, представляют собой сложные химические реакции. Пищевые продукты содержат три важнейшие группы питательных веществ — белки, жиры и углеводы. Лекарства также представляют собой химические соединения, а их фармакологическое действие основано на химических реакциях. Применять лекарственные средства надо строго по назначению врача.

Многие химические вещества верно служат человечеству на протяжении целых столетий. К их числу относят металлы, керамику, стекло, цемент. Важнейшее сырьё для производства стекла — кварцевый песок, представляющий собой оксид кремния (IV). Для изготовления керамики и цемента используют глину — природный алюмосиликат. Многие современные материалы изготавливают на основе полимеров. В зависимости от вида и свойств их подразделяют на волокна, пластмассы и эластомеры. Удобрениями служат вещества, которые содержат в своём составе азот, фосфор, калий, а также микроэлементы в формах, способных усваиваться растениями. К их числу принадлежат калийная и аммиачная селитры, мочевина, простой и двойной суперфосфаты, нитрофоска.

В последние годы у химиков появилась глобальная стратегическая цель — превратить химическую промышленность в отрасль, безопасную для человека и окружающей среды. Новый подход к организации химических производств назвали «зелёной» химией.

Тестовые задания к главе 5

1. Какое из перечисленных веществ наиболее опасно для человека при наличии в питьевой воде?
1) $MgCl_2$ 2) $HgCl_2$ 3) $Ca(HCO_3)_2$ 4) $CuSO_4$

2. Перегонкой можно разделить смесь
1) жидких азота и кислорода
2) серы и фосфора
3) железа и магния
4) графита и алмаза

3. Больше всего углеводов содержится в
1) хлебе 2) мясе 3) молоке 4) рыбе

4. Плавить железо можно в сосуде (тигле), сделанном из
1) алюминия
2) оконного стекла
3) чугуна
4) оксида алюминия

5. Нетоксичным является каждое из веществ
1) H_2 и C_6H_5OH
2) CO и NH_3
3) O_2 и N_2
4) Cl_2 и H_2S

6. Загоревшийся натрий надо
1) залить водой
2) залить этанолом
3) потушить углекислым газом
4) засыпать сухим кварцевым песком

7. Методом вытеснения воды собирают в пробирку каждый из двух газов
1) углекислый газ и аммиак
2) кислород и водород
3) хлороводород и кислород
4) аммиак и хлороводород

8. Жёсткость воды можно устранить добавлением
1) нитрата калия
2) карбоната натрия
3) хлорида калия
4) поваренной соли

9. Наибольшее октановое число имеет
1) сырая нефть
2) бензин прямой перегонки
3) бензин термического крекинга
4) бензин каталитического крекинга

Практикум

В этом разделе приведены описания лабораторных опытов и практических работ. Лабораторные опыты проводят на уроках химии при ознакомлении с новым материалом, а практические работы — на отдельных, отведённых для этого уроках. Выполнение каждой практической работы требует предварительной домашней подготовки. Перед уроком прочитайте описание эксперимента, познакомьтесь со свойствами веществ, запишите уравнения реакций. Это позволит вам сэкономить время на уроке. Выполняя работу, не забывайте соблюдать технику безопасности, а после окончания работы — вымыть посуду и убрать рабочее место. Помните, что при пользовании спиртовкой длинные волосы должны быть собраны в пучок или спрятаны под головным убором. Полученные вами вещества сдавайте учителю.

Правила техники безопасности при работе в кабинете химии

- Не трогайте вещества, посуду и не приступайте к работе без разрешения учителя;
- не смешивайте незнакомые вам вещества;
- для ознакомления с запахом вещества склянку держите на расстоянии 15—20 см от лица и лёгкими движениями руки направляйте воздух от отверстия на себя;
- не наливайте и не смешивайте реактивы вблизи лица;
- при нагревании направляйте отверстие пробирки в сторону от себя и соседей;
- при попадании едких веществ на кожу смойте их под сильной струёй воды. Если на кожу попала кислота, обработайте место ожога слабым раствором соды, а при попадании щёлочи — слабым раствором борной или уксусной кислоты;
- если кислота или щёлочь попали в глаза, немедленно промойте их под струёй воды, наклонившись над раковиной, затем необходимо обратиться к врачу;

- помните, что горячую посуду на глаз невозможно отличить от холодной. Прежде чем взять посуду рукой, осторожно убедитесь, остыла ли она. При термическом ожоге место ожога надо обработать спиртовым раствором танина, этиловым спиртом или противоожоговой мазью. В случае сильного ожога необходимо обратиться к врачу;
- вещества, находящиеся в лаборатории, запрещается пробовать на вкус, даже если они в обыденной жизни употребляются в пищу (поваренная соль, сахар);
- старайтесь не класть на свой лабораторный стол ничего лишнего. При выполнении работы вам понадобятся лишь ручка, карандаш и тетрадь для записи наблюдений. Всё остальное вам выдаст учитель;
- после выполнения экспериментальной работы тщательно вымойте руки.

При выполнении лабораторных работ учащиеся используют выданные им растворы. Во всех случаях, если не указано иначе, растворы солей, кислот и щелочей имеют концентрацию 5%.

Лабораторные опыты

Признаки протекания химических реакций

Налейте в пробирку примерно 1 мл раствора карбоната натрия. Осторожно по каплям добавьте к этому раствору разбавленную серную кислоту. Что наблюдаете? К налитому в пробирку раствору хлорида меди (II) добавьте гидроксид натрия до образования синего осадка. В раствор гидроксида натрия внесите одну-две капли раствора фенолфталеина. По каким признакам можно судить о протекании реакции в каждом случае?

Условия протекания реакций ионного обмена

Поместите в первую пробирку небольшой кусочек мела или мрамора (карбоната кальция) и по каплям прилейте к нему соляную кислоту. К налитому во вторую пробирку раствору гидроксида натрия добавьте одну-две капли фенолфталеина, а затем серную кислоту. В третью пробирку налейте раствор карбоната натрия и добавьте к нему раствор хлорида кальция. Что наблюдаете в каждом случае? Напишите урав-

нения реакций в молекулярном, полном и сокращённом ионном видах. Сформулируйте условия протекания реакций обмена до конца.

Качественные реакции

1. К растворам различных кислот добавьте лакмус или метилоранж. Отметьте окраску раствора.

2. Проделайте аналогичный опыт с фенолфталеином.

3. К раствору гидроксида натрия добавьте лакмус или метилоранж. Отметьте окраску раствора.

4. Проделайте аналогичный опыт с фенолфталеином.

5. К растворам соляной кислоты, карбоната натрия и хлорида натрия добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Растворы солей подкислите азотной кислотой. Образование белого творожистого осадка хлорида серебра, нерастворимого в кислотах, служит признаком наличия в растворе хлорид-ионов.

6. К растворам серной кислоты и сульфата натрия добавьте раствор хлорида бария. Образование белого кристаллического осадка сульфата бария, нерастворимого в кислотах, свидетельствует о наличии в растворе сульфат-ионов.

7. К раствору карбоната натрия прилейте соляную кислоту. Что доказывает наличие в растворе карбонат-ионов?

8. Сформулируйте, при помощи каких качественных реакций можно определить ионы водорода, гидроксид-ионы, анионы соляной, серной и угольной кислот.

Водородный показатель

Воспользовавшись универсальным индикатором или индикаторной бумагой, при помощи сравнения со шкалой, приведённой на рисунке 26 учебника, определите pH выданных вам растворов. Укажите, какие значения pH соответствуют кислотной, нейтральной, щелочной средам. Проверьте кислотность среды растворов: соды, лимонного сока, хозяйственного и детского мыла, шампуней.

Окислительно-восстановительные реакции

1. Поместите гранулу цинка в раствор соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

2. Прилейте раствор перманганата калия, подкисленный серной кислотой, к раствору иодида натрия. Укажите окислитель и восстановитель.

Ознакомление со свойствами неметаллов

Рассмотрите выданные вам образцы неметаллов. Опишите их внешний вид, окраску, растворимость в воде.

Вытеснение галогенов из растворов их солей

Прилейте хлорную воду (водный раствор хлора) к растворам иодида и бромида калия, бромную воду — к растворам хлорида и иодида калия. Выделение иода докажите по появлению синей окраски. В каком случае реакция не протекает? Сделайте вывод об изменении окислительной активности галогенов в ряду хлор—бром—иод.

Ознакомление со свойствами металлов и сплавов

Рассмотрите выданные вам образцы металлов и сплавов. Отметьте их окраску, проверьте относительную твёрдость. Воспользовавшись текстом § 14, ознакомьтесь с областями их применения.

Окраска пламени солями металлов

Прокалите в пламени спиртовки стальную или нихромовую проволоку до тех пор, пока она не будет окрашивать пламя. Затем опустите конец проволоки в дистиллированную воду и прикоснитесь им к кристаллам хлорида лития. Внесите проволоку в пламя горелки. Проделайте аналогичные опыты с хлоридами натрия, калия, кальция, бария, меди (II). Отметьте окраску пламени. Окрашивание пламени солями калия удобнее наблюдать через синее стекло.

Скорость химической реакции

1. Положите в три пронумерованные пробирки примерно одинаковые кусочки мрамора (карбоната кальция). В первую и вторую пробирки налейте 5%-й раствор соляной кислоты, в третью — 10%-й. В каком случае реакция протекает с наибольшей скоростью? Подогрейте раствор во второй пробирке на пламени спиртовки. Как изменяется скорость реак-

ции? Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры.

2. В две пробирки положите кусочки железа и цинка. В каждую пробирку прилейте 10%-й раствор соляной кислоты. В каком случае реакция протекает с наибольшей скоростью? Сделайте вывод о влиянии природы реагирующих веществ на скорость реакции.

3. Налейте в пробирку 3%-й раствор пероксида водорода. Выделяются ли пузырьки газа? Бросьте в раствор несколько крупинок оксида марганца (IV). Что наблюдаете? Как влияет катализатор на скорость реакции?

Химическое равновесие

Смешайте выданные вам растворы хлорида железа (III) $FeCl_3$ и роданида калия KSCN. Возникшее кроваво-красное окрашивание вызвано образованием роданида железа $Fe(SCN)_3$ по реакции

$$FeCl_3 + 3KSCN \rightleftarrows Fe(SCN)_3 + 3KCl.$$

Полученный раствор разделите на три порции. Первую оставьте для сравнения, во вторую внесите твёрдый хлорид калия, в третью — роданид калия. Как изменилась окраска во второй и третьей пробирках по сравнению с первой? Сделайте вывод о влиянии концентрации исходных веществ и продуктов реакции на положение химического равновесия.

Ознакомление с нефтью и нефтепродуктами

Рассмотрите выданные вам образцы сырой нефти и нефтепродуктов. Отметьте их агрегатное состояние, цвет, запах, вязкость, растворимость в воде. Ознакомьтесь с их практическим применением.

Знакомство с минеральными удобрениями и изучение их свойств

Рассмотрите выданные вам образцы минеральных удобрений. Разделите их на группы в соответствии со схемой 6, приведённой в § 24. Перерисуйте схему в тетрадь, указав в ней лишь те удобрения, которые вам выданы.

Изучите растворимость в воде удобрений, выданных вам в пробирках. Результаты наблюдений запишите в тетрадь.

Практические работы

Практическая работа 1. Решение экспериментальных задач по теме «Химические реакции»

Реактивы: растворы карбоната натрия, гидроксида натрия, гидроксида калия, хлорида натрия, хлорида кальция, гидроксида кальция, сульфата алюминия, сульфата натрия, сульфата калия, хлорида бария, нитрата бария, нитрата серебра, хлорида алюминия, нитрата алюминия, гидроксида калия, бромида калия, соляной кислоты, азотной кислоты; цинк; хлорная вода.

Оборудование: спиртовка, спички, держатель для пробирок, штатив для пробирок.

1. В пробирках без этикеток находятся растворы солей. При помощи качественных реакций определите, какое вещество в какой пробирке находится:

а) карбонат натрия, хлорид бария, гидроксид кальция;

б) сульфат алюминия, хлорид алюминия, хлорид натрия.

2. Используя выданные вам вещества, получите осадок карбоната кальция.

3. Распознайте при помощи одного реактива: а) гидроксид калия, азотную кислоту и хлорид кальция; б) гидроксид натрия, карбонат натрия и сульфат натрия.

4. Получите: а) из хлорида алюминия нитрат алюминия; б) из сульфата натрия хлорид натрия; в) из гидроксида калия нитрат калия; г) из карбоната кальция хлорид кальция.

5. Получите из оксида меди (II) гидроксид меди (II).

6. Прилейте к раствору бромида калия хлорную воду. Что наблюдаете? Укажите окислитель и восстановитель.

7. Выделите медь из раствора сульфата меди (II).

Практическая работа 2. Получение медного купороса

Медный купорос — пятиводный сульфат меди $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — в древности называли витриолом, так как крупные его кристаллы напоминают цветное синее стекло (лат. *vitrum*). В этой работе вы получите кристаллы медного купороса из оксида меди и серной кислоты. Обратите внимание, что многие соли меди и их водные растворы имеют синий цвет.

Реактивы: оксид меди (II), серная кислота (20%-й раствор).

Оборудование и материалы: пробирка, химический стакан на 50 мл, стеклянная палочка, ложечка, лабораторный штатив, спиртовка, держатель для пробирок, воронка, фильтр или кусок фильтровальной бумаги, фарфоровая чашка.

Описание работы

1. *Получение раствора сульфата меди* (II). Заполните пробирку на одну четверть выданным вам раствором серной кислоты. Поместите пробирку в держатель и аккуратно нагрейте раствор почти до кипения, сначала прогрев всю пробирку в пламени, а затем сконцентрировав нагревание в нижней части пробирки. Следите, чтобы отверстие пробирки во время нагревания было направлено в сторону от вас и соседей. Насыпьте в пробирку немного порошка оксида меди (II). Перемешайте раствор стеклянной палочкой. Что наблюдаете? Прибавьте следующую порцию оксида меди и снова перемешайте. Добавляйте оксид меди в раствор до тех пор, пока он не перестанет растворяться. Запишите уравнение реакции и наблюдения в тетрадь.

2. *Фильтрование.* Отделите непрореагировавший оксид меди фильтрованием. Закрепите воронку на кольце штатива, носик её опустите в чистый химический стакан. Приготовьте фильтр и, пользуясь стеклянной палочкой, перенесите на него раствор сульфата меди.

3. *Упаривание фильтрата.* Фильтрат перелейте в фарфоровую чашку и упарьте до появления плёнки на поверхности жидкости.

4. *Кристаллизация медного купороса.* Поставьте раствор, находящийся в фарфоровой чашке, кристаллизоваться в сосуд со льдом. Выделившиеся кристаллы отфильтруйте. Дополнительное количество кристаллов может быть получено при испарении оставшегося раствора, из которого уже выделились кристаллы. Какой цвет имеют кристаллы медного купороса? При наличии в кабинете химии микроскопа рассмотрите форму кристаллов и зарисуйте их.

Темы проектов и исследований

1. Средство от гололёда

В крупных городах зимой улицы посыпают солью — поваренной солью или хлоридом кальция. В соль добавляют поверхностно-активные вещества. Как влияет соль на среду нашего обитания — зелёные насаждения вдоль дорог, лапы домашних животных, подошвы обуви? Чем это вызвано? Можно ли заменить используемые составы на менее вредные для окружающей среды, но также помогающие бороться с гололёдом?

2. Производим индикаторы

Известно, что сок черники или свёклы меняет свою окраску подобно лакмусу. Чем это вызвано? Найдите другие плоды и листья растений, сок которых можно использовать в качестве индикатора.

3. Собираем материалы об учёных-химиках родного края

Выясните, какие учёные-химики жили в вашем городе, районе, области. Соберите биографические сведения о них, а также подготовьте рассказ об их важнейших достижениях в науке. Выясните, какие исторические места связаны с их жизнью и деятельностью. Уточните сведения об этих учёных в местном краеведческом музее.

4. Неорганический сад

Найдите в Интернете описание опыта «Неорганический сад» и осуществите его в школьном кабинете химии под руководством учителя. Жидкое стекло можно приобрести в хозяйственном магазине. Подготовьте фото- и видеоотчёт о неорганических садах, образующихся при добавлении в раствор силикатного клея различных солей.

5. Готовим состав для снятия ржавчины

Известно, что железо от ржавчины очищают при помощи ортофосфорной кислоты. Как это объяснить? Можно ли заменить её другими кислотами или солями фосфорной кислоты?

6. Химия засолки огурцов

Изучите литературу и выясните, сколько поваренной соли предлагают добавлять в воду при засолке огурцов. Проведите тестовые засолки огурцов с использованием растворов поваренной соли различной концентрации. Определите, в каком диапазоне концентраций происходит засолка, какая концентрация поваренной соли оптимальна. Аналогичным образом можно изучить и квашение капусты.

7. Переработка мусора

Соберите сведения о различных видах переработки мусора. Выясните, какие из них используют в вашем городе, районе, области. Посетите предприятия по сбору и переработке мусора, находящиеся поблизости. Представьте фото- и видеоотчёт об экскурсии. Не забудьте отметить преимущества и недостатки каждого метода переработки отходов.

Приложение 1

Названия, формулы кислот и кислотных остатков

Кислота	Формула кислоты	Название и формула иона кислотного остатка	Примеры солей
Азотистая	HNO_2	Нитрит (NO_2^-)	$NaNO_2$
Азотная	HNO_3	Нитрат (NO_3^-)	$NaNO_3$
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикат (SiO_3^{2-})	Na_2SiO_3
Мета-фосфорная	HPO_3	Метафосфат (PO_3^-)	$NaPO_3$
Орто-фосфорная	H_3PO_4	Ортофосфат (PO_4^{3-}) Гидрофосфат (HPO_4^{2-}) Дигидрофосфат ($H_2PO_4^-$)	Na_3PO_4 Na_2HPO_4 NaH_2PO_4
Серная	H_2SO_4	Сульфат (SO_4^{2-}) Гидросульфат (HSO_4^-)	Na_2SO_4 $NaHSO_4$
Сернистая	H_2SO_3	Сульфит (SO_3^{2-}) Гидросульфит (HSO_3^-)	Na_2SO_3 $NaHSO_3$
Серо-водородная	H_2S	Сульфид (S^{2-}) Гидросульфид (HS^-)	Na_2S $NaHS$
Соляная (хлороводо-родная)	HCl	Хлорид (Cl^-)	$NaCl$
Угольная	H_2CO_3	Карбонат (CO_3^{2-}) Гидрокарбонат (HCO_3^-)	Na_2CO_3 $NaHCO_3$
Уксусная	CH_3COOH	Ацетат (CH_3COO^-)	CH_3COONa

Приложение 2

Качественные реакции на некоторые ионы

Ион	Реактив	Наблюдения
H^+	Индикаторы	Изменение цвета раствора
Li^+	Пламя	Окрашивание пламени в красный цвет
Na^+	Пламя	Окрашивание пламени в жёлтый цвет
K^+	Пламя	Окрашивание пламени в фиолетовый цвет
NH_4^+	KOH	Появление запаха аммиака
Ca^{2+}	Пламя	Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
	Na_2CO_3	Выпадение белого осадка, растворимого в кислотах
Ba^{2+}	Пламя	Окрашивание пламени в жёлто-зелёный цвет
	H_2SO_4	Выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах
Al^{3+}	$NH_3 \cdot H_2O$	Выпадение студенистого белого осадка, растворимого в щёлочи
	$(NH_4)_2S$	Выпадение студенистого белого осадка, появление запаха сероводорода
Zn^{2+}	$NH_3 \cdot H_2O$	Выпадение студенистого белого осадка, растворимого в щёлочи
	$(NH_4)_2S$	Выпадение студенистого белого осадка без образования сероводорода
Cu^{2+}	KOH	Выпадение голубого осадка, растворимого в аммиаке
Fe^{2+}	$K_3[Fe(CN)_6]$	Выпадение синего осадка

Окончание табл.

Ион	Реактив	Наблюдения
Fe^{3+}	$K_4[Fe(CN)_6]$ KCNS	Выпадение синего осадка. Появление кроваво-красного окрашивания
OH^-	Индикаторы	Изменение окраски
Cl^-	$AgNO_3 + HNO_3$	Выпадение белого творожистого осадка, нерастворимого в кислотах
S^{2-}	$Pb(NO_3)_2$	Выпадение чёрного осадка
	HCl	Выделение газа с запахом тухлых яиц
SO_4^{2-}	$BaCl_2$	Выпадение белого кристаллического осадка, нерастворимого в кислотах
	$Pb(NO_3)_2$	Выпадение белого кристаллического осадка
SO_3^{2-}	HCl	Выделение газа с запахом горящей серы
CO_3^{2-}	HCl	Выделение газа без запаха, не поддерживающего горение
SiO_3^{2-}	NH_4Cl	Выпадение белого студенистого осадка
NO_3^-	Cu + + H_2SO_4(конц.)	Выделение бурого газа
PO_4^{3-}	$AgNO_3$, pH 7—8	Выпадение жёлтого кристаллического осадка

Приложение 3

Экологические требования к автомобильным бензинам

Таблица 1

	Евро-2	Евро-4
Содержание серы, мг/кг, макс.	500	50
Содержание бензола, % об., макс.	5	1
Содержание свинца, мг/л, макс.	10	5
Содержание углеводородов, % об., макс.:		
ароматические	Не нормируется	35
олефиновые	Не нормируется	18
Октановое число:		
по исследовательскому методу, мин.	80	95
по моторному методу, мин.	76	85

Экологические требования к дизельному топливу

Таблица 2

	Евро-2	Евро-3	Евро-4
Содержание серы, мг/кг, макс.	500	350	50
Содержание полициклических ароматических углеводородов, % масс., макс.	Не нормируется	11	11
Цетановое число, мин.	45	51	51

За страницами учебника

(*литература для дополнительного чтения и образовательные интернет-ресурсы***)**

1. *Аликберова Л. Ю., Рукк Н. С.* Полезная химия: задачи и истории. — М.: Дрофа, 2006.

2. *Леенсон И. А.* Тайная жизнь химических веществ. — М.: АСТ, 2018.

3. Популярная библиотека химических элементов: в 2 кн. — 2-е изд. — М.: Наука, 1977. — Кн. 1: Водород — палладий; Кн. 2: Серебро — нильсборий и далее.

4. *Стёпин Б. Д., Аликберова Л. Ю.* Занимательные задания и эффектные опыты по химии. — М.: Дрофа, 2006.

5. *Титова И. М.* Химия и искусство. — М.: Вентана-Граф, 2007.

6. Химия. 10 класс. Углублённый уровень / В. В. Ерёмин, Н. Е. Кузьменко, В. И. Теренин, А. А. Дроздов, В. В. Лунин. — М.: Дрофа, 2018.

7. Энциклопедия для детей. Т. 17: Химия. — М.: Аванта+, 2000, 2007, 2010.

8. *Эткинс П.* Молекулы. — М.: Мир, 1991.

9. http://gotourl.ru/4759 — коллекция цифровых образовательных ресурсов для школьников.

10. http://gotourl.ru/4761 — сайт научно-популярного журнала «Химия и химики».

11. http://gotourl.ru/4767 — сайт журнала «Химия и жизнь».

12. http://gotourl.ru/4768 — научно-популярный проект «Элементы большой науки».

13. http://gotourl.ru/4770 — популярный портал о химии, описания занимательных опытов.

14. http://gotourl.ru/4771 — научно-популярный сайт о наномире и нанотехнологиях.

15. http://gotourl.ru/4778 — сайт химического факультета МГУ.

Ответы на задания

§1

5. Fe_2O_3. Мольные доли: 40% Fe, 60% O. Массовые доли: 70% Fe, 30% O. SO_2. Мольные доли: 33,3% S, 66,7% O. Массовые доли: 50% S, 50% O. $CaCO_3$. Мольные доли: 20% Ca, 20% C, 60% O. Массовые доли: 40% Ca, 12% C, 48% O.
6. SiO_2. 46,7% Si, 53,3% O.

§2

5. Гелий-4: 2 протона, 2 нейтрона, 2 электрона. Кислород-16: 8 протонов, 8 нейтронов, 8 электронов. Кислород-17: 8 протонов, 9 нейтронов, 8 электронов. Уран-235: 92 протона, 143 нейтрона, 92 электрона.

§4

6. $HClO_4$.
7. $ЭO_2$, $ЭH_4$.
8. SiH_4.

§5

3. 12,5 г NaOH.
4. 20 г K_2SO_4.
5. $CaSO_4 \cdot 2H_2O$.

§8

4. 17 г, 192 г, 31,8 г.
5. $6{,}7 \cdot 10^{24}$ молекул.
6. Одинаковое число молекул.
7. 22,4 л/моль. 44,8 л O_2, 11,2 л H_2.
8. 11,2 л H_2.
9. 10,2 г Al_2O_3.
10. 33,6 л CO_2.
11. 8,0 г Al.
12. 19,2 г CuS.

§9

2. С $AgNO_3$, KOH, CuO, $Fe(OH)_3$.
10. 80 г раствора NaOH.
11. 3,36 л H_2S.

§11

10. 28 л Cl_2.
11. 12,5 г I_2.

§14

9. 13,5 кг Al.
10. 0,081 г Cr.

§15

4. 27 суток.

§16

2. Выделяется.

§17

8. 1,96 т H_2SO_4.

§19

2. У природного газа.
3. 67,2 л CH_4.
6. 37,5 МДж.
8. а) У метана; б) у водорода.

§22

7. 26 мл H_2O.

§24

6. 666 кг $Ca(OH)_2$.

§25

5. Мочевина.
6. 2,53 г KNO_3.

§26

2. 360 л He.

§27

10. $3CaO \cdot SiO_2$.

Оглавление

Предисловие 3

ГЛАВА 1. *Вещество*

§ 1. Атомы, молекулы, вещества 5
§ 2. Строение атома 9
§ 3. Химическая связь. Агрегатные состояния 16
§ 4. Периодический закон Д. И. Менделеева 24
§ 5. Растворы 29
§ 6. Коллоидные растворы 34
§ 7. Электролитическая диссоциация. Кислотность среды. Индикаторы 38
Самое важное в главе 1 47
Тестовые задания к главе 1 49

ГЛАВА 2. *Химические реакции*

§ 8. Уравнения химических реакций и расчёты по ним 51
§ 9. Реакции ионного обмена. Качественные реакции 55
§ 10. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз . . . 63
Самое важное в главе 2 71
Тестовые задания к главе 2 72

ГЛАВА 3. *Неорганическая химия*

§ 11. Классификация неорганических веществ. Простые вещества — неметаллы 75
§ 12. Простые вещества — металлы. Физические свойства металлов. Сплавы 83
§ 13. Химические свойства металлов 94
§ 14. Металлы в природе. Общие способы получения металлов. Металлургия 102
Самое важное в главе 3 109
Тестовые задания к главе 3 111

ГЛАВА 4. *Научные основы химического производства*

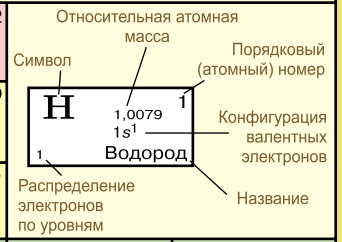
§ 15. Время в химии. Скорость химических реакций 114
§ 16. Химическое равновесие и факторы, на него влияющие 121
§ 17. Научные принципы организации химического производства 127
§ 18. Нефть 134
§ 19. Природный газ и энергетика 142
Самое важное в главе 4 146
Тестовые задания к главе 4 147

ГЛАВА 5. *Химия в жизни и обществе*

§ 20. Химия пищи 150
§ 21. Лекарственные средства 157
§ 22. Косметические и парфюмерные средства 163
§ 23. Бытовая химия 167
§ 24. Химия в строительстве 176
§ 25. Химия в сельском хозяйстве 182
§ 26. Топливо 185
§ 27. Неорганические материалы 191
§ 28. Краски, красители и пигменты 198
§ 29. «Зелёная» химия 204
Самое важное в главе 5 207
Тестовые задания к главе 5 208
Практикум 209
Проектная деятельность 216
Приложения 217
За страницами учебника 221
Ответы на задания 222

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ							
		A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A VIII B
1	1	**H** 1,0079 $1s^1$ 1 Водород						H	**He** 4,00260 $1s^2$ 2 Гелий
2	2	**Li** 6,941 $2s^1$ 3 1 2 Литий	**Be** 9,01218 $2s^2$ 4 2 2 Бериллий	**B** 10,81 $2s^22p^1$ 5 3 2 Бор	**C** 12,011 $2s^22p^2$ 6 4 2 Углерод	**N** 14,0067 $2s^22p^3$ 7 5 2 Азот	**O** 15,9994 $2s^22p^4$ 8 6 2 Кислород	**F** 18,9984 $2s^22p^5$ 9 7 2 Фтор	**Ne** 20,179 $2s^22p^6$ 10 8 2 Неон
3	3	**Na** 22,9898 $3s^1$ 11 1 8 2 Натрий	**Mg** 24,305 $3s^2$ 12 2 8 2 Магний	**Al** 26,9815 $3s^23p^1$ 13 3 8 2 Алюминий	**Si** 28,0855 $3s^23p^2$ 14 4 8 2 Кремний	**P** 30,9738 $3s^23p^3$ 15 5 8 2 Фосфор	**S** 32,06 $3s^23p^4$ 16 6 8 2 Сера	**Cl** 35,453 $3s^23p^5$ 17 7 8 2 Хлор	**Ar** 39,948 $3s^23p^6$ 18 8 8 2 Аргон
4	4	**K** 39,0983 $4s^1$ 19 1 8 8 2 Калий	**Ca** 40,08 $4s^2$ 20 2 8 8 2 Кальций	21 44,9559 $3d^14s^2$ **Sc** 2 9 2 Скандий	22 47,88 $3d^24s^2$ **Ti** 2 10 2 Титан	23 50,9415 $3d^34s^2$ **V** 2 11 2 Ванадий	24 51,996 $3d^54s^1$ **Cr** 1 13 2 Хром	25 54,938 $3d^54s^2$ **Mn** 2 13 2 Марганец	26 55,847 $3d^64s^2$ **Fe** 2 14 2 Железо	27 58,9332 $3d^74s^2$ **Co** 2 15 2 Кобальт	28 58,69 $3d^84s^2$ **Ni** 2 16 2 Никель
	5	29 63,546 $3d^{10}4s^1$ **Cu** 1 18 8 2 Медь	30 65,39 $3d^{10}4s^2$ **Zn** 2 18 8 2 Цинк	**Ga** 69,72 $4s^24p^1$ 31 3 18 8 2 Галлий	**Ge** 72,59 $4s^24p^2$ 32 4 18 8 2 Германий	**As** 74,9216 $4s^24p^3$ 33 5 18 8 2 Мышьяк	**Se** 78,96 $4s^24p^4$ 34 6 18 8 2 Селен	**Br** 79,904 $4s^24p^5$ 35 7 18 8 2 Бром	**Kr** 83,80 $4s^24p^6$ 36 8 18 8 2 Криптон		
5	6	**Rb** 85,4678 $5s^1$ 37 1 8 18 8 2 Рубидий	**Sr** 87,62 $5s^2$ 38 2 8 18 8 2 Стронций	39 88,9059 $4d^15s^2$ **Y** 2 9 18 8 2 Иттрий	40 91,22 $4d^25s^2$ **Zr** 2 10 18 8 2 Цирконий	41 92,9064 $4d^45s^1$ **Nb** 1 12 18 8 2 Ниобий	42 95,94 $4d^55s^1$ **Mo** 1 13 18 8 2 Молибден	43 [98] $4d^55s^2$ **Tc** 2 13 18 8 2 Технеций	44 101,07 $4d^75s^1$ **Ru** 1 15 18 8 2 Рутений	45 102,905 $4d^85s^1$ **Rh** 1 16 18 8 2 Родий	46 106,42 $4d^{10}5s^0$ **Pd** 0 18 18 8 2 Палладий
	7	47 107,868 $4d^{10}5s^1$ **Ag** 1 18 18 8 2 Серебро	48 112,41 $4d^{10}5s^2$ **Cd** 2 18 18 8 2 Кадмий	**In** 114,82 $5s^25p^1$ 49 3 18 18 8 2 Индий	**Sn** 118,69 $5s^25p^2$ 50 4 18 18 8 2 Олово	**Sb** 121,75 $5s^25p^3$ 51 5 18 18 8 2 Сурьма	**Te** 127,60 $5s^25p^4$ 52 6 18 18 8 2 Теллур	**I** 126,904 $5s^25p^5$ 53 7 18 18 8 2 Иод	**Xe** 131,29 $5s^25p^6$ 54 8 18 18 8 2 Ксенон		
6	8	**Cs** 132,905 $6s^1$ 55 1 8 18 18 8 2 Цезий	**Ba** 137,33 $6s^2$ 56 2 8 18 18 8 2 Барий	57 138,905 $5d^16s^2$ **La*** 2 9 18 18 8 2 Лантан	72 178,49 $5d^26s^2$ **Hf** 2 10 32 18 8 2 Гафний	73 180,9479 $5d^36s^2$ **Ta** 2 11 32 18 8 2 Тантал	74 183,85 $5d^46s^2$ **W** 2 12 32 18 8 2 Вольфрам	75 186,207 $5d^56s^2$ **Re** 2 13 32 18 8 2 Рений	76 190,2 $5d^66s^2$ **Os** 2 14 32 18 8 2 Осмий	77 192,22 $5d^76s^2$ **Ir** 2 15 32 18 8 2 Иридий	78 195,08 $5d^96s^1$ **Pt** 1 17 32 18 8 2 Платина
	9	79 196,967 $5d^{10}6s^1$ **Au** 1 18 32 18 8 2 Золото	80 200,59 $5d^{10}6s^2$ **Hg** 2 18 32 18 8 2 Ртуть	**Tl** 204,383 $6s^26p^1$ 81 3 18 32 18 8 2 Таллий	**Pb** 207,2 $6s^26p^2$ 82 4 18 32 18 8 2 Свинец	**Bi** 208,980 $6s^26p^3$ 83 5 18 32 18 8 2 Висмут	**Po** [209] $6s^26p^4$ 84 6 18 32 18 8 2 Полоний	**At** [210] $6s^26p^5$ 85 7 18 32 18 8 2 Астат	**Rn** [222] $6s^26p^6$ 86 8 18 32 18 8 2 Радон		
7	10	**Fr** [223] $7s^1$ 87 1 8 18 32 18 8 2 Франций	**Ra** [226] $7s^2$ 88 2 8 18 32 18 8 2 Радий	89 [227] $6d^17s^2$ **Ac**** 2 9 18 32 18 8 2 Актиний	104 [261] $6d^27s^2$ **Rf** 2 10 32 32 18 8 2 Резерфордий	105 [262] $6d^37s^2$ **Db** 2 11 32 32 18 8 2 Дубний	106 [266] $6d^47s^2$ **Sg** 2 12 32 32 18 8 2 Сиборгий	107 [264] $6d^57s^2$ **Bh** 2 13 32 32 18 8 2 Борий	108 [269] $6d^67s^2$ **Hs** 2 14 32 32 18 8 2 Гассий	109 [268] $6d^77s^2$ **Mt** 2 15 32 32 18 8 2 Мейтнерий	110 [271] $6d^97s^1$ **Ds** 1 17 32 32 18 8 2 Дармштадтий
	11	111 [280] **Rg** Рентгений	112 [285] **Cn** Коперниций	**Nh** 113 [284] Нихоний	**Fl** 114 [289] Флеровий	**Mc** 115 [288] Московий	**Lv** 116 [293] Ливерморий	**Ts** 117 [294] Теннессин	**Og** 118 [294] Оганесон		
ФОРМУЛА ВЫСШЕГО ОКСИДА		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4		
ФОРМУЛА ЛЕТУЧЕГО ВОДОРОДНОГО СОЕДИНЕНИЯ					RH_4	RH_3	RH_2	RH			



*Лантаноиды

58 140,12 $4f^15d^16s^2$ **Ce** 2 19 18 9 2 Церий	59 140,908 $4f^36s^2$ **Pr** 2 21 18 8 2 Празеодим	60 144,24 $4f^46s^2$ **Nd** 2 22 18 8 2 Неодим	61 [145] $4f^56s^2$ **Pm** 2 23 18 8 2 Прометий	62 150,36 $4f^66s^2$ **Sm** 2 24 18 8 2 Самарий	63 151,96 $4f^76s^2$ **Eu** 2 25 18 8 2 Европий	64 157,25 $4f^75d^16s^2$ **Gd** 2 25 18 9 2 Гадолиний	65 158,925 $4f^96s^2$ **Tb** 2 27 18 8 2 Тербий	66 162,50 $4f^{10}6s^2$ **Dy** 2 28 18 8 2 Диспрозий	67 164,930 $4f^{11}6s^2$ **Ho** 2 29 18 8 2 Гольмий	68 167,26 $4f^{12}6s^2$ **Er** 2 30 18 8 2 Эрбий	69 168,934 $4f^{13}6s^2$ **Tm** 2 31 18 8 2 Тулий	70 173,04 $4f^{14}6s^2$ **Yb** 2 32 18 8 2 Иттербий	71 174,967 $4f^{14}5d^16s^2$ **Lu** 2 9 32 18 8 2 Лютеций

**Актиноиды

90 232,038 $6d^27s^2$ **Th** 2 10 18 32 18 8 2 Торий	91 [231] $5f^26d^17s^2$ **Pa** 2 9 20 32 18 8 2 Протактиний	92 238,029 $5f^36d^17s^2$ **U** 2 9 21 32 18 8 2 Уран	93 [237] $5f^46d^17s^2$ **Np** 2 9 22 32 18 8 2 Нептуний	94 [244] $5f^67s^2$ **Pu** 2 8 24 32 18 8 2 Плутоний	95 [243] $5f^77s^2$ **Am** 2 8 25 32 18 8 2 Америций	96 [247] $5f^76d^17s^2$ **Cm** 2 9 25 32 18 8 2 Кюрий	97 [247] $5f^86d^17s^2$ **Bk** 2 9 26 32 18 8 2 Берклий	98 [251] $5f^{10}7s^2$ **Cf** 2 8 28 32 18 8 2 Калифорний	99 [252] $5f^{11}7s^2$ **Es** 2 8 29 32 18 8 2 Эйнштейний	100 [257] $5f^{12}7s^2$ **Fm** 2 8 30 32 18 8 2 Фермий	101 [260] $5f^{13}7s^2$ **Md** 2 8 31 32 18 8 2 Менделевий	102 [259] $5f^{14}7s^2$ **No** 2 8 32 32 18 8 2 Нобелий	103 [262] $5f^{14}6d^17s^2$ **Lr** 2 9 32 32 18 8 2 Лоуренсий

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H^+	NH_4^+	Li^+	Na^+	K^+	Be^{2+}	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Ag^+
OH^-		Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
F^-	Р	Р	М	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Н	М	М	Н	Р	—	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	—	Н	Н
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	—	Р	—	Н	—	Н	—	Н	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	—	М	Н	Н	—	М	—	Н	—	Н	—	Н	Н
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М
PO_4^{3-}	Р	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SiO_3^{2-}	Н	—	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	—	Н	—	Н	—	Н	Н	—	—
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	Н	Н	—	Н	—	Н	—	Н	—	Н	Н
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	—	Р	Р	—	М
MnO_4^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	—	—	—	Н	Н	Р	Н
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Н	—	Н	Р	—	—	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р — растворимые (более 1 г в 100 г H_2O)
М — малорастворимые (от 0,01 до 1 г в 100 г H_2O)
Н — нерастворимые (менее 0,01 г в 100 г H_2O)
— — не существуют или не могут быть выделены из водного раствора

Все данные приведены для температуры 20 °C

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H_2)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au