

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я721
Г12

Рецензенты:

Р. А. Лидин, доктор химических наук, профессор
В. Е. Кочурихин, кандидат химических наук
О. Ю. Гончарук, учитель химии школы № 1748 г. Москвы

Ключевые слова и словосочетания

Вопросы и упражнения

Габриелян О. С.

Г12 Химия. 9 класс: Учеб. для общеобразоват. учеб. заведений. — 4-е изд., перераб. — М.: Дрофа, 2001. — 224 с.: ил.
ISBN 5—7107—4171—X

Учебник «Химия—9» — это вторая часть авторского курса О. С. Габриеляна, отвечающего концентрической концепции школьного химического образования. Вместе с учебником «Химия—8» он составляет комплект, который может служить полным курсом химии для основной школы.

В учебнике автор налагает химию элементов в связи с биологией, медициной, историей, литературой, прибегает к необычному художественному способу описания веществ или химических процессов. Курс завершается знакомством с миром органических веществ.

К учебникам 8 и 9 классов выпускается методическое пособие для учителей того же автора.

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я721

© ООО «Дрофа», 1998
© О. С. Габриелян, 1998
© ООО «Дрофа», 2001, с изменениями

ISBN 5—7107—4171—X

Введение

Общая характеристика химических элементов

§ 1

Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева

Как и литературным героям, химическим элементам — «героям» химических процессов можно давать характеристику. Только если для первых эту характеристику дают на основании литературного произведения, то для вторых в качестве первоисточника используют Периодическую систему Д. И. Менделеева. И в первом, и во втором случае необходим план.

Характеризуя химический элемент, будем придерживаться следующего плана:

1. Положение элемента в Периодической системе и строение его атомов.

2. Характер простого вещества (металл, неметалл, переходный металл).

3. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по подгруппе элементами.

4. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду элементами.

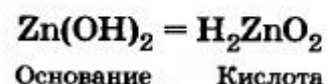
5. Состав высшего оксида, его характер (основный, кислотный, амфотерный).

6. Состав высшего гидроксидов, его характер (кислота, основание, амфотерный гидроксид).

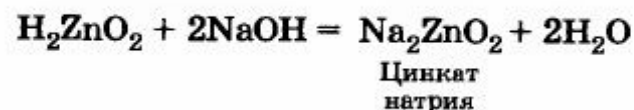
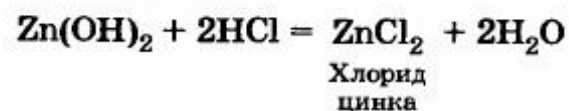
7. Состав летучего водородного соединения (для неметаллов).

В приведенном плане для вас незнакомыми являются следующие химические понятия: переходные металлы, амфотерные оксиды, гидроксиды. Их смысл будет раскрыт в следующем параграфе. Пока же рассмотрим характеристику какого-либо металла и неметалла.

Таким образом, гидроксиду цинка присуще амфотерное поведение: он может реагировать с кислотами как основание и со щелочами как кислота. Соответственно его формулу можно представить двояко:

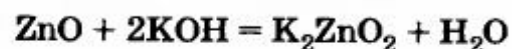
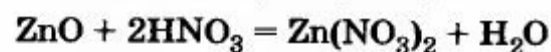


Тогда уравнения реакций гидроксида цинка с кислотой и со щелочью можно записать так:



В обоих случаях образуется растворимая соль.

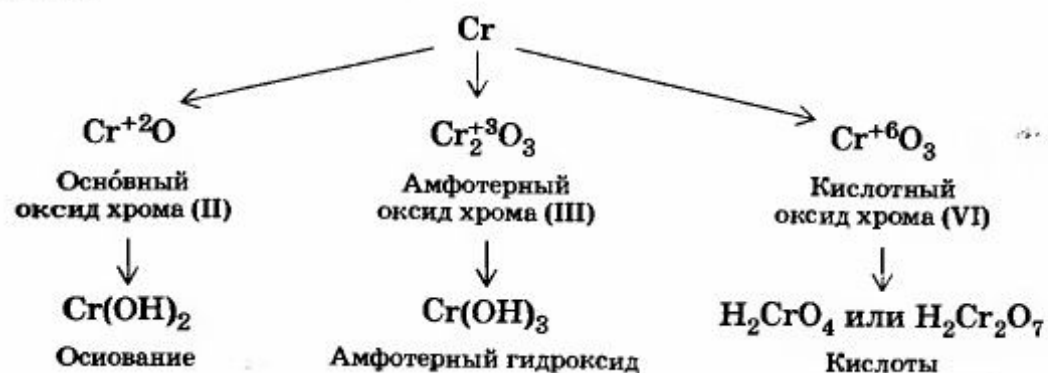
Аналогично гидроксиду и оксид цинка проявляет амфотерный характер — образует соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями, например:



В первой реакции оксид цинка ведет себя как основной оксид, а во второй реакции выступает в роли кислотного оксида — образует соль, в которой цинк входит в состав кислотного остатка.

Амфотерными являются оксиды и гидроксиды многих элементов, например бериллия, алюминия, свинца, хрома.

Если химический элемент-металл проявляет несколько степеней окисления, то его оксид и гидроксид с низшей степенью окисления будут проявлять основные свойства, с высшей — кислотные, а с промежуточной — амфотерные. Например, для хрома



Амфотерные оксиды и гидроксиды образуют чаще всего те элементы, которые составляют побочные подгруппы Периодической системы (таблицы) Д. И. Менделеева. Эти элементы называют переходными элементами или переходными металлами.



1. Амфотерные оксиды и гидроксиды. 2. Переходные элементы, или переходные металлы. 3. Зависимость химических свойств оксидов и гидроксидов элементов побочных подгрупп таблицы Д. И. Менделеева от степеней окисления их атомов.

1

Почему для получения амфотерного гидроксида из раствора соли переходного элемента раствор щелочи к ней приливают по каплям?

2

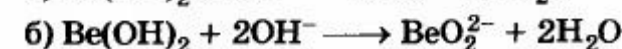
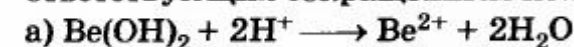
Запишите уравнения реакций для следующих превращений:



Первую реакцию рассмотрите с позиций окисления-восстановления.

3

Приведите по два молекулярных уравнения реакций, соответствующих сокращенным ионным уравнениям:



4

Докажите, что амфотерность подтверждает относительный характер деления элементов на металлы и неметаллы.

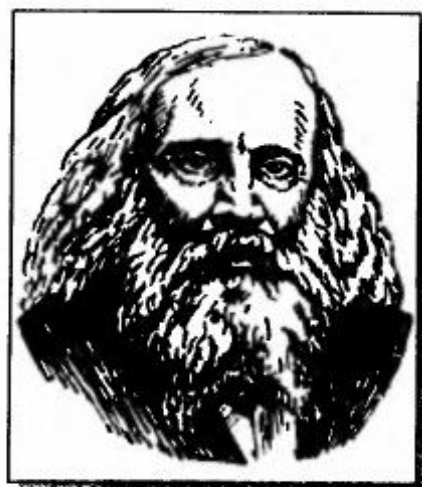
§ 3

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

С первых уроков химии вы широко использовали таблицу Д. И. Менделеева. Она наглядно демонстрирует, что все химические элементы, образующие вещества окружающего нас мира, взаимосвязаны и подчиняются общим закономерностям,

т. е. представляют собой единое целое — систему химических элементов. Поэтому в современной науке таблицу Д. И. Менделеева называют **Периодической системой химических элементов**. Почему «периодической», вам тоже понятно, так как общие закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ, образованных химическими элементами, повторяются в этой системе через определенные интервалы — **периоды**. Некоторые из этих закономерностей, приведенные в таблице 1, вам уже известны.

Таким образом, все существующие в мире химические элементы подчиняются единому, объективно действующему в природе **Периодическому закону**, графическим отображением которого и является **Периодическая система элементов**. Этот закон и система носят имя великого русского химика Д. И. Менделеева.



Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907)

Выдающийся русский химик, создатель естественной классификации химических элементов — **Периодической системы элементов**, явившейся выражением **Периодического закона химических элементов**.

Плодотворно работал в различных областях химии и других наук: физики, экономики, географии, метеорологии, метрологии, сельского хозяйства.

Во всех трудах Менделеева ясно проявились энциклопедичность знаний, научная интуиция, умение обобщать, дар научного предвидения.

Д. И. Менделеев пришел к открытию **Периодического закона**, проведя сопоставление свойств и относительных атомных масс химических элементов. Он расположил все известные ему химические элементы (их было 63) в одну цепочку в порядке возрастания их относительных атомных масс и всесторонне проанализировал всю эту совокупность элементов, пытаясь найти в ней определенные закономерности. В результате напряженного творческого труда он обнаружил, что в этой цепочке имеются интервалы — **п е р и о д ы**, в которых свойства элементов и образованных ими веществ изменяются сходным образом.

Перечислим, используя современные термины, закономерные изменения свойств, проявляемые в пределах периодов:

- металлические свойства уменьшаются,
- неметаллические свойства увеличиваются,

— степень окисления элементов в высших оксидах возрастает от +1 до +8,

— степень окисления элементов в летучих водородных соединениях возрастает от -4 до -1,

— оксиды от основных через амфотерные сменяются кислотными оксидами,

— гидроксиды от щелочей через амфотерные сменяются кислотами.

На основании этих наблюдений Д. И. Менделеев в 1869 г. сделал вывод — сформулировал **Периодический закон**, который с использованием современных терминов звучит так:



Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от относительных атомных масс элементов.

Систематизируя химические элементы на основе их относительных атомных масс, Менделеев уделял большое внимание также свойствам элементов и образованных ими веществ, распределяя элементы со сходными свойствами в вертикальные столбцы — **г р у п п ы**. Иногда в нарушение выявленной им закономерности он ставил более тяжелые элементы перед элементами с меньшими значениями относительных атомных масс. Например, он записал в свою таблицу кобальт перед никелем, теллур — перед иодом, а когда были открыты инертные (благородные) газы, аргон — перед калием. Такой порядок расположения Менделеев считал необходимым потому, что иначе эти элементы попали бы в группы несходных с ними по свойствам элементов, в частности щелочной металл калий попал бы в группу инертных газов, а инертный газ аргон — в группу щелочных металлов.

Д. И. Менделеев не мог объяснить эти исключения из общего правила, как и причину периодичности в изменении свойств элементов и образованных ими веществ. Однако он предвидел, что эта причина кроется в сложном строении атома (в то время о внутреннем строении атома ничего еще не было известно). Именно научная интуиция Менделеева позволила ему построить систему химических элементов не в порядке возрастания их относительных атомных масс, а в порядке возрастания зарядов их атомных ядер. О том, что свойства элементов определяются именно зарядами атомных ядер элементов, красноречиво говорит существование изотопов, с которыми вы знако-

мились в прошлом году (вспомните, что это такое, приведите примеры известных вам изотопов).

В соответствии с современными представлениями о строении атома основой классификации химических элементов являются заряды их атомных ядер, и современная формулировка Периодического закона такова:



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

Периодичность в изменении свойств элементов объясняется периодической повторяемостью в строении внешних энергетических уровней их атомов. Именно число энергетических уровней, общее число расположенных на них электронов и число электронов на внешнем уровне отражает принятую в периодической системе символику, т. е. раскрывает физический смысл номера периода, порядкового номера элемента и номера группы.

Строение атома позволяет объяснить и причины изменения металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах.

Следовательно, Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева обобщают сведения о химических элементах и образованных ими веществах и объясняют периодичность в изменении их свойств и причину сходства свойств элементов одной и той же группы.

Эти два важнейших значения Периодического закона и Периодической системы дополняет еще одно, которое заключается в возможности прогнозировать, т. е. предсказывать, описывать свойства и указывать пути открытия новых химических элементов. Уже на этапе создания Периодической системы Д. И. Менделеев сделал ряд прогнозов о свойствах еще неизвестных в то время элементов и указал пути их открытия.

Яркими примерами прогностической силы закона Менделеева явились последующие открытия элементов учеными: в 1875 г. французом Лекоком де Буабодраном — галлий, предсказанный Д. И. Менделеевым пятью годами раньше как элемент под названием «экаалюминий» (эка — следующий за...); в 1879 г. шведом Л. Нильсоном был открыт «экабор» по Менделееву; в 1886 г. немцем К. Винклером — «экасилиций» по Менделееву (определите по таблице Д. И. Менделеева со-

временные названия этих элементов). Насколько точен был в своих предсказаниях русский химик, иллюстрируют данные таблицы 2.

Предсказанные и экспериментально обнаруженные свойства германия

Таблица 2

Предсказано Д. И. Менделеевым (1871 г.)	Найдено К. Винклером (1886 г.)
Относительная атомная масса близка к 72	Относительная атомная масса 72,6
Серый тугоплавкий металл	Серый тугоплавкий металл
Плотность металла около 5,5 г/см ³	Плотность металла 5,35 г/см ³
Формула оксида ЭО ₂	Формула оксида GeO ₂
Плотность оксида около 4,7 г/см ³	Плотность оксида 4,70 г/см ³
Оксид будет довольно легко восстанавливаться до металла	Оксид GeO ₂ восстанавливается до металла при нагревании в струе водорода
Хлорид ЭСl ₄ должен быть жидкостью с температурой кипения около 90 °С и плотностью около 1,9 г/см ³	Хлорид германия GeCl ₄ представляет собой жидкость с температурой кипения 83 °С и плотностью 1,887 г/см ³

Ученые-первооткрыватели новых элементов высоко оценили открытие русского ученого: «Вряд ли может существовать более яркое доказательство справедливости учения о периодичности элементов, чем открытие до сих пор гипотетического экасилиция; оно составляет, конечно, более чем простое подтверждение смелой теории, — оно знаменует собою выдающееся расширение химического поля зрения, гигантский шаг в области познания» (К. Винклер).

Американские ученые, открывшие элемент № 101, дали ему название «менделевий» в знак признания заслуг великого русского химика Дмитрия Менделеева, который первым использовал Периодическую систему элементов для предсказания свойств тогда еще не открытых элементов.



1. Периодический закон Д. И. Менделеева. 2. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — графическое отображение Периодического закона. 3. Физический смысл номера элемента, номера периода и номера группы. 4. Закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах. 5. Значение Периодического закона и Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева.

1

Докажите, что Периодический закон Д. И. Менделеева, как и любой другой закон природы, выполняет объясняющую, обобщающую и предсказательную функции. Приведите примеры, иллюстрирующие эти функции у других законов, известных вам из курсов химии, физики и биологии.

2

Назовите химический элемент, в атоме которого электроны располагаются по уровням согласно ряду чисел: 2, 5. Какое простое вещество образует этот элемент? Какую формулу имеет его водородное соединение и как оно называется? Какую формулу имеет высший оксид этого элемента, какой его характер? Запишите уравнения реакций, характеризующих свойства этого оксида.

3

Бериллий раньше относили к элементам, соответствующим III группе, и его относительная атомная масса считалась равной 13,5. Почему Д. И. Менделеев перенес его во II группу и исправил атомную массу бериллия с 13,5 на 9?

4

Напишите уравнения реакций между простым веществом, образованным химическим элементом, в атоме которого электроны распределены согласно ряду чисел: 2, 8, 8, 2, и простыми веществами, образованными элементами № 7 и № 8. Каков тип связи в продуктах реакции? Какое кристаллическое строение имеют исходные простые вещества и продукты их взаимодействия?

5

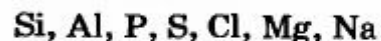
Расположите в порядке возрастания металлических свойств следующие элементы:



Обоснуйте полученный ряд, исходя из строения атомов этих элементов.

6

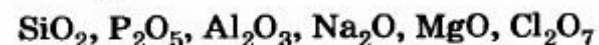
Расположите в порядке возрастания неметаллических свойств следующие элементы:



Обоснуйте полученный ряд, исходя из строения атомов этих элементов.

7

Расположите в порядке уменьшения кислотных свойств следующие оксиды:



Обоснуйте полученный ряд. Запишите формулы гидроксидов, соответствующих этим оксидам. Как изменяется их кислотный характер в предложенном вами ряду?

8

Напишите формулы оксидов бора, бериллия и лития и расположите их в порядке возрастания основных свойств. Запишите формулы гидроксидов, соответствующих этим оксидам. Каков их химический характер?

9

Что такое изотопы? Как открытие изотопов способствовало становлению Периодического закона?

10

Почему заряды атомных ядер элементов в Периодической системе изменяются монотонно, т. е. заряд ядра каждого последующего элемента возрастает на единицу по сравнению с зарядом атомного ядра предыдущего элемента, а свойства элементов и образуемых ими веществ изменяются периодически?

11

Приведите три формулировки Периодического закона, в которых за основу систематизации химических элементов взяты относительная атомная масса, заряд атомного ядра и строение внешних энергетических уровней в электронной оболочке атома.

Глава первая

Металлы

§ 4 Век медный, бронзовый, железный

Уже в глубокой древности человеку были известны семь металлов: золото, серебро, медь, олово, свинец, железо и ртуть. Эти металлы можно назвать «доисторическими», так как они применялись человеком еще до изобретения письменности.

Очевидно, что из семи металлов человек вначале познакомился с теми, которые в природе встречаются в самородном виде. Это золото, серебро и медь. Остальные четыре металла вошли в жизнь человека после того, как он научился добывать их из руд с помощью огня.

Часы истории человечества стали отсчитывать время быстрее, когда в его жизнь вошли металлы и, что важнее всего, их сплавы. Век каменный сменился веком медным, потом — бронзовым, а затем веком железным:



История цивилизаций Древнего Египта, Древней Греции, Вавилона и других государств неразрывно связана с историей металлов и их сплавов. Установлено, что египтяне за несколько тысячелетий до н. э. уже умели изготавливать изделия из золота, серебра, олова, меди. В египетских гробницах, сооруженных за 1500 лет до н. э., найдена ртуть, а самые древние предметы из железа имеют возраст, исчисляемый 3,5 тыс. лет.

Из серебра, золота и меди чеканили монеты — человечество издавна отвело этим металлам роль мерила стоимости товара, мировых денег (рис. 1).

Древние римляне начали чеканить серебряные монеты с 269 г. до н. э. — на полстолетия раньше, чем золотые. Родиной

Рис. 1. Древние монеты из серебра, золота и меди:

1 — серебряная с изображением богини Афины и совы (птицы, посвященной Афине) (Греция); 2 — золотая с изображением Александра Македонского и бога Зевса (Греция); 3 — медная в виде дельфина из Причерноморья



золотых монет стала Лидия, расположенная в западной части Малой Азии и торговавшая с Грецией и другими странами посредством таких монет.

Рассмотрим кратко смену эпох в ранней истории человечества.

В поэме древнегреческого поэта Лукреция Кара «О природе вещей» установлен следующий порядок вхождения металлов в быт человека: «...Все-таки в употребление вошла раньше медь, чем железо, так как была она мягче, причем избыточной гораздо...»

Самородная медь нередко встречается в природе, она легко обрабатывается, поэтому предметы из меди пришли на смену каменным орудиям. И даже там, где еще господствовал камень, медь играла немалую роль. Например, одно из чудес света — пирамида Хеопса, сложенная из 2 миллионов 300 тысяч каменных глыб массой по 2,5 тонны каждая, была сооружена с помощью инструмента, изготовленного из камня и меди.

При выплавке меди человек однажды использовал не чистую медную руду, а содержащую одновременно и медь, и олово. В результате была получена бронза — сплав меди и олова, который гораздо тверже своих компонентов. Наступил бронзовый век.

В Египте уже в IV тысячелетии до н. э. умели примитивным способом получать бронзу. Из нее изготавливали оружие и различные декоративные изделия. У египтян, ассирийцев, финикийцев, этрусков литье из бронзы достигло значительного развития. В VII в. до н. э., когда были разработаны способы отливки статуй из бронзы, наступает расцвет художественного применения бронзы.

Гигантская бронзовая статуя Колосса Родосского (32 метра) — еще одно чудо света — возвышалась над входом во внутреннюю гавань древнего порта Родоса, и даже самые крупные суда свободно проходили под ней (рис. 2). Потом были уникальные бронзовые творения: конная статуя Марка Аврелия, «Дискобол», «Спящий Сатир» и многие другие. А великолепные



Рис. 2. Колосс Родосский (бронза)



Рис. 3. Царь-колокол (бронза)



Рис. 4. Царь-пушка (бронза)

бронзовые скульптуры «Медный всадник» и четыре группы «Укротитель коней» на Аничковом мосту в Санкт-Петербурге — красноречивое свидетельство того, что бронза продолжает оставаться одним из основных материалов скульпторов.

Знаменитые царь-колокол и царь-пушка в Московском Кремле — еще два примера художественной ценности меди и ее важнейшего сплава — бронзы (рис. 3 и 4).

Слово «бронза» произошло от названия небольшого итальянского городка Бриндизи на берегу Адриатического моря, который славился своими бронзовыми изделиями.

Бронзовый век сменился железным только тогда, когда человечество смогло поднять температуру пламени в металлургических печах до 1540 °С, т. е. до температуры плавления железа. Было освоено производство железных изделий. Однако первые изделия из железа имели низкую механическую прочность. И только когда древние металлурги открыли способ изготовления из железных руд сплавов — чугуна и стали — более прочных материалов, чем само железо, началось широкое распространение этого металла и его сплавов, стимулировавшее развитие человеческой цивилизации.

Наступил железный век, который, очевидно, длится и по сей день, так как примерно $\frac{9}{10}$ всех используемых человеком металлов и сплавов — это сплавы на основе железа.

Изменилась и стоимость железа. В IX—VII вв. до н. э., когда начался железный век, этот металл ценился дороже золота. Именно с железом, а не с золотом сравнивали сердца выдающихся людей. Так, герои «Илиады» Гомера облачались в «меднокованные доспехи» и имели «сердца твердые, как железо», а героев его «Одиссеи», победителей игр, награждали куском золота и куском железа.

С развитием металлургии стоимость железа неуклонно снижалась, но все более возрастала его роль в жизни человеческого общества. Железные сплавы — чугун и сталь — не только основа развития техники, но и важнейший материал искусства. Так, из чугуна отлит узор «кружев чугуновых» Санкт-Петербурга, ограды его мостов и решетка Летнего сада (рис. 5). Великолепные произведения искусства из чугуна созданы мастерами Каслинского чугунолитейного завода. Вспомните хотя бы замечательную «Чугунную бабушку» П. Бажова.

Знаменитый булат, из которого оружейники Дамаска, а затем и нашего Златоуста делали лучшие в мире клинки, — это сталь. Из стали тульские оружейники создавали непревзойденное по качествам оружие.

водород и гелий), начинается с активного химического элемента-металла. Эти начальные элементы образуют главную подгруппу I группы и называются щелочными металлами. Свое название они получили от названия соответствующих им гидроксидов, хорошо растворимых в воде, — щелочей.

Атомы щелочных металлов содержат на внешнем энергетическом уровне только один электрон, который они легко отдают при химических взаимодействиях, поэтому являются сильнейшими восстановителями. Понятно, что в соответствии с ростом радиуса атома восстановительные свойства щелочных металлов усиливаются от лития к францию.

Следующие за щелочными металлами элементы, составляющие главную подгруппу II группы, также являются типичными металлами, обладающими сильной восстановительной способностью (их атомы содержат на внешнем уровне два электрона). Из этих металлов кальций, стронций, барий и радий называют щелочноземельными металлами. Такое название эти металлы получили потому, что их оксиды, которые алхимики называли «землями», при растворении в воде образуют щелочи.

К металлам относятся и элементы главной подгруппы III группы, исключая бор.

Из элементов главных подгрупп следующих групп к металлам относят: в IV группе германий¹, олово, свинец (первые два элемента — углерод и кремний — неметаллы), в V группе сурьма и висмут (первые три элемента — неметаллы), в VI группе только последний элемент — полоний — явно выраженный металл. В главных подгруппах VII и VIII групп все элементы — типичные неметаллы.

Что касается элементов побочных подгрупп, то все они металлы.


Таким образом, условная граница между элементами-металлами и элементами-неметаллами проходит по диагонали В (бор) — Si (кремний) — As (мышьяк) — Te (теллур) — At (астат) (проследите ее в таблице Д. И. Менделеева).

Атомы металлов имеют сравнительно большие размеры (радиусы), поэтому и их внешние электроны значительно удалены от ядра и слабо с ним связаны. И вторая особенность, которая присуща атомам наиболее активных металлов, — это наличие на внешнем энергетическом уровне 1—3 электронов.

¹ Германий проявляет и некоторые неметаллические свойства, занимая промежуточное положение между металлами и неметаллами.

Отсюда вытекает самое характерное химическое свойство всех металлов — их восстановительная способность, т. е. способность атомов легко отдавать внешние электроны, превращаясь в положительные ионы. Металлы не могут быть окислителями, т. е. атомы металлов не могут присоединять к себе электроны.

Следует, однако, иметь в виду, что деление химических элементов на металлы и неметаллы условно. Вспомните, например, свойства аллотропных модификаций олова: серое олово, или α -олово, — неметалл, а белое олово, или β -олово, — металл. Другой пример — модификации углерода: алмаз — неметалл, а графит имеет некоторые характерные свойства металла, например электропроводность. Хром, цинк и алюминий — типичные металлы, но образуют оксиды и гидроксиды амфотерного характера. И наоборот, теллур и иод — типичные неметаллы, но образованные ими простые вещества обладают некоторыми свойствами, присущими металлам.

 1. Диагональ В — Si — As — Te — At. 2. Щелочные и щелочноземельные металлы. 3. Восстановительные свойства металлов. 4. Относительность деления химических элементов на металлы и неметаллы.

1

Какие особенности строения атомов металлов определяют их восстановительные свойства?

2

Назовите химический элемент, образующий простое вещество — самый активный металл. Обоснуйте свой выбор.

3

Как согласуется утверждение о том, что металлы проявляют только восстановительные свойства и, следовательно, при этом окисляются, с процессом, который можно отразить с помощью уравнения: $\text{Cu}^{+2} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0$? Назовите этот процесс. В каких формах существования химического элемента выступает медь? Для какой формы справедливо указанное выше утверждение?

§

6

Физические свойства металлов

Из курса химии прошлого года вы уже имеете представление о природе химической связи, существующей в кристаллах металлов, — металлической связи. Напомним, что в узлах металлических кристаллических решеток располагаются атомы

и положительные ионы металлов, связанные посредством обобществленных внешних электронов, которые принадлежат всему кристаллу. Эти электроны компенсируют силы электростатического отталкивания между положительными ионами и тем самым связывают их, обеспечивая устойчивость металлической решетки.

Металлическая связь обуславливает все важнейшие физические свойства металлов: электро- и теплопроводность, металлический блеск, пластичность, характерную для многих металлов, и т. д.



Пластичность — это свойство вещества изменять форму под внешним воздействием и сохранять принятую форму после прекращения этого воздействия.

Способность расплющиваться от удара или вытягиваться в проволоку под действием силы составляет важнейшее механическое свойство металлов. Оно лежит в основе такой уважаемой большинством народов мира профессии, как профессия кузнеца. Недаром среди богов разных верований почти единственным рабочим-богом был бог огня, покровитель кузнечного дела: у греков — Гефест, у римлян — Вулкан, у славян — Сварог.

Пластичность металлов обусловлена тем, что под внешним воздействием одни слои ион-атомов в кристаллах легко смещаются, как бы скользят, по отношению к другим без разрыва связей между ними. Наиболее пластичны золото, серебро и медь. Например, из золота можно изготовить «золотую фольгу» толщиной 0,003 мм, которую используют для золочения изделий.

Высокая электрическая проводимость металлов обусловлена присутствием в их кристаллических решетках подвижных электронов, которые направленно перемещаются под действием электрического поля. При нагревании колебательные движения ионов в кристалле усиливаются, что затрудняет направленное передвижение электронов и ведет к снижению электрической проводимости. Но при охлаждении электропроводность металлов растет и вблизи абсолютного нуля переходит в сверхпроводимость. Лучшими проводниками электричества являются серебро и медь, худшими — марганец, свинец и ртуть.

Так же изменяется и теплопроводность металлов, которая тоже вызвана высокой подвижностью свободных элек-

тронов: сталкиваясь с колеблющимися в узлах решетки ионами, электроны обмениваются с ними энергией. С повышением температуры колебания ионов при посредстве электронов передаются другим ионам, и температура всего металла быстро выравнивается.

Для гладкой поверхности металлов характерен металлический блеск — результат отражения световых лучей. В порошкообразном состоянии большинство металлов теряют блеск, приобретая черную или серую окраску, и только алюминий и магний сохраняют блеск в порошке. Из алюминия, серебра и палладия, обладающих наиболее высокой отражательной способностью, изготавливают зеркала, в том числе и применяемые в прожекторах.

Отраженный поверхностью металлов свет определяет их цвет. Белый и серый цвета большинства металлов говорят о том, что металлы рассеивают в равной степени все лучи видимой части спектра. А вот золото и медь в большей степени поглощают лучи с короткой длиной волны (близкие к фиолетовым лучам) и отражают длинноволновые лучи, поэтому окрашены соответственно в желтый и желто-красный цвета.

Из других физических свойств металлов наибольший практический интерес представляют плотность, температура плавления и твердость.

Для всех металлов (кроме ртути) при обычных условиях характерно твердое агрегатное состояние. Однако твердость их различна, как и тугоплавкость. Наиболее твердые — металлы, соответствующие побочной подгруппе VI группы. Так, хром по твердости приближается к алмазу. Самые мягкие — щелочные металлы. Например, калий, рубидий и цезий легко режутся ножом.

По плотности металлы делятся на *легкие* (плотность меньше 5 г/см^3) и *тяжелые* (плотность больше 5 г/см^3). К легким относят щелочные, щелочноземельные металлы и алюминий. Из переходных металлов сюда включают скандий, иттрий и титан. Эти металлы, благодаря легкости и тугоплавкости, все шире применяются в различных областях техники.

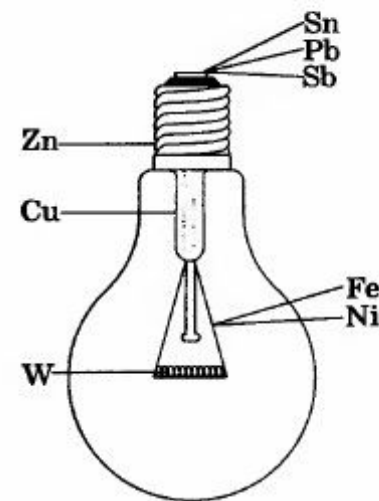


Рис. 7. Металлы, используемые при изготовлении электроламп

Самый легкий металл — это литий ($\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$). Самый тяжелый — осмий ($\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$).

Легкие металлы обычно легкоплавки, цезий и галлий могут плавиться уже на ладони руки, а тяжелые металлы — тугоплавкие. Наибольшей тугоплавкостью обладает вольфрам, его температура плавления равна $3380 \text{ }^\circ\text{C}$. Это свойство вольфрама используется для изготовления ламп накаливания. Кроме него в конструкцию лампы входят еще семь металлов (рис. 7).

В технике, как вы уже знаете, металлы делят на *черные* (железо и его сплавы) и *цветные* — все остальные (более подробно о них будет рассказано в следующем параграфе). Золото, серебро, платину и некоторые другие металлы относят к *драгоценным* металлам.



1. Пластичность.
2. Электропроводность и теплопроводность.
3. Металлический блеск.
4. Твердость металлов.
5. Плотность металлов.
6. Легкие и тяжелые металлы.
7. Черные и цветные металлы.
8. Драгоценные металлы.

1

Назовите самый легкоплавкий металл.

2

Какие физические свойства металлов используют в технике?

3

Фотоэффект, т. е. свойство металлов испускать электроны под действием лучей света, характерен для щелочных металлов, например для цезия. Почему? Где это свойство находит применение?

4

Какие физические свойства вольфрама лежат в основе его применения в лампах накаливания?

5

Какие свойства металлов заключены в образных литературных выражениях: «серебряный иней», «золотая заря», «свинцовые тучи»?

§

7 Сплавы

При плавлении металлы обычно смешиваются один с другим, образуя сплавы.

Еще в глубокой древности люди заметили, что в большинстве случаев сплавы обладают другими, нередко более полезными для них свойствами, чем составляющие их чистые металлы.

Как вы уже знаете, у бронзы, например, прочность выше, чем у составляющих ее меди и олова. Сталь и чугун прочнее технически чистого железа. Поэтому в чистом виде металлы используются редко. Значительно чаще применяются их сплавы. Известно немногим более 80 металлов, но из них получены десятки тысяч различных сплавов.

Помимо большей прочности многие сплавы обладают большей коррозионной стойкостью и твердостью, лучшими литейными свойствами, чем чистые металлы. Так, чистая медь очень плохо поддается литью, из нее трудно получить отливки, и в то же время оловянная бронза — сплав $\text{Cu} + \text{Sn}$ имеет прекрасные литейные свойства: из нее отливают художественные изделия, требующие тонкой проработки деталей. Чугун — сплав железа с углеродом — также великолепный литейный материал. Чистый алюминий — очень мягкий металл, сравнительно непрочный на разрыв. Но сплав, состоящий из Al , Mg , Mn , Cu , Ni , называемый *дюралюминием*, в четыре раза прочнее алюминия на разрыв.

Помимо более высоких механических качеств сплавам присущи свойства, которых нет у чистых металлов. Примерами могут служить получаемая на основе железа нержавеющей сталь — материал с высокой коррозионной стойкостью даже в агрессивных средах и с высокой жаропрочностью, магнитные материалы, сплавы с высоким электрическим сопротивлением, с малым коэффициентом термического расширения.



Сплавы — это материалы с характерными свойствами, состоящие из двух или более компонентов, из которых по крайней мере один — металл.

Компонентами сплавов могут быть и неметаллы, и соединения.

По состоянию компонентов сплавы могут быть *однородными*, когда при сплавлении образуется как бы раствор одного металла в другом, например сплавы меди и олова, золота и серебра, и *неоднородными*, представляющими собой механическую смесь металлов.

Сплавы классифицируются по-разному, в зависимости от того, какой признак взят за основу. Чаще всего сплавы подразделяют по составу: медные, алюминиевые, никелевые, титановые и т. д.

Есть группы сплавов, носящие общие названия: бронзы, латуни и др. Иногда в названии сплава отмечают особо ценные компоненты: бериллиевые бронзы, вольфрамовая сталь и др.

В металлургии железо и все его сплавы выделяют в одну группу под названием *черные металлы*; остальные металлы и их сплавы имеют техническое название *цветные металлы*.

Подавляющее большинство железных (или черных) сплавов содержит углерод. Их разделяют на чугуны и стали.

Чугун — сплав на основе железа, содержащий от 2 до 4,5% углерода, а также марганец, кремний, фосфор и серу. Чугун значительно тверже железа, обычно он очень хрупкий, не куется, а при ударе разбивается. Этот сплав применяется для изготовления различных массивных деталей методом литья, так называемый *литейный чугун* и для переработки в сталь — *перелый чугун*.

В зависимости от состояния углерода в сплаве различают *серый* и *белый* чугуны (табл. 4).

Виды и свойства чугуна

Таблица 4

Вид	Состав	Свойства	Применение
Серый чугун	Содержит 1,7—4,3% С, 1,25—4,0% Si и до 1,5% Mn. Из-за большого содержания кремния снижается растворимость углерода, поэтому углерод находится в свободном состоянии в виде графита	Сравнительно мягкий и поддающийся механической обработке материал. Свободный углерод придает чугуны мягкость	Производство литых деталей (шестерни, колеса, трубы и т. д.)
Белый чугун	Содержит 1,7—4,3% С, более 4% Mn, но очень мало кремния. Углерод в основном содержится в виде <i>цементита</i> — карбида железа Fe_3C	Твердый и хрупкий материал. Эти свойства придает цементит, который обладает большой твердостью	Переработка в сталь

Сталь — сплав на основе железа, содержащий менее 2% углерода. По химическому составу стали разделяют на два основных вида: *углеродистая* и *легированная*.

Углеродистая сталь представляет собой сплав железа главным образом с углеродом, но, в отличие от чугуна, содержание в ней углерода, а также Mn, Si, P и S гораздо меньше. В зависимости от количества углерода стали подразделяют на мягкие (содержание углерода не превышает 0,3%), средней твердости (углерода несколько больше, чем в мягких) и твердые (углерода может быть до 2%). Из мягкой и средней твердости стали делают детали машин, трубы, болты, гвозди, скрепки и т. д., а из твердой — различные инструменты.

Легированная сталь — это тоже сплав железа с углеродом, только в него введены еще специальные, *легирующие* добавки: хром, никель, вольфрам, молибден, ванадий и др.

Легирующие добавки придают сплаву особые качества. Так, хромоникелевые стали очень пластичные, прочные, жаростойкие, кислотоупорные, устойчивые против коррозии (ржавления). Они применяются в строительстве (например, облицовка колонн станции «Маяковская» московского метро выполнена из хромоникелевой стали), а также для изготовления нержавеющей предметов домашнего обихода (ножей, вилок, ложек), всевозможных медицинских и других инструментов. Хромомолибденовые и хромованадиевые стали очень твердые, прочные и жаростойкие. Они используются для изготовления трубопроводов, компрессоров, двигателей и многих других деталей машин современной техники. Хромовольфрамовые стали сохраняют большую твердость при очень высоких температурах. Они служат конструкционным материалом для быстрорежущих инструментов.

Некоторые легированные стали представлены в таблице 5.

Свойства некоторых легированных сталей и их применение

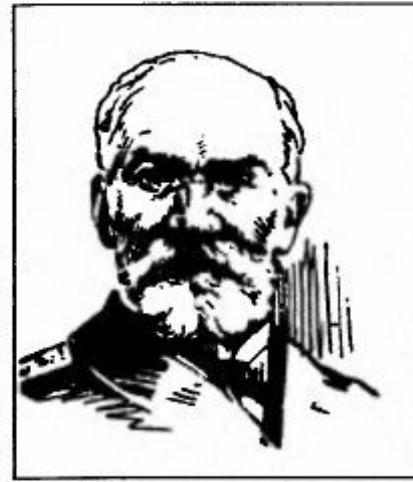
Таблица 5

Легирующий элемент	Особые свойства стали	Изделия, для производства которых используется сталь
Хром	Твердость и коррозионная стойкость	Инструменты, резцы, зубила
Никель	Вязкость, механическая прочность, коррозионная стойкость	Турбины электростанций и реактивных двигателей, измерительные приборы, детали, работающие при высоких температурах

Легирующий элемент	Особые свойства стали	Изделия, для производства которых используется сталь
Марганец	Твердость, механическая прочность, устойчивость к ударам и трению	Детали дробильных установок, железнодорожные рельсы, зубья ковшей экскаваторов
Титан	Жаростойкость, механическая прочность при высоких температурах, коррозионная стойкость	В самолето-, ракето- и судостроении. Химическая аппаратура
Вольфрам	Твердость и жаропрочность, износоустойчивость	Быстрорежущие инструменты, пилы, фрезы, штампы, нити электрических ламп
Молибден	Эластичность, жаростойкость, коррозионная стойкость	Лопасты турбин реактивных самолетов и автомобилей, броневые плиты, лабораторная посуда, детали электронных ламп
Кремний	Устойчивость к воздействию кислот	Трансформаторы, кислотоупорные аппараты и приборы
Ванадий	Высокая прочность, упругость и устойчивость к ударам	Детали автомобилей, тракторов и других машин, подвергающиеся при работе ударам

Стали — это основа современного машиностроения, оборонной промышленности, ракетостроения и других отраслей промышленности.

В развитии современной металлургии стали большое значение имели работы Д. К. Чернова и П. П. Аносова.



Дмитрий Кириллович Чернов
(1829—1901)

Русский ученый в области металлургии, основоположник науки о металлах — металловедении. Разработал (1868) наилучшие условия отливки,ковки и термической обработки стали. С тех пор бронзовые артиллерийские орудия были вытеснены стальными.



Пётр Павлович Аносов
(1838—1904)

Горный инженер, металлург. Внес большой вклад в развитие производства стали. Первый исследователь, применивший (1831) микроскоп для изучения структуры стали. Изобрел способ закалки стальных изделий в струе сжатого воздуха. Раскрыл секрет приготовления булатной стали. Получил литую сталь из чугуна, усовершенствовал многие заводские механизмы и печи.

Из цветных сплавов отметим бронзу, латунь, мельхиор, дюралюминий.

Бронза — сплав на основе меди с добавкой (до 20%) олова. Бронза хорошо отливается, поэтому используется в машиностроении, где из нее изготавливают подшипники, поршневые кольца, клапаны, арматуру и т. д. Используется также для художественного литья.

Латунь — также медный сплав, содержащий от 10 до 50% цинка. Применяется в моторостроении.

Мельхиор — сплав, содержащий около 80% меди и 20% никеля, похож по внешнему виду на серебро. Используется для изготовления сравнительно недорогих столовых приборов и художественных изделий.

Дюралюминий (дюраль, дуралюмин) — сплав на основе алюминия, содержащий медь, магний, марганец и никель. Имеет хорошие механические свойства, применяется в самолето- и машиностроении.



1. Сплавы и их классификация. 2. Черные металлы: чугуны и стали. 3. Цветные металлы: бронза, латунь, мельхиор, дюралюминий.

1

Какой период в истории человечества называют «бронзовым веком»? Почему?

2

Какое количество вещества меди и никеля нужно взять для производства 25 кг мельхиора?

3

Что объединяет два выражения: «легирующие элементы стали» и «привилегированное положение в обществе»?

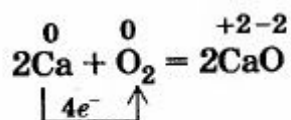
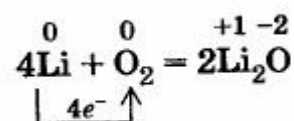
§

8

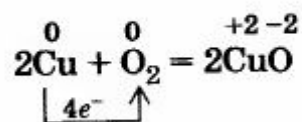
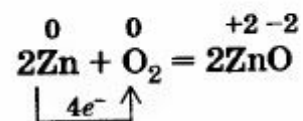
Химические свойства металлов

В химических реакциях металлы проявляют только восстановительные свойства, т. е. их атомы отдают электроны, образуя в результате положительные ионы. Окислителями при этом могут выступать неметаллы (кислород, галогены, сера и др.), катионы водорода H^+ и катионы других металлов.

С кислородом воздуха легко взаимодействуют щелочные и щелочноземельные металлы:

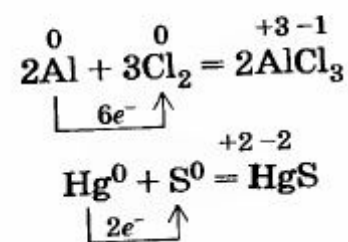


Железо, цинк, медь и другие менее активные металлы энергично окисляются кислородом только при нагревании:

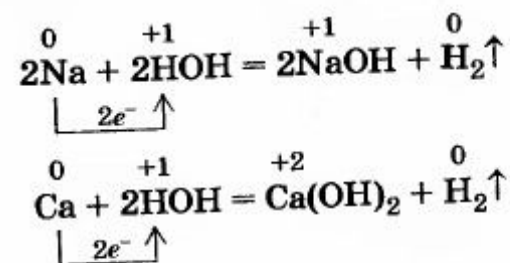


Золото и платиновые металлы не окисляются кислородом воздуха ни при каких условиях.

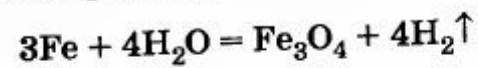
Как вы уже знаете, металлы образуют с неметаллами бинарные соединения — оксиды, хлориды, сульфиды, фосфиды и т. д., например:



Щелочные и щелочноземельные металлы легко реагируют с водой, восстанавливая катионы водорода до свободного водорода, и образуют при этом растворимые гидроксиды — щелочи:



Менее активные металлы, например железо, взаимодействуют с водой только в раскаленном виде:



При этом, как и при горении железа, получается оксид состава Fe_3O_4 , который представляет собой смесь двух оксидов $FeO \cdot Fe_2O_3$. Его называют также железной окалиной.

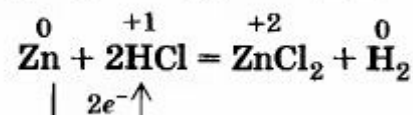
По восстановительной способности, как вы уже знаете, металлы располагаются в ряд, который называют электрохимическим рядом напряжений:

$K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, (H_2), Cu, Hg, Ag, Au$

В этот ряд помещен и водород, который, как и металлы, способен отдавать электроны, образуя при этом положительно заряженные ионы H^+ .

Как вы, очевидно, помните из курса химии 8 класса, из положения металлов в ряду напряжений вытекают два правила, характеризующие химические свойства металлов. Повторим их.

1. Металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода, вытесняют его из растворов кислот, а стоящие правее — не вытесняют водород из растворов кислот:



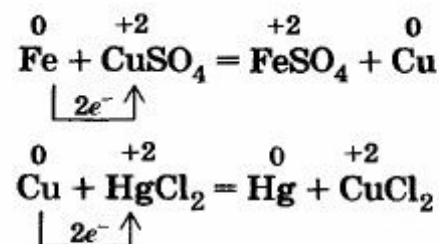
А вот медь не реагирует с хлороводородной кислотой. Напомним, что это правило имеет ряд поправок:

а) правило соблюдается, если в реакции металла с кислотой образуется растворимая соль;

б) концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации реагирует с металлами по-особому, при этом водород не образуется;

в) на щелочные металлы правило не распространяется, так как они легко взаимодействуют с водой (а указанное правило относится к реакциям водных растворов кислот с металлами).

2. Каждый металл вытесняет из растворов солей другие металлы, находящиеся правее него в ряду напряжений, и сам может быть вытеснен металлами, расположенными левее, например:



Это правило также имеет поправки, аналогичные таковым к первому правилу, а именно — правило соблюдается при условии образования растворимой соли; правило не распространяется на щелочные металлы.



1. Восстановительные свойства металлов. 2. Взаимодействие металлов с кислородом и другими неметаллами. 3. Электрохимический ряд напряжений. 4. Правила применения электрохимического ряда напряжений при определении возможности взаимодействия металлов с растворами кислот и солей. 5. Поправки к правилам применения электрохимического ряда напряжений.



1. Определите число электронов, которое отдают три атома железа молекуле воды в реакции образования железной окалины.



2. Какой объем воздуха потребуется для сжигания 36 г магния? (Напоминаем, что объемная доля кислорода в воздухе равна 0,21.)



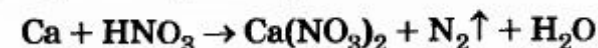
3. Какой объем водорода может быть получен при растворении в воде 120 мг кальция, если выход газа составляет 80% от теоретически возможного?



4. Почему щелочные и щелочноземельные металлы хранят под керосином? Почему литий, в отличие от натрия и калия, хранят в вазелине?



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



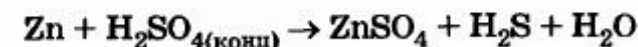
Какой ион проявляет в этой реакции окислительные свойства?



6. Можно ли получить водород при взаимодействии свинца с раствором серной кислоты?



7. Определите коэффициенты в следующем уравнении методом электронного баланса:



Какое вещество проявляет в этой реакции восстановительные свойства?



§ 9 Получение металлов

Металлы находятся в природе как в свободном виде — *самородные металлы*, так и в виде различных соединений. В свободном состоянии в природе встречаются такие металлы, которые трудно окисляются кислородом воздуха, например, платина, золото, серебро, значительно реже ртуть, медь и др.

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

Большинство металлов в природе существует в связанном состоянии в виде различных химических природных соеди-

нений — *минералов*. Очень часто это оксиды, например минералы железа: красный железняк Fe_2O_3 , бурый железняк $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$, магнитный железняк Fe_3O_4 . Нередко минералами являются сульфидные соединения, например свинцовый блеск PbS , цинковая обманка, или галенит ZnS , киноварь HgS .

Минералы входят в состав горных пород и руд. *Рудами* называют содержащие минералы природные образования, в которых металлы находятся в количествах, пригодных в технологическом и экономическом отношении для получения металлов в промышленности.

По химическому составу минерала, входящего в руду, различают *оксидные, сульфидные* и другие руды.

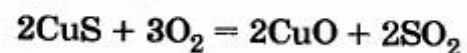
Обычно перед получением металлов из руды ее предварительно *обогащают* — отделяют пустую породу, примеси и т. д., в результате образуется *концентрат*, служащий сырьем для металлургического производства.

Металлургия — это наука о методах и процессах производства металлов из руд и других металлосодержащих продуктов, о получении сплавов и обработке металлов. Такое же название имеет и важнейшая отрасль тяжелой промышленности, занимающаяся получением металлов и сплавов.

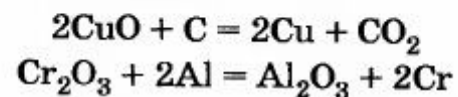
В зависимости от метода получения металла из руды (концентрата) существует несколько видов металлургических производств.

Пирометаллургия — методы переработки руд, основанные на химических реакциях, происходящих при высоких температурах (греч. *пирос* — огонь).

Пирометаллургические процессы включают *обжиг*, при этом содержащиеся в рудах соединения металлов, в частности сульфиды, переводятся в оксиды, а сера удаляется в виде оксида серы(IV) SO_2 , например:



плавку, при этом происходит восстановление металлов из их оксидов с помощью угля, водорода, оксида углерода(II), более активного металла, например:



Если в качестве металла-восстановителя используется алюминий, то соответствующий процесс восстановления называется *алюминотермией*. Этот метод получения металлов был предложен русским ученым Н. Н. Бекетовым.



Николай Николаевич Бекетов
(1827—1911)

Русский физико-химик. Способствовал развитию физической химии как самостоятельной области науки. Открыл химический процесс вытеснения металлов из растворов их солей под действием других металлов и водорода.

Гидрометаллургия — методы получения металлов, основанные на химических реакциях, происходящих в растворах.

Гидрометаллургические процессы включают стадию перевода нерастворимых соединений металлов из руд в растворы, например, действием серной кислоты переводят в раствор соли меди, цинка и урана, а обработкой раствором соды — соединения молибдена и вольфрама с последующим восстановительным выделением металлов из полученных растворов с помощью других металлов или электрического тока.

Электрометаллургия — методы получения металлов, основанные на *электролизе*, т. е. выделении металлов из растворов или расплавов их соединений при пропускании через них постоянного электрического тока. Этот метод применяют главным образом для получения очень активных металлов — щелочных, щелочноземельных и алюминия, а также для производства легированных сталей. Именно этим методом английский химик Г. Дэви впервые получил калий, натрий, барий и кальций.



Гемфри Дэви
(1778—1829)

Английский химик и физик. Один из основателей электрохимии. Путем электролиза солей и щелочей получил калий, натрий, барий, кальций, амальгаму (раствор металла в ртути) стронция и магния.

Большого внимания заслуживают микробиологические методы получения металлов, в которых используется жизнедеятельность некоторых видов бактерий. Например, так называемые тионовые бактерии способны переводить нерастворимые сульфиды в растворимые сульфаты. В частности, такой бактериальный метод применяется для извлечения меди из ее сульфидных руд непосредственно на месте их залегания. Далее рабочий раствор, обогащенный сульфатом меди(II), подается на гидрометаллургическую переработку.



1. Самородные металлы. 2. Минералы. 3. Руды.
4. Metallurgy and its types: pyro-, hydro-, electro-metallurgy. 5. Aluminothermy. 6. Microbiological methods of metal production.

1

В работе немецкого ученого в области металлургии и врача Г. Агриколы (XVI в.) «12 книг о металлах» сказано: «Подвергая руду нагреванию, обжигу и прокаливанию, удаляют этим часть веществ, примешанных к металлу...» и далее «...плавка необходима, так как только посредством ее горные породы и затвердевшие соки (рассолы) отделяются от металлов, которые приобретают свойственный им цвет, очищаются и становятся во многих отношениях полезны человеку». О каких видах металлургии писал Агрикола? Проиллюстрируйте его высказывание примерами уравнений химических реакций.

2

Какой метод получения меди — с помощью серной кислоты или бактериальный — экологически более безопасен?

3

Почему щелочные и щелочноземельные металлы нельзя получить гидрометаллургическим методом?

4

Предложите технологическую цепочку производства свинца из минерала галенита PbS. Запишите уравнения реакций.

5

Как можно получить из пирита FeS₂ железо и серную кислоту? Запишите уравнения реакций.

6

Сколько килограммов меди получается из 120 т обогащенной горной породы, содержащей 20% медного блеска Cu₂S, если выход меди составляет 90% от теоретически возможного?

§ 10 Коррозия металлов

«Ржа ест железо» — гласит русская народная поговорка. Ржавчина, которая появляется на поверхности стальных и чугуновых изделий, — это яркий пример коррозии.

Коррозией (от лат. *corrodere* — разъедать) называется самопроизвольное разрушение металлов и сплавов под влиянием окружающей среды. У поэта В. Шефнера есть очень образные строчки:

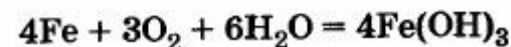
Коррозия — рыжая крыса,
Грызет металлический лом.

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

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

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

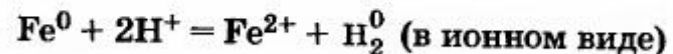
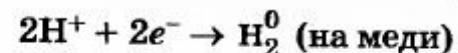
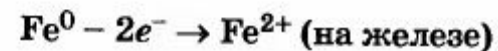
Чаще всего коррозии подвергаются изделия из железа. Особенно сильно корродирует металл во влажном воздухе и воде. Упрощенно этот процесс можно выразить с помощью следующего уравнения химической реакции:



Однако химически чистое железо почти не корродирует. Вместе с тем техническое железо, которое содержит различные примеси, например, в чугунах и сталях, ржавеет. Следова-

тельно, одной из причин возникновения коррозии является наличие примесей в металле, его неоднородность.

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



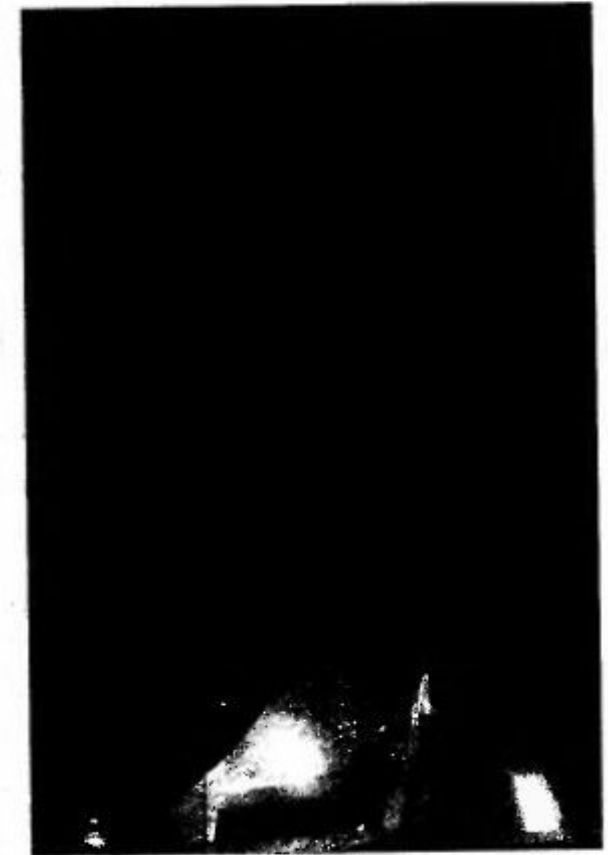
Для борьбы с коррозией существует много способов. Назовем некоторые из них.

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

Предохраняемый металл можно покрыть слоем другого металла: золота, серебра, хрома, никеля, олова, цинка и др. Один из самых старых способов — это *лужение*, или покрытие железного листа слоем олова. Такое железо называют *белой жстью*.

2. Использование нержавеющей сталей, содержащих специальные добавки. Например, «нержавейка», из которой изготавливают столовые приборы, содержит до 12% хрома и до 10% никеля. Легкие нержавеющие сплавы включают алюминий или титан. Всякий, кто был во Всероссийском выставочном центре, видел перед входом обелиск «Покорителям

Рис. 8. Обелиск «Покорителям космоса» (облицовка из титана)



космоса», облицованный пластинками из титанового сплава (рис. 8). На его матовой блестящей поверхности нет ни одного пятнышка ржавчины.

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

Ингибиторы коррозии вводят в замкнутые системы охлаждения, в нефтепродукты и даже впрыскивают в газопроводы для снижения коррозии труб изнутри. Для предотвращения коррозии железа в серной кислоте к ней добавляют в качестве ингибитора азотную кислоту.

4. Создание контакта с более активным металлом — *протектором*. Например, для защиты стальных корпусов морских судов обычно используют цинк. Да и на суше металлическую конструкцию (трубу, ЛЭП¹ и т. д.) соединяют с листом или куском более активного металла. С этой же целью к деталям конструкции мостов приваривают куски цинка.

¹ Линии электропередач.

1. Коррозия металлов. 2. Химическая и электрохимическая коррозия. 3. Способы борьбы с коррозией.

1 Медь на воздухе покрывается тонким слоем оксида, придающим ей темную окраску, но во влажном воздухе и в присутствии углекислого газа на ее поверхности образуются соединения зеленого цвета. Напишите уравнения реакций коррозии меди.

2 Щелочные и щелочноземельные металлы хранят под слоем керосина для предотвращения контакта с воздухом, так как они интенсивно взаимодействуют с составными частями воздуха. Напишите уравнения возможных реакций, сопровождающих коррозию этих металлов.

3 Сколько килограммов железа, хрома и никеля нужно взять для выплавки 480 кг нержавеющей стали, предназначенной для изготовления столовых вилок и ножей?

4 Луженое железо (покрытое защитной оловянной пленкой) поцарапали. Что будет происходить с изделием?

5 О каком материале строка В. В. Маяковского: «По крыше выложили жечь...»?

6 В начале века из нью-йоркского порта вышла в открытый океан красавица яхта. Ее владелец, американский миллионер, не пожалел денег, чтобы удивить свет. Корпус яхты был сделан из очень дорогого в то время алюминия, листы которого скреплялись медными заклепками. Это было красиво — сверкающий серебристым блеском корабль, усеянный золотистыми головками заклепок! Однако через несколько дней обшивка корпуса начала расколоться и яхта быстро пошла ко дну. Почему?

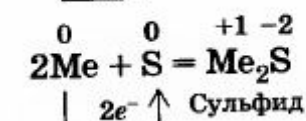
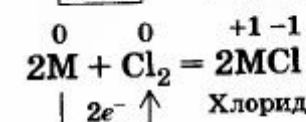
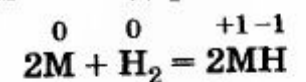
§ 11 Щелочные металлы

Строение и свойства атомов. Щелочные металлы — это элементы главной подгруппы I группы Периодической системы Д. И. Менделеева: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Франций — редкий радиоактивный элемент. На внешнем энергетическом уровне атомы этих элементов содержат по одному электрону, находящемуся на сравнительно большом удалении от ядра. Они легко отдают этот электрон, поэтому являются очень сильными восстановителями. Во всех своих соединениях щелочные металлы проявляют сте-

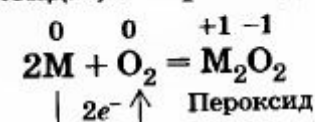
пень окисления +1. Восстановительные свойства их усиливаются при переходе от Li к Cs, что связано с ростом радиусов их атомов. Это наиболее типичные представители металлов: металлические свойства выражены у них особенно ярко.

Щелочные металлы — простые вещества. Серебристо-белые мягкие вещества (режутся ножом), с характерным блеском на свежесрезанной поверхности. Все они легкие и легкоплавкие, причем, как правило, плотность их возрастает от Li к Cs, а температура плавления, наоборот, уменьшается.

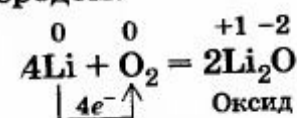
Щелочные металлы активно взаимодействуют почти со всеми неметаллами. Используя общее обозначение для металлов M, запишем в общей форме уравнения реакций щелочных металлов с неметаллами — водородом, хлором и серой.



При взаимодействии с кислородом натрий и калий образуют не оксиды, а пероксиды:



И только литий образует оксид при прямом взаимодействии с кислородом:



Как вы уже знаете, все щелочные металлы активно взаимодействуют с водой, образуя щелочи и восстанавливая воду до водорода (рис. 9). Скорость взаимодействия щелочного металла с водой будет увеличиваться от лития к цезию (почему?).

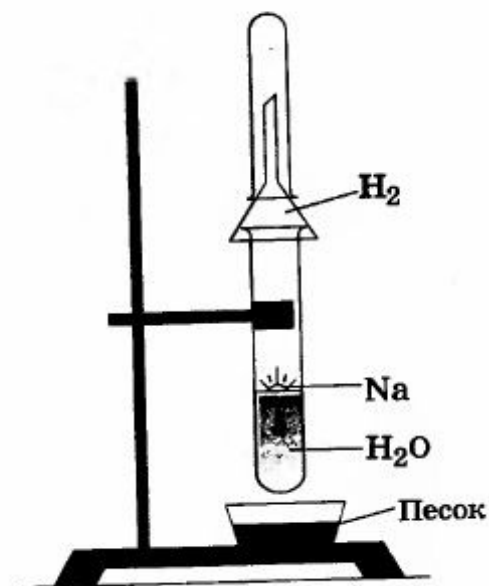
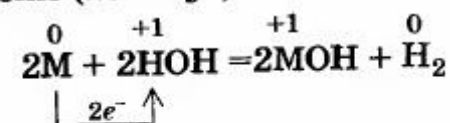


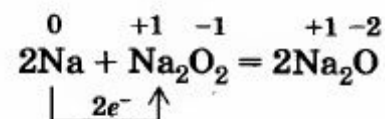
Рис. 9. Взаимодействие натрия с водой

Соединения щелочных металлов. В свободном виде в природе щелочные металлы не встречаются из-за своей исключительно высокой химической активности. Некоторые их природные соединения, в частности соли натрия и калия, довольно широко распространены, они содержатся во многих минералах, растениях, природных водах.

Рассмотрим основные соединения щелочных металлов на примере соединений натрия и калия — наиболее важных представителей этой группы элементов.

Оксиды M_2O — твердые вещества. Имеют ярко выраженные основные свойства: взаимодействуют с водой, кислотами и кислотными оксидами.

Оксиды натрия Na_2O и калия K_2O получают, прокаливая пероксиды с соответствующими металлами, например:



Гидроксиды MOH — твердые белые вещества. Очень гигроскопичны. Хорошо растворяются в воде с выделением большого количества теплоты. Их относят к *щелочам*, они проявляют ярко выраженные свойства сильных растворимых оснований: взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, солями, амфотерными оксидами и гидроксидами.

Образуются при взаимодействии металлов или их оксидов с водой.

Гидроксид натрия $NaOH$ в технике известен под названиями *едкий натр*, *каустическая сода*, *каустик*. Техническое название гидроксида калия KOH — *едкое кали*.

Оба гидроксида — $NaOH$ и KOH разъедают ткани и бумагу, поэтому их называют также *едкими щелочами*.

Едкий натр применяется в больших количествах для очистки нефтепродуктов, в бумажной и текстильной промышленности, для производства мыла и волокон.

Едкое кали дороже и применяется реже. Основная область его применения — производство жидкого мыла.

Соли щелочных металлов — твердые кристаллические вещества ионного строения. Почти все соли натрия и калия растворимы в воде. Наиболее важные их соли — карбонаты, сульфаты, хлориды.

Na_2CO_3 — карбонат натрия, образует кристаллогидрат $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, известный под названием *кристаллическая*

сода, которая применяется в производстве стекла, бумаги, мыла. Это средняя соль.

Вам в быту более известна кислая соль — гидрокарбонат натрия $NaHCO_3$, она применяется в пищевой промышленности (пищевая сода) и в медицине (питьевая сода).

K_2CO_3 — карбонат калия, техническое название — *поташ*, используется в производстве жидкого мыла и для приготовления тугоплавкого стекла, а также в качестве удобрения.

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ — кристаллогидрат сульфата натрия, техническое название — *глауберова соль*, применяется для производства соды и стекла и в качестве слабительного средства.

$NaCl$ — хлорид натрия, или поваренная соль, эта соль вам хорошо известна из курса прошлого года. Хлорид натрия является важнейшим сырьем в химической промышленности, широко применяется и в быту (рис. 10).

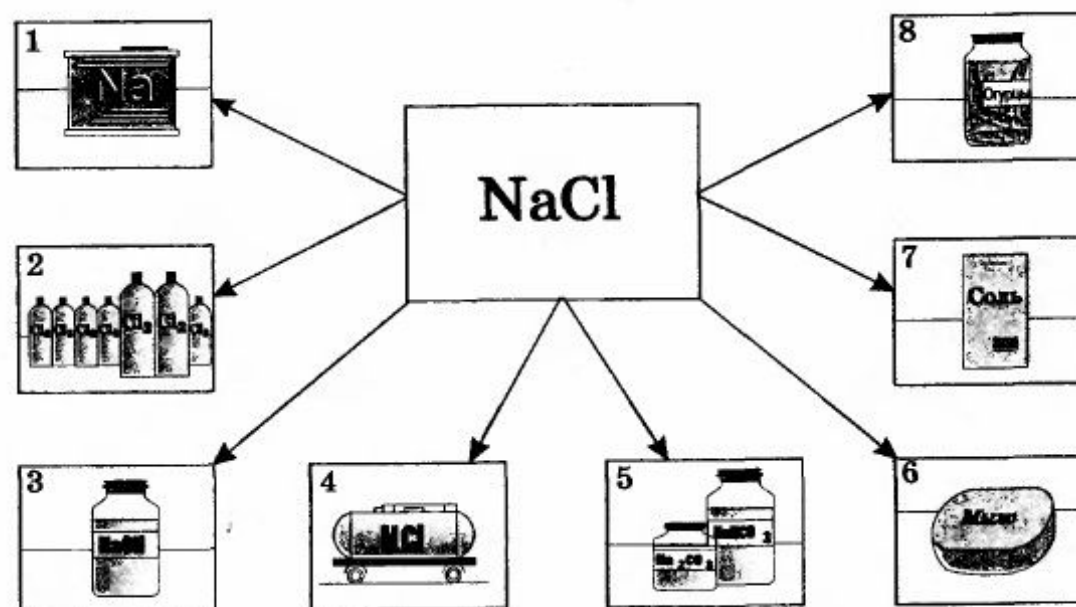


Рис. 10. Применение хлорида натрия: 1—5 — производство химических веществ (натрия 1, хлора 2, гидроксида натрия 3, соляной кислоты 4, соды 5); 6 — приготовление мыла; 7 — приправа к пище; 8 — для консервирования

Ионы натрия и калия играют большую биологическую роль: Na^+ — главный внеклеточный ион, содержится в крови и лимфе, а K^+ — основной внутриклеточный ион. Они выполняют разные функции в организме, но предпочитают «работать» вместе. Соотношение концентраций этих ионов регулирует давление крови в живом организме и обеспечивает перемещение растворов солей из корней в листья растений.

Самая значительная способность калия — поддерживать работу сердечной мышцы, поэтому нехватка калия в организме очень сказывается на здоровье человека. Калий необходим для всех растений, при его недостатке снижается интенсивность фотосинтеза растений.

Взрослый человек должен в сутки потреблять с пищей 3,5 г ионов калия. С помощью соединений калия можно устранить отеки, калий помогает при ревматизме, улучшает работу кишечника. В этом случае организму нужно больше калия — до 5 г в сутки. Больше всего калия содержат курага, соя, фасоль, зеленый горошек, чернослив, изюм и другие продукты.

Соли калия широко используются в сельском хозяйстве в качестве калийных удобрений.

Соли натрия, как и сам натрий, окрашивают пламя в желтый цвет, а соли калия и калий — в розово-фиолетовый.

Открытие щелочных металлов. Литий был открыт шведским химиком И. Арфведсоном в 1817 г. и по предложению Й. Берцелиуса назван литием (от греч. *литос* — камень), так как в отличие от калия, который до тех пор находили только в золе растений, он был обнаружен в камне.

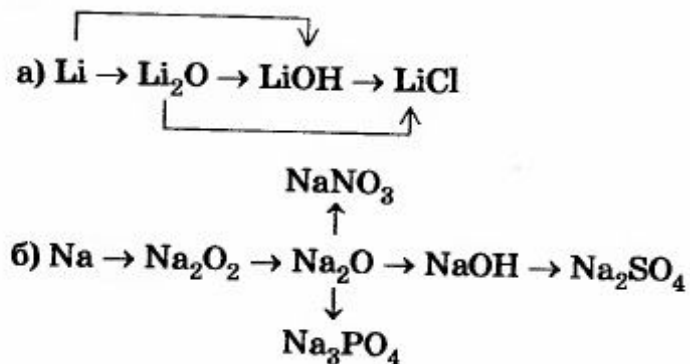
Натрий и калий были впервые получены английским химиком и физиком Г. Дэви в 1807 г. при электролизе едких щелочей. Й. Берцелиус предложил назвать элемент № 11 натрием (от араб. *натрун* — сода), а элемент № 19 по предложению Гильберта получил название калий (от араб. *алкали* — щелочь).



1. Строение атомов щелочных металлов. 2. Химические свойства щелочных металлов: образование гидридов, хлоридов, сульфидов, пероксидов, оксидов, гидроксидов. 3. Оксиды и пероксиды щелочных металлов. 4. Едкие щелочи. 5. Соли: сода питьевая, сода кристаллическая, поташ, глауберова соль, поваренная соль.

1

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



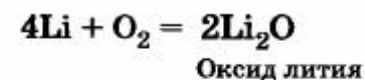
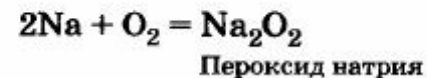
2

Какой объем водорода может быть получен при растворении в воде 11,5 г натрия, содержащего 2% примесей, если выход водорода составляет 95% от теоретически возможного?

3

Прочитайте сочинение, написанное ученицей 9 класса 531-й школы г. Москвы Наташей Фроловой (1991).

Добрый Литий



В большом семиэтажном доме, в подъезде щелочных металлов, на втором этаже жил Литий — самый легкий и беззаботный металл. Он, как и все щелочные металлы, очень активно взаимодействовал с кислородом, неметаллами, водородом и водой. Как и все, защищался от кислорода, но носил не керосиновую, а вазелиновую «шубу», так как был очень легким и всплывал в керосине.

Но все же Литий не был во всех отношениях похожим на своих братьев: он был добр, щедр и прост. Он с охотой отдавал свои электроны и Кислороду, и Азоту, и многим другим элементам. Из-за этих-то особенностей Литий страдал, так как другие щелочные металлы, особенно такие хитрые, как Калий и Натрий, не давали ему прохода. Дело было в том, что, когда щелочные металлы горели в кислороде, каждые их два атома отдавали одной молекуле кислорода два своих электрона — каждому атому по одному. Остальные электроны они припрятавали до поры до времени. Литий же был честен — отдавал молекуле Кислорода в два раза больше электронов, чем остальные металлы: на четыре атома Лития — четыре электрона. Да и с Азотом Литий взаимодействовал спокойно, при обычной температуре, не то что другие — при нагревании.

И решили Натрий и Калий допытаться у Лития: почему он так поступает? Нет ли в его поведении каких-либо скрытых выгод?

Спрашивает Натрий: «Почему ты, брат Литий, все свои электроны кислороду отдаешь? Не лучше ли делать так, как мы?» Отвечал Литий: «Я всегда рад помочь другим, не то что вы — жадничаете. Я рад, что в моем оксиде Кислород имеет свою обычную степень окисления — 2, не

то что -1 в ваших странных, ни на что не похожих пероксидах». Сказал так и ушел восвояси. Долго стояли Натрий и Калий в раздумье, но так ничего и не поняли. И сейчас с Кислородом продолжают пероксиды образовывать. А оксиды состава M_2O дают лишь тогда, когда их силой заставят, т. е. создадут соответствующие условия — нагревают пероксид (Na_2O_2) с таким же металлом — «жадиной (Na)».

Какие химические понятия использовала в художественной форме Наташа?

- 4 Приготовьте сочинение о щелочных металлах, положив в основу сюжета превращения этих металлов или какой-либо один химический процесс.
- 5 В 100 г кураги содержится 2,034 г калия. Сколько граммов кураги нужно съесть, чтобы получить суточную норму калия?

§ 12 Бериллий, магний и щелочноземельные металлы

Строение и свойства атомов. Бериллий Be, магний Mg и щелочноземельные металлы кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra — элементы главной подгруппы II группы Периодической системы. Атомы этих элементов содержат на внешнем энергетическом уровне два электрона, которые они отдают при химических взаимодействиях, и поэтому являются сильнейшими восстановителями. Во всех соединениях они имеют степень окисления +2. С ростом порядкового номера сверху вниз в подгруппе восстановительные свойства элементов усиливаются, что связано с увеличением радиусов их атомов.

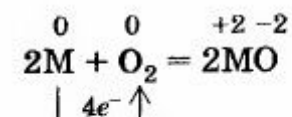
Радий — радиоактивный элемент, содержание его в природе невелико.

Бериллий, магний и щелочноземельные металлы — простые вещества. Легкие серебристо-белые металлы, стронций имеет золотистый оттенок. Он значительно тверже щелочных металлов, барий же по мягкости напоминает свинец.

На воздухе при обычной температуре поверхность бериллия и магния покрывается защитной оксидной пленкой. Щелочноземельные металлы взаимодействуют с кислородом воздуха

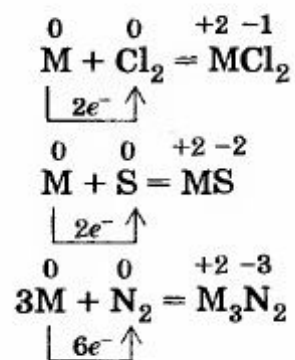
более активно, поэтому их хранят под слоем керосина или в запаянных сосудах, как и щелочные металлы.

При нагревании на воздухе все рассматриваемые металлы энергично сгорают с образованием оксидов. Для записи уравнений реакций также воспользуемся общим обозначением металлов M:

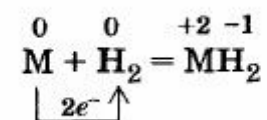


Реакция сжигания магния сопровождается ослепительной вспышкой, раньше она применялась при фотографировании объектов в темных помещениях. В настоящее время используют электрическую вспышку.

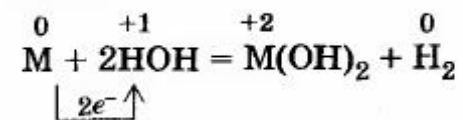
Бериллий, магний и все щелочноземельные металлы взаимодействуют при нагревании с неметаллами — хлором, серой, азотом и т. д., образуя соответственно хлориды, сульфиды, нитриды:



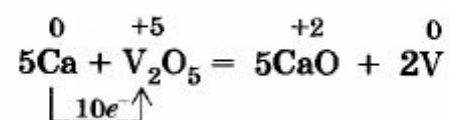
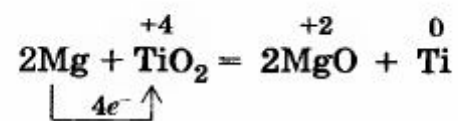
При высоких температурах окисляются водородом до гидридов:



Из всех металлов главной подгруппы II группы только бериллий практически не взаимодействует с водой (препятствует защитная пленка на его поверхности), магний реагирует с ней медленно, остальные металлы бурно взаимодействуют с водой при обычных условиях:



Подобно алюминию магний и кальций способны восстанавливать редкие металлы — ниобий, тантал, молибден, вольфрам, титан и др. — из их оксидов, например:



Такие способы получения металлов по аналогии с алюмино-термией называют *магнетермией* и *кальциетермией*.

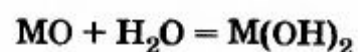
Магний и кальций применяют для производства редких металлов и легких сплавов. Например, магний входит в состав дюралюминия, а кальций — один из компонентов свинцовых сплавов, необходимых для изготовления подшипников и оболочек кабелей.

Соединения бериллия, магния и щелочноземельных металлов. В природе щелочноземельные металлы, как и щелочные металлы, находятся только в форме соединений вследствие своей высокой химической активности.

Оксиды MO — твердые белые тугоплавкие вещества, устойчивые к воздействию высоких температур.

Проявляют основные свойства, кроме оксида бериллия, имеющего амфотерный характер.

Оксид магния малоактивен в реакции с водой, все остальные оксиды очень бурно взаимодействуют с ней:



Оксиды получают обжигом карбонатов:



В технике оксид кальция CaO называют *негашеной известью*, а MgO — *жженой магнезией*. Оба этих оксида используют в производстве строительных материалов.

Гидроксиды щелочноземельных металлов относятся к щелочам. Их растворимость в воде растет от Ca(OH)₂ к Ba(OH)₂. Эти гидроксиды получают взаимодействием соответствующего оксида с водой.

Реакция оксида кальция с водой сопровождается выделением большого количества теплоты и называется *гашением*

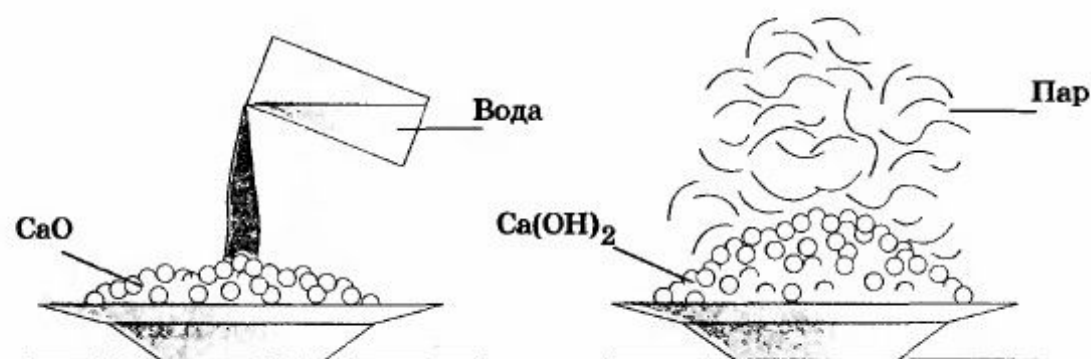
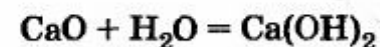


Рис. 11. Гашение извести

извести (рис. 11), а образующийся Ca(OH)₂ — *гашеной известью*:



Прозрачный раствор гидроксида кальция называется *известковой водой*, а белая взвесь Ca(OH)₂ в воде — *известковым молоком*. Гашеная известь широко используется в строительстве. Известковое молоко применяют в сахарной промышленности для очистки свекловичного сока.

Соли бериллия, магния и щелочноземельных металлов получают взаимодействием их с кислотами. Галогениды (фториды, хлориды, бромиды и иодиды) этих металлов — белые кристаллические вещества, большинство из них растворимо в воде.

Из сульфатов хорошо растворимы в воде только сульфаты бериллия и магния. Растворимость сульфатов уменьшается от BeSO₄ к BaSO₄. Карбонаты этих металлов малорастворимы или совсем нерастворимы в воде.

Сульфиды щелочноземельных металлов, содержащие в малых количествах примеси тяжелых металлов, после предварительного освещения начинают светиться различным цветом — красным, оранжевым, голубым, зеленым. Они входят в состав специальных светящихся красок, которые называют *фосфорами*. Их используют для изготовления светящихся дорожных знаков, циферблатов и т. п.

Рассмотрим наиболее важные соединения элементов главной подгруппы II группы периодической системы.

CaCO₃ — карбонат кальция — одно из самых распространенных на Земле соединений. Вам хорошо известны такие содержащие его минералы, как мел, мрамор, известняк.

Самый важный из этих минералов — известняк, без которого не обходится ни одно строительство. Во-первых, он сам является прекрасным строительным камнем (вспомните знаме-

нитые одесские катакомбы — бывшие каменоломни, в которых добывали камень для строительства города), во-вторых, это сырье для получения других материалов: цемента, гашеной и негашеной извести, стекла и др.

Известковой щебенкой укрепляют дороги, а порошком — уменьшают кислотность почв.

Природный мел представляет собой остатки раковин древних животных (рис. 12). Один из примеров его использования вы хорошо знаете — это школьные мелки, зубные пасты. Мел применяют в производстве бумаги и резины, а также для побелки.

Мрамор — это минерал скульпторов, архитекторов и облицовщиков. Из него создавал свои прекрасные творения Микеланджело (рис. 13), стены всемирно известного индийского мавзолея Тадж-Махал выложены из мрамора, им же облицованы многие станции московского метро.

$MgCO_3$ — карбонат магния, необходим в производстве стекла, цемента, кирпича, а также в металлургии для перевода пустой породы, т. е. не содержащей соединения металла, в шлак.

$CaSO_4$ — сульфат кальция, встречается в природе в виде минерала *гипса* $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, представляющего собой кристаллогидрат. Используется в строительстве, в медицине для наложения неподвижных гипсовых повязок, для получения слепков.

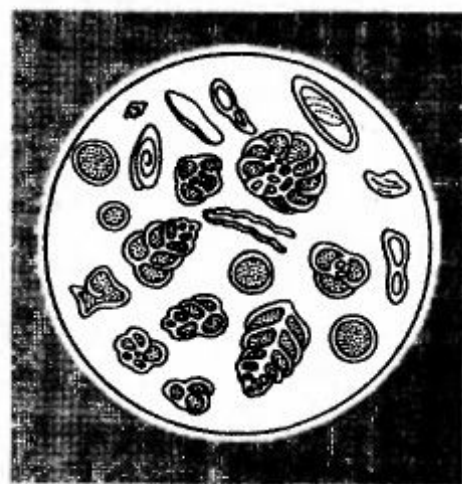


Рис. 12. Мел под микроскопом

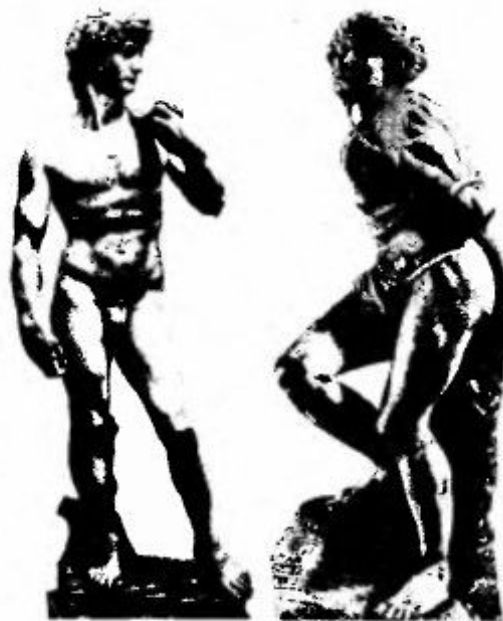
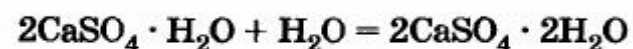


Рис. 13. Скульптуры Микеланджело (мрамор): «Раб, рвущий путь» (справа), «Давид» (слева)

Для этого применяют полуводный гипс $2CaSO_4 \cdot H_2O$ — алебастр, который при взаимодействии с водой образует двухводный гипс:



Эта реакция идет с выделением теплоты.

$MgSO_4$ — сульфат магния, известный под названием горькая, или английская, соль, используемый в медицине в качестве слабительного средства. Содержится в морской воде и придает ей горький вкус.

$BaSO_4$ — сульфат бария благодаря нерастворимости и способности задерживать рентгеновские лучи применяется в рентгенодиагностике («баритовая каша») при заболеваниях желудочно-кишечного тракта.

$Ca_3(PO_4)_2$ — фосфат кальция, входит в состав фосфоритов (горная порода) и апатитов (минерал), а также в состав костей и зубов. В организме взрослого человека содержится более 1 кг кальция в виде соединения $Ca_3(PO_4)_2$.

Кальций имеет важное значение для живых организмов, это материал для постройки костных скелетов. Он играет существенную роль и в самих процессах жизнедеятельности: ионы кальция регулируют работу сердца, участвуют в процессах свертывания крови.

На долю кальция приходится более 1,5% от массы тела человека, 98% кальция содержится в костях скелета. Однако кальций не только делает наши кости крепче, но и способствует работе нервной системы. При недостатке кальция руки теряют способность удерживать предметы, мышцы начинают судорожно сокращаться, кровь перестает свертываться, нервная система приходит в негодность, а сердечная мышца отказывается нормально работать.

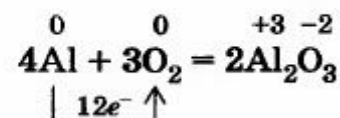
Чтобы не было проблем со здоровьем из-за нехватки кальция, здоровый человек должен получать в день 1,5 г его. Необходимо при этом помнить, что организм усваивает кальций только в присутствии жиров: на каждые 0,06 г кальция нужно съесть 1 г жира. Наибольшее количество кальция содержится в сыре, твороге, петрушке, салате и других продуктах.

Магний также является необходимым биоэлементом, играя роль стимулятора обмена веществ, содержится в печени, костях, крови, нервной ткани и мозге. Магния в человеческом организме намного меньше, чем кальция, — всего около 40 г. Однако ему отведена очень важная роль: ионы магния «сшивают» молекулы белка в клубочки, обеспечивая тем самым присутствующую для живых организмов структуру этих молекул. Магний

0,01 мм. Обладает очень большой электрической проводимостью и теплопроводностью. Образует с другими металлами легкие и прочные сплавы.

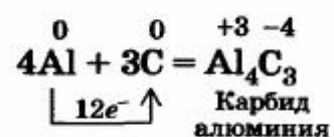
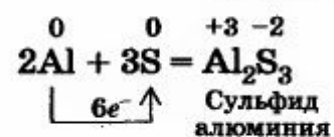
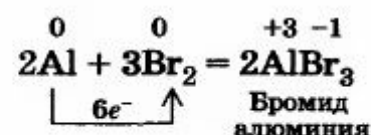
Алюминий — очень активный металл. В ряду напряжений он находится сразу же после щелочных и щелочноземельных металлов. Однако при комнатной температуре на воздухе алюминий не изменяется, поскольку его поверхность покрыта очень прочной тонкой пленкой оксида, которая защищает металл от воздействия компонентов воздуха и воды.

Если порошок алюминия или тонкую алюминиевую фольгу сильно нагреть, то они воспламеняются и сгорают ослепительным пламенем:

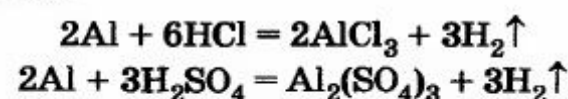


Эту реакцию вы наблюдаете при горении бенгальских огней и фейерверков.

Алюминий, как и все металлы, легко реагирует с неметаллами, особенно в порошкообразном состоянии. Для того чтобы началась реакция, необходимо первоначальное нагревание, за исключением реакций с галогенами — хлором и бромом, зато потом все реакции алюминия с неметаллами идут очень бурно и сопровождаются выделением большого количества теплоты:



Алюминий хорошо растворяется в разбавленных серной и соляной кислотах:



А вот концентрированные серная и азотная кислоты *пассивируют* алюминий, образуя на поверхности металла плотную,

прочную оксидную пленку, которая препятствует дальнейшему протеканию реакции. Поэтому эти кислоты перевозят в алюминиевых цистернах.

Как вы уже знаете, оксид и гидроксид алюминия обладают амфотерными свойствами, поэтому алюминий растворяется в водных растворах щелочей, образуя соли — *алюминаты*:

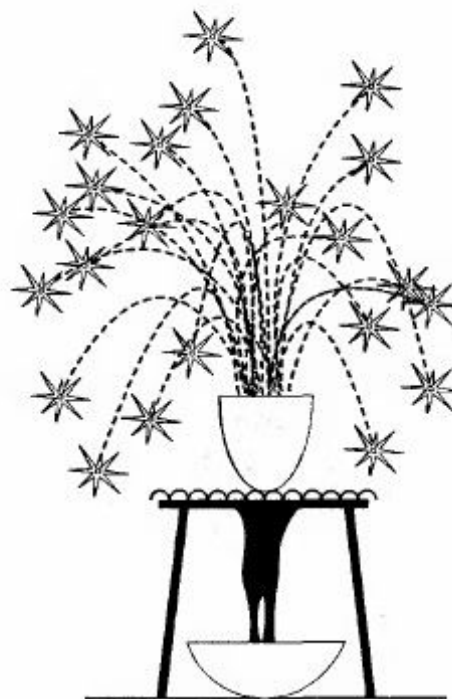
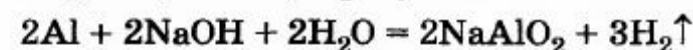
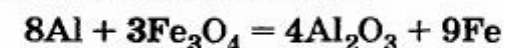


Рис. 14. Восстановление алюминием железа из его оксида

Алюминий широко используется в металлургии для получения металлов — хрома, марганца, ванадия, титана, циркония из их оксидов. Как вы помните, этот способ носит название *алюминотермии*. На практике часто применяется *термит* — смесь Fe_3O_4 с порошком алюминия. Если эту смесь поджечь, например, с помощью магниевой ленты, то происходит энергичная реакция с выделением большого количества теплоты (рис. 14):



Выделяющейся теплоты вполне достаточно для полного расплавления образующегося железа, поэтому этот процесс используют для сварки стальных изделий.

Алюминий очень прочно связан в природных соединениях с кислородом и другими элементами, и выделить его из этих соединений химическими методами очень трудно. Алюминий можно получить электролизом — разложением расплава его оксида Al_2O_3 на составные части с помощью электрического тока. Но температура плавления оксида алюминия около 2050°C , поэтому для проведения электролиза необходимы большие затраты энергии.

Технически доступным металлом алюминий стал после того, как был найден способ понизить температуру плавления оксида алюминия хотя бы до 1000°C . Этот способ открыли в 1886 г. американский и французский ученые Ч. Холл и П. Эру, которые установили, что оксид алюминия хорошо растворяется в расплавленном криолите, формула которого Na_3AlF_6 . Расплав

оксида алюминия в криолите подвергают электролизу на алюминиевых заводах.

Мировое производство алюминия постоянно растет. Он оттеснил на третье и последующие места медь и другие цветные металлы и стал вторым по значению металлом продолжающегося железного века. Алюминий почти вдвое легче стали и устойчив к коррозии, поэтому выгоднее стали в тех областях применения, где требуются эти свойства (рис. 15).

Соединения алюминия. В природе алюминий встречается только в виде соединений и по распространенности в земной коре занимает первое место среди металлов и третье — среди всех элементов (после кислорода и кремния). Общее содержание алюминия в земной коре составляет около 9% (по массе).

Укажем важнейшие природные соединения алюминия.

Алюмосиликаты. Эти соединения можно рассматривать как соли, образованные оксидами алюминия, кремния, щелочных и щелочноземельных металлов. Они и составляют основную массу земной коры. В частности, алюмосиликаты входят в состав полевых шпатов — наиболее распространенных минералов и глин.

Боксит — горная порода, из которой получают алюминий. Она содержит оксид алюминия Al_2O_3 .

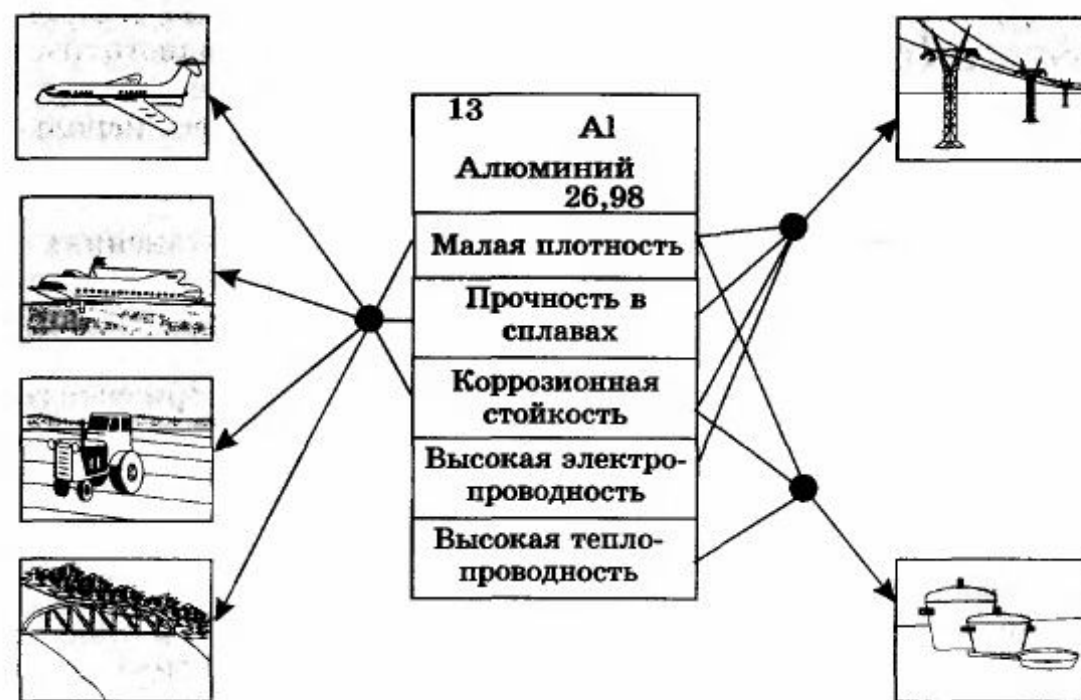


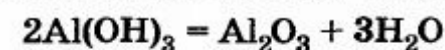
Рис. 15. Основные области применения алюминия и его сплавов

Корунд — минерал состава Al_2O_3 , обладает очень высокой твердостью, его мелкозернистая разновидность, содержащая примеси, — наждак, применяется как абразивный (шлифовочный) материал.

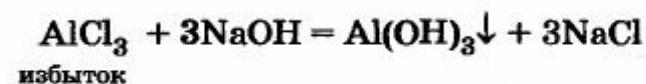
Эту же формулу имеет и другое природное соединение — глинозем.

Хорошо известны прозрачные окрашенные примесями кристаллы корунда: красные — рубины и синие — сапфиры, которые используют как драгоценные камни. В настоящее время их получают искусственно и применяют не только для украшений, но и для технических целей, например, для изготовления деталей часов и других точных приборов. Кристаллы рубинов применяют в лазерах.

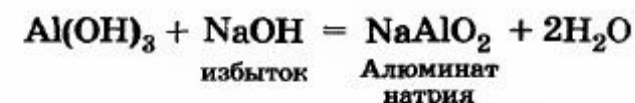
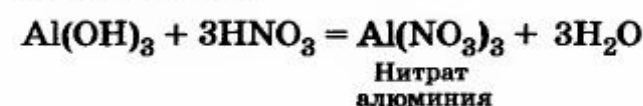
Оксид алюминия Al_2O_3 — белое вещество с очень высокой температурой плавления. Может быть получен разложением при нагревании соответствующего ему гидроксида алюминия:



Гидроксид алюминия $Al(OH)_3$ выпадает в виде студенистого осадка при действии щелочей на растворы солей алюминия, например:



Как амфотерный гидроксид он легко растворяется в кислотах и в растворах щелочей:



Алюминатами называют соли неустойчивых *алюминиевых кислот* — ортоалюминиевой H_3AlO_3 и метаалюминиевой $HAIO_2$ (ее можно рассматривать как ортоалюминиевую кислоту, от молекулы которой отняли молекулу воды). К природным алюминатам относится благородная шпинель (она украшает историческую реликвию — корону российских императоров) и драгоценный хризоберилл.

Соли алюминия, кроме фосфатов, хорошо растворимы в воде. Некоторые соли (сульфиды, сульфиты) разлагаются водой.

Хлорид алюминия $AlCl_3$ применяют в качестве катализатора в производстве очень многих органических веществ.

Открытие алюминия. Алюминий был впервые получен датским физиком Х. Эрстедом в 1825 г. Название этого элемента происходит от лат. *алюмен*, так в древности назывались квасцы, которые использовали для крашения тканей.



1. Строение атома алюминия. 2. Физические и химические свойства алюминия: образование бромида, сульфида, карбида, оксида, алюминатов. 3. Алюминотермия. 4. Получение алюминия электролизом. 5. Области применения алюминия. 6. Природные соединения алюминия: алюмосиликаты (глина и полевые шпаты), корунд (рубин, сапфир, наждак). 7. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия.

1

Почему в алюминиевой посуде нельзя хранить щелочные или кислые растворы?

2

Какое соединение алюминия могло послужить материалом для гиперболоида инженера Гарина в романе А. Толстого?

3

Какую химическую реакцию положил в основу рассказа «Бенгальские огни» его автор Н. Носов?

4

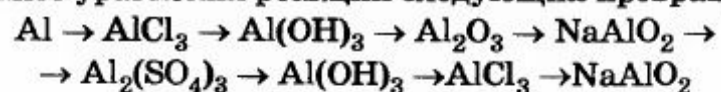
На каких физических и химических свойствах основано применение в технике алюминия и его сплавов?

5

Напишите в ионном виде уравнения реакций между растворами сульфата алюминия и гидроксида калия при недостатке и избытке последнего.

6

Напишите уравнения реакций следующих превращений:



Реакции, идущие с участием электролитов, запишите в ионной форме. Первую реакцию рассмотрите как окислительно-восстановительный процесс.

7

Какой объем водорода может быть получен при растворении в едком натре 270 мг сплава алюминия, содержащего 20% меди? Выход водорода примите равным 85% от теоретически возможного.

ишите сочинение на тему «Художественный образ вева или химического процесса», используя свои знания химии алюминия.

§ 14 Железо

Строение и свойства атомов. Железо Fe — элемент побочной подгруппы VIII группы и 4-го периода Периодической системы Д. И. Менделеева. Атомы Fe устроены несколько differently от атомов элементов главных подгрупп. Как и положено элементу 4-го периода, атомы железа имеют четыре энергетических уровня, но заполняется у них не последний, а предпоследний, третий от ядра, уровень. На последнем же уровне атомы железа содержат два электрона. На предпоследнем уровне, который может вместить 18 электронов, у атома железа находятся 14 электронов. Следовательно, распределение электронов по уровням в атомах железа таково: $2e^-$; $8e^-$; $14e^-$; $2e^-$.

Подобно всем металлам, атомы железа проявляют восстановительные свойства, отдавая при химических взаимодействиях не только два электрона с последнего уровня и приобретая степень окисления +2, но и электрон с предпоследнего уровня, при этом степень окисления атома повышается до +3.

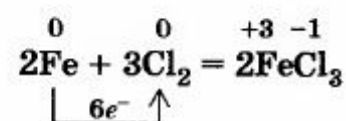
Железо — простое вещество. Это серебристо-белый блестящий металл с температурой плавления 1539°C . Очень пластичный, поэтому легко обрабатывается, куется, прокатывается, штампуется. Железо обладает способностью намагничиваться и размагничиваться, поэтому применяется в качестве сердечников электромагнитов в различных электрических машинах и аппаратах. Ему можно придать большую прочность и твердость методами термического и механического воздействия, например, с помощью закалки и прокатки.

Различают *технически чистое* и *химически чистое* железо. Технически чистое железо, по сути, представляет собой низкоуглеродистую сталь, оно содержит 0,02—0,04% углерода, а кислорода, серы, азота и фосфора — еще меньше. Химически чистое железо содержит менее 0,01% примесей. Из технического чистого железа сделаны, например, канцелярские скрепки и кнопки. Такое железо легко корродирует, в то время как химически чистое железо почти не подвергается коррозии.

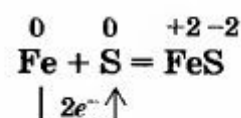
Первые образцы железа, попавшего в руки человека, очевидно, были метеоритного происхождения. О знакомстве человека в древности с железом космического происхождения говорит факт наличия у жителей Гренландии, не имевших никакого понятия о железной руде, изделий из железа. Алхимики обозначали железо в виде копья и щита — характерных атрибутов бога войны Марса.

В настоящее время железо — это основа современной техники и сельскохозяйственного машиностроения, транспорта и средств связи, космических кораблей и вообще всей современной цивилизации. Большинство изделий, начиная от швейной иглы и кончая космическими аппаратами, не может быть изготовлено без применения железа.

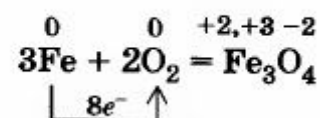
Переходя к описанию химических свойств железа, повторим, что оно может проявлять степени окисления +2 и +3, соответственно железо дает два ряда соединений. Число электронов, которое атом железа отдает при химических взаимодействиях, зависит от окислительной способности реагирующих с ним веществ. Например, с галогенами железо образует галогениды, в которых оно имеет степень окисления +3:



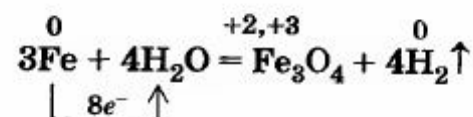
а с серой — сульфид железа(II):



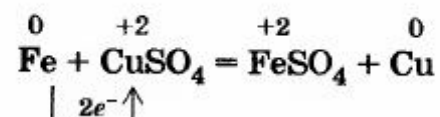
Раскаленное железо сгорает в кислороде с образованием железной окалины:



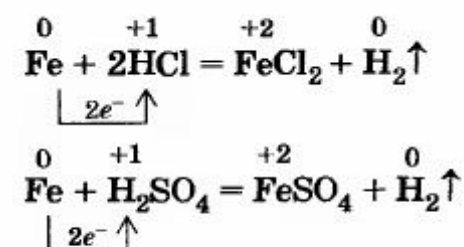
При высокой температуре (700—900 °С) железо реагирует с парами воды:



В соответствии с положением железа в электрохимическом ряду напряжений оно может вытеснять металлы, стоящие правее него, из водных растворов их солей, например:



В разбавленных соляной и серной кислотах железо растворяется, т. е. окисляется ионами водорода:



Растворяется железо и в разбавленной азотной кислоте, при этом образуются нитрат железа(III), вода и продукт восстановления азотной кислоты — N₂, NO или NH₃(NH₄NO₃) в зависимости от концентрации кислоты.

Соединения железа. По распространенности в земной коре железо занимает четвертое место среди всех элементов (после кислорода, кремния и алюминия).

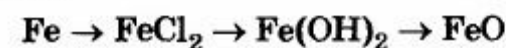
В природе железо образует ряд минералов. Это магнитный железняк (магнетит) Fe₃O₄, красный железняк (гематит) Fe₂O₃, бурый железняк (лимонит) 2Fe₂O₃ · 3H₂O.

Все они используются в черной металлургии для производства чугуна и стали.

Еще одно природное соединение железа — железный, или серный, колчедан (пирит) FeS₂, не служит железной рудой для получения металла, но применяется для производства серной кислоты.

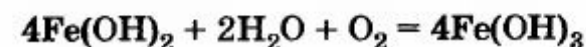
Как уже было сказано выше, для железа характерны два ряда соединений: соединения железа(II) и железа(III).

Оксид железа(II) FeO и соответствующий ему гидроксид железа(II) Fe(OH)₂ получают косвенно, в частности по следующей цепи превращений:

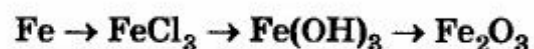


Оба соединения имеют ярко выраженные основные свойства.

Катионы железа(II) Fe²⁺ легко окисляются кислородом воздуха или другими окислителями до катионов железа(III) Fe³⁺. Поэтому белый осадок гидроксида железа(II) Fe(OH)₂ на воздухе сначала приобретает зеленую окраску, а затем становится бурым, превращаясь в гидроксид железа(III):



Оксид железа(III) Fe_2O_3 и соответствующий ему гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ также получают косвенно, например по цепочке:



Из солей железа наибольшее техническое значение имеют сульфаты и хлориды.

Кристаллогидрат сульфата железа(II) $\text{FeSO} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, известный под названием *железный купорос*, применяют для борьбы с вредителями растений, для приготовления минеральных красок и в других целях.

Хлорид железа(III) FeCl_3 используют в качестве протравы при крашении тканей.

Сульфат железа(III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ применяется при очистке воды и в других целях.

Для распознавания соединений железа(II) и (III) проводят *качественные реакции* на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} . Качественной реакцией на ионы Fe^{2+} служит реакция солей железа(II) с соединением

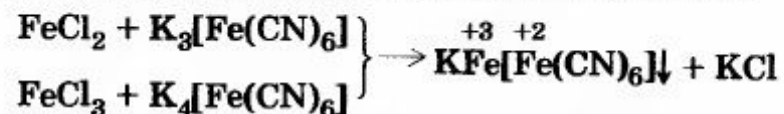
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, называемым *красной кровяной солью*. Соединения такого типа вам еще не знакомы. Это особая группа солей, которые называются *комплексными*¹. С ними вы будете знакомиться в старших классах. Пока же вам нужно усвоить, как диссоциируют такие соли:



Реактивом на ионы Fe^{3+} является другое комплексное соединение — *желтая кровяная соль* — $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, которая в растворе диссоциирует аналогично:

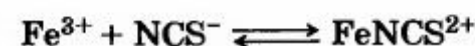


Если к растворам, содержащим ионы Fe^{2+} или Fe^{3+} , прилить, соответственно, растворы красной кровяной соли (реактив на Fe^{2+}) и желтой кровяной соли (реактив на Fe^{3+}), то в обоих случаях выпадает одинаковый синий осадок:



¹ При взаимодействии гидроксидов и оксидов алюминия с гидроксидом натрия также образуются комплексные соли $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ и $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, состав которых мы записывали в более простой форме.

Для обнаружения ионов Fe^{3+} еще используют взаимодействие солей железа(III) с роданидом калия KNCS или аммония NH_4NCS . При этом образуется ярко окрашенный ион FeNCS^{2+} , в результате чего весь раствор приобретает интенсивно-красный цвет:



Роль железа в жизнедеятельности живых организмов очень велика. Оно входит в состав гемоглобина крови, который осуществляет перенос кислорода от органов дыхания к другим органам и биологическим тканям.

Окраску крови придают именно соединения железа. Если лишить железа растения и животных, то они изменяют свою окраску. Как человек бледнеет, когда не хватает гемоглобина в крови, так и растение, растущее при недостатке железа в почве, будет бледным или даже бесцветным. Поэтому соединения железа издавна применяются для лечения малокровия, при истощении, упадке сил.

Для человека и животных источником железа служат растения. В зеленых овощах, таких, как шпинат, салат, капуста, железа много. Чем интенсивнее окрашены растения и животные, тем больше в них железа. Так, розовая вишня содержит наполовину меньше железа, чем черная. Светло-зеленый капустный лист в шесть раз беднее железом, чем зеленый. В говядине железа больше, чем в телятине.



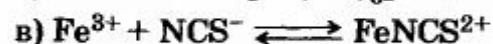
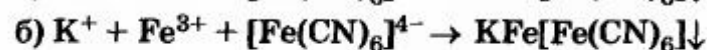
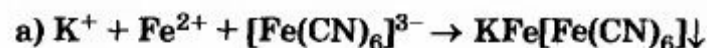
1. Строение атома железа. Степени окисления железа: +2, +3.
2. Физические и химические свойства железа. Образование хлоридов железа(II) и (III), взаимодействие с серой, кислородом, водой, кислотами, солями.
3. Железо в природе, минералы железа (магнитный, бурый и красный железняки).
4. Соединения катионов железа Fe^{2+} и Fe^{3+} .
5. Качественные реакции на Fe^{2+} и Fe^{3+} и реактивы: желтая и красная кровяная соли, роданид калия.

1

Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих генетические ряды соединений Fe^{2+} и Fe^{3+} . Первые реакции каждого ряда охарактеризуйте с позиций окисления-восстановления, а реакции с участием электролитов запишите также в ионном виде.

2

Напишите по два молекулярных уравнения, соответствующих следующим сокращенным ионным уравнениям:



Как называются эти реакции? Напишите названия реактивов.

3

Используя дополнительную литературу (словари русского языка, химические словари и др.), подготовьте рассказ о происхождении названий реактивов и продуктов качественных реакций на Fe^{2+} и Fe^{3+} .

4

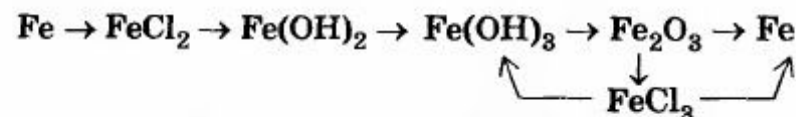
Сместится ли химическое равновесие следующего обратимого процесса:



при повышении давления? Ответ обоснуйте.

5

Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Первое и последнее превращение рассмотрите с позиций окисления-восстановления. Реакции с участием электролитов напишите в молекулярной и ионных формах.

6

Напишите три уравнения реакций железа с разбавленной азотной кислотой, в которых продуктом восстановления кислоты будет соответственно N_2 , NO , NH_4NO_3 . При уравнении записей реакции используйте метод электронного баланса. Определите окислитель и восстановитель в этих реакциях.

7

Какой объем оксида углерода(II) потребуется для восстановления железа из 2,32 т магнитного железняка, содержащего 5% пустой породы? Какое количество вещества железа при этом получится, если выход его составляет 80% от теоретически возможного?

8

Используя свои знания по химии железа, напишите сочинение на тему «Художественный образ вещества или химического процесса».

Химический практикум I

Свойства металлов и их соединений

Практическая работа № 1. Определение выхода продукта реакции

В а р и а н т 1. *Определение выхода водорода при взаимодействии цинка с соляной кислотой.*

Взвесьте выданный вам образец цинка (порошок или опилки). Рассчитайте объем водорода, который может быть получен при растворении этой навески цинка в соляной кислоте (теоретически возможный объем водорода $V_{\text{H}_2(\text{теор})}$).

Соберите прибор для получения газов и проверьте его на герметичность. Поместите навеску цинка в пробирку прибора и прилейте к цинку выданный вам раствор соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой с резиновым наконечником и конец газоотводной трубки быстро подведите к отверстию мерного сосуда (пробирки или цилиндра), наполненного водой и опрокинутого в кристаллизатор с водой. Подождите до полного окончания растворения цинка и прекращения выделения водорода. Не вынимая мерного сосуда из воды, установите его вертикально и по делениям на сосуде определите объем собранного водорода (практический объем водорода $V_{\text{H}_2(\text{практ})}$).

Рассчитайте выход водорода (в процентах) от теоретически возможного по формуле:

$$W = \frac{V_{\text{H}_2(\text{практ})}}{V_{\text{H}_2(\text{теор})}} \cdot 100\%$$

В а р и а н т 2. *Определение выхода водорода при взаимодействии кальция с водой.*

Взвесьте выданный вам образец металла и вычислите массу чистого кальция, приняв долю примесей (например, оксида кальция) в образце равной 12%.

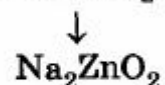
Проведите операции, аналогичные описанным, и рассчитайте выход собранного вами водорода.

Практическая работа № 2. Осуществление цепочки химических превращений

В а р и а н т 1. $MgCO_3 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_4$

В а р и а н т 2. $CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$

В а р и а н т 3. $ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnCl_2$



Проведите реакции, в которых осуществляются записанные химические превращения. Составьте уравнения соответствующих реакций. Реакции ионного обмена запишите также в ионной форме.

Практическая работа № 3. Экспериментальные задачи по распознаванию и получению веществ

В выданных вам трех пробирках — варианты 1, 2 или 3 — содержатся твердые вещества, а в трех других — вариант 4 — растворы веществ.

В а р и а н т 1
а) гидроксид натрия;
б) карбонат калия;
в) хлорид бария.

В а р и а н т 2
а) карбонат кальция;
б) сульфат натрия;
в) хлорид калия.

Опытным путем определите, в какой пробирке находится каждое из выданных вам веществ. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

После этой части работы выполните одну-две экспериментальные задачи из следующего перечня (по указанию учителя).

Задача 1. Докажите опытным путем, что железный купорос, образец которого вам выдан, содержит примесь сульфата железа(III).

Задача 2. Получите оксид железа(III), исходя из хлорида железа(III).

В а р и а н т 3
а) нитрат бария;
б) сульфат натрия;
в) карбонат кальция.

В а р и а н т 4
а) хлорид натрия;
б) хлорид алюминия;
в) хлорид железа(III).

Задача 3. Получите раствор алюмината натрия, исходя из алюминия.

Задача 4. Получите хлорид железа(II), исходя из железа.

Практическая работа № 4. Качественные реакции на ионы металлов

Задание 1. В математике действует правило — «От перемены мест слагаемых сумма не изменяется». Справедливо ли оно для химии? Проверьте это на примере следующего опыта.

Получите гидроксид алюминия по реакции обмена и докажите его амфотерный характер. Для этого вы можете использовать реакцию:

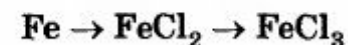


Проведите эту реакцию в двух вариантах: сначала к раствору одного из исходных веществ (реагенту) прибавляйте по каплям раствор другого реагента, затем поменяйте последовательность введения в реакцию реагентов. Наблюдайте, в каком случае выпадет осадок, а в каком — нет.

Объясните результаты и запишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионной формах.

Задание 2. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав хлорида кальция. Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Задание 3. Осуществите превращения:



Напишите уравнения соответствующих реакций и рассмотрите их с позиций окисления-восстановления. Проведите качественные реакции, подтверждающие наличие продуктов реакций. Для осуществления второго превращения используйте хлорную воду. Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Задание 4. Получите сульфат железа(II) не менее чем тремя способами. Уравнения реакций ионного обмена запишите в ионной и молекулярной формах, а реакции замещения рассмотрите с позиций окисления-восстановления.

Задание 5. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав сульфата железа(II). Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.

Глава вторая

Неметаллы

§ 15 Неметаллы: атомы и простые вещества. Кислород, озон, воздух

Все химические элементы разделяют на металлы и неметаллы в зависимости от строения и свойств их атомов. Также на металлы и неметаллы классифицируют образуемые элементами простые вещества, исходя из их физических и химических свойств.

С металлами вы познакомились в предыдущей главе. Теперь перейдем к рассмотрению неметаллов.

Само слово «неметаллы» указывает, что свойства неметаллических элементов и соответствующих им простых веществ противоположны свойствам металлов.

Если для атомов металлов характерны сравнительно большие радиусы и небольшое число электронов на внешнем уровне ($1e^- - 3e^-$), атомам неметаллов, наоборот, свойственны небольшие радиусы атомов и число электронов на внешнем энергетическом уровне от 4 до 8 (у бора этих электронов 3, но атомы этого элемента имеют очень небольшой радиус). Отсюда и стремление атомов металлов к отдаче внешних электронов, т. е. *восстановительные* свойства, а для атомов неметаллов — стремление к приему недостающих до заветной восьмерки электронов, т. е. *окислительные* свойства.

Среди 109 известных сегодня химических элементов (из них 88 элементов найдено в природе) к неметаллам относят 22 элемента. О расположении металлов и неметаллов в периодической системе элементов мы уже рассказывали в предыдущей главе. Здесь еще раз отметим, что металлы в периодической системе расположены в основном под диагональ В—Ат, а неметаллы — по этой диагонали и над ней.

Свойства простых веществ, образуемых неметаллами, отличаются большим разнообразием. Хотя по сравнению с металлами неметаллов гораздо меньше, для них трудно выделить общие

характерные признаки. Судите сами: водород H_2 , кислород и озон O_2 и O_3 , фтор F_2 , хлор Cl_2 , азот N_2 — газы при обычных условиях, бром Br_2 — жидкость, а бор, углерод (алмаз, графит), кремний, фосфор (красный и белый), сера (пластическая и ромбическая), селен, теллур, иод I_2 , астат — твердые вещества.

Если для подавляющего большинства металлов характерен серебристо-белый цвет, то окраска неметаллов — простых веществ охватывает все цвета спектра: красный (красный фосфор, красно-бурый жидкий бром), желтый (сера), зеленый (хлор — желто-зеленый газ), фиолетовый (пары иода).

Температуры плавления неметаллов также лежат в очень широком интервале: от $3800^\circ C$ у графита до $-210^\circ C$ у азота. Эта особенность свойств неметаллов является следствием образования ими двух типов кристаллических решеток: молекулярной (O_2 , N_2 , галогены, белый фосфор и др.) и атомной (алмаз, графит, кремний, бор и др.). Разным строением кристаллических решеток объясняется и явление аллотропии (*вспомните, что это такое*). Например, элемент фосфор образует простое вещество с молекулярной кристаллической решеткой — белый фосфор, молекулы которого имеют состав P_4 , и простое вещество с атомной кристаллической решеткой — красный фосфор Р.

Вторая причина аллотропии связана с разным числом атомов в молекулах простых веществ. Типичный пример — простые вещества, образуемые кислородом: обычный кислород O_2 и озон O_3 .

В отличие от бесцветного кислорода O_2 , не имеющего запаха, озон — это светло-синий газ с сильным запахом. Вы уже знаете из курса прошлого года, что примесь озона в воздухе, появляющаяся после грозы, дает ощущение приятной свежести; содержится озон и в воздухе сосновых лесов и морского побережья.

В природе озон образуется при электрических разрядах или окислении органических смолистых веществ, а также при действии ультрафиолетовых лучей на кислород. В лаборатории его получают в специальных приборах — *озонаторах* при действии на кислород тихим (без искр) электрическим разрядом (рис. 16).

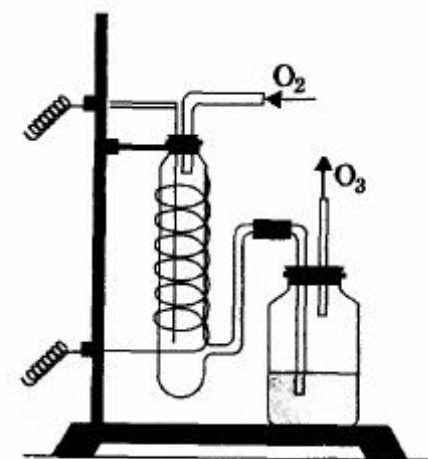
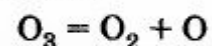


Рис. 16. Озонатор

Озон — гораздо более сильный окислитель, чем кислород. Его молекулы распадаются при обычной температуре с отщеплением атомарного кислорода:



На сильной окислительной способности озона основано его применение: отбеливание тканей, удаление запаха у жиров и масел, дезинфекция воздуха в помещениях, обеззараживание питьевой воды.

Озон имеет очень большое значение для сохранения всего живого на нашей планете. Напомним, что *озоновый пояс* Земли, расположенный на высоте 20—25 км, задерживает губительные ультрафиолетовые лучи, которые разрушительно действуют на клетки живых организмов. Поэтому понятно, как важно сохранить этот весьма чувствительный к действию различных химических веществ «озоновый щит» планеты от разрушения.

Озон относят к переменным составляющим воздуха. Еще в конце XVIII в. Лавуазье установил, что воздух не простое вещество, а смесь газообразных неметаллов: азота — N_2 (на его долю приходится $\frac{4}{5}$ объема воздуха) и кислорода — O_2 (с объемной долей $\frac{1}{5}$). В дальнейшем представления о составе воздуха были уточнены. В настоящее время различают постоянные, переменные и случайные составные части воздуха.

П о с т о я н н ы е составные части воздуха — это кислород, азот и благородные газы (аргон, неон и т. п.), содержание их в воздухе одинаково везде у поверхности Земли (табл. 6).

Состав воздуха

Таблица 6

Составные части	Содержание газов (в %)	
	по объему	по массе
Азот N_2	78,2	75,50
Кислород O_2	20,95	23,20
Благородные газы (в основном аргон)	0,94	1,30

П е р е м е н н ы е составные части воздуха — это углекислый газ (около 0,03% по объему), водяные пары и озон. Содержание их может сильно изменяться в зависимости от природных и промышленных условий.

К с л у ч а й н ы м составным частям воздуха относят пыль, микроорганизмы, пыльцу растений, некоторые газы, в том числе и те, которые образуют кислотные дожди: оксиды серы, азота и др.

Воздух, свободный от переменных и случайных составных частей, прозрачен, лишен цвета, вкуса и запаха, 1 л его при н. у. имеет массу 1,29 г, а 22,4 л, т. е. молярный объем, весит 29 г.

Воздух — это океан из газов, на дне которого живут люди, животные и растения. Он необходим для дыхания и фотосинтеза. Растворенный в воде кислород воздуха служит для дыхания обитателей водной среды (рыб, водных растений).

Велика роль воздуха в процессах выветривания (разрушения) горных пород и для почвообразования. Под действием воздуха и бактерий минерализуются органические остатки — отжившие органические вещества превращаются в минеральные соединения и снова усваиваются растениями.

Из жидкого воздуха получают азот и кислород, используя разные температуры их кипения (при перегонке сжиженного воздуха первым испаряется азот).



1. Элементы-металлы и элементы-неметаллы. Строение атомов неметаллов. 2. Простые вещества-металлы и простые вещества-неметаллы. 3. Аллотропия. Кислород и озон. 4. Состав воздуха.



1. Определите, во сколько раз тяжелее (легче) воздуха кислород, углекислый газ, водород, т. е. определите относительную плотность этих газов по воздуху $D_{\text{возд}}$.



2. Зная объемный состав воздуха, найдите количество (т. е. число молей) каждого газа: азота и кислорода — в 100 л воздуха при н. у.



3. Определите число молекул а) кислорода, б) азота, содержащихся в 22,4 л воздуха при н. у.



4. Какой объем воздуха (н. у.) потребуется для сжигания 20 м³ сероводорода, если при этом образуются вода и оксид серы(IV)? Какова масса этого воздуха?



5. Приготовьте сообщение о применении кислорода.



6. Что такое озоновые дыры? Как предупредить их появление?

§ 16

Химические элементы в клетках живых организмов

В составе веществ, образующих клетки всех живых организмов (человека, животных, растений), обнаружено более 70 элементов. Эти элементы принято делить на две группы: макроэлементы и микроэлементы.

Макроэлементы содержатся в клетках в больших количествах. В первую очередь, это углерод, кислород, азот и водород. В сумме они составляют почти 98% всего содержимого клетки. Кроме названных элементов к макроэлементам относят также магний, калий, кальций, натрий, фосфор, серу и хлор. Суммарное их содержание 1,9%. Таким образом, на долю остальных химических элементов приходится около 0,1%. Это микроэлементы. К ним относят железо, цинк, марганец, бор, медь, иод, кобальт, бром, фтор, алюминий и др.

В молоке млекопитающих обнаружено 23 микроэлемента: литий, рубидий, медь, серебро, барий, стронций, титан, мышьяк, ванадий, хром, молибден, иод, фтор, марганец, железо, кобальт, никель и др.

В состав крови млекопитающих входит 24 микроэлемента, а в состав головного мозга человека — 18 микроэлементов.

Как можно заметить, в клетке нет каких-либо особенных элементов, характерных только для живой природы, т. е. на а т о м н о м у р о в н е различий между живой и неживой природой нет. Эти различия обнаруживаются лишь на уровне сложных веществ — на молекулярном уровне. Так, наряду с неорганическими веществами (водой и минеральными солями) клетки живых организмов содержат вещества, характерные только для них, — органические вещества (белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты, витамины, гормоны и др.). Эти вещества построены в основном из углерода, водорода, кислорода и азота, т. е. из макроэлементов. Микроэлементы содержатся в этих веществах в незначительных количествах, тем не менее их роль в нормальной жизнедеятельности организмов огромна. Например, соединения бора, марганца, цинка, кобальта резко увеличивают урожайность отдельных сельскохозяйственных растений и повышают их сопротивляемость к различного рода заболеваниям.

Человек и животные получают нужные им для нормальной жизнедеятельности микроэлементы через растения, которыми питаются. Если в пище не хватает марганца, то возможна задержка роста, замедление наступления половой зрелости, нарушение обмена веществ при формировании скелета. Добавка долей миллиграмма солей марганца к суточному рациону животных устраняет эти заболевания.

Кобальт входит в состав витамина В₁₂, отвечающего за работу кроветворных органов. Недостаток кобальта в пище часто вызывает серьезное заболевание, которое приводит к истощению организма и даже к гибели.

Значение микроэлементов для человека впервые было выявлено при изучении такого заболевания, как эндемический зоб, которое вызывалось недостатком иода в пище и воде. Прием соли, содержащей иод, приводит к выздоровлению, а добавка его к пище в малых количествах предупреждает заболевание. С этой целью проводят иодирование пищевой поваренной соли, в которую добавляют 0,001—0,01% иодида калия.

В состав большинства биологических катализаторов-ферментов входят цинк, молибден и некоторые другие металлы. Эти элементы, содержащиеся в клетках живых организмов в очень малых количествах, обеспечивают нормальную работу тончайших биохимических механизмов, являются подлинными регуляторами процессов жизнедеятельности.

Многие микроэлементы содержатся в витаминах — органических веществах различной химической природы, поступающих в организм с пищей в малых дозах и оказывающих большое влияние на обмен веществ и общую жизнедеятельность организма. По своему биологическому действию они близки к ферментам, но ферменты образуются клетками организма, а витамины обычно поступают с пищей. Источниками витаминов служат растения: цитрусовые, шиповник, петрушка, лук, чеснок и многие другие. Некоторые витамины — А, В₁, В₂, К — получают синтетическим путем. Свое название витамины получили от двух слов: *vita* — жизнь и *амин* — содержащий азот.

Микроэлементы входят также в состав гормонов — биологически активных веществ, регулирующих работу органов и систем органов человека и животных. Название свое они берут от греческого слова *хармао* — побеждаю. Гормоны вырабатываются железами внутренней секреции и поступают в кровь, которая разносит их по всему организму. Некоторые гормоны получают синтетическим путем.



1. Макроэлементы и микроэлементы. 2. Роль микроэлементов в жизнедеятельности растений, животных и человека. 3. Органические вещества: белки, жиры, углеводы. 4. Ферменты. 5. Витамины. 6. Гормоны.



1 На каком уровне форм существования химического элемента начинается различие между живой и неживой природой?

2 Назовите вещества, которых нет в неживой природе.

3 Почему отдельные макроэлементы называют также биогенными? Перечислите их.

4 Почему заболевание щитовидной железы называют эндемическим зобом? Что такое эндемики? Назовите некоторые эндемики-растения и эндемики-животные.

5 Чем различаются витамины и ферменты? Что общего между ними?

6 Вспомните из курса анатомии некоторые гормоны, вырабатываемые железами внутренней секреции, и укажите их биологическое значение.

§ 17 Галогены

Строение и свойства атомов. Элементы главной подгруппы VII группы Периодической системы, объединенные под общим названием *галогены*, фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I, астат At (редко встречающийся в природе) — типичные неметаллы. Это и понятно, ведь их атомы содержат на внешнем энергетическом уровне семь электронов, и им недостает лишь одного электрона, чтобы завершить его. Атомы этих элементов при взаимодействии с металлами принимают электрон от атомов металлов. При этом возникает ионная связь и образуются соли. Отсюда общее название «галогены», т. е. «рождающие соли».

Галогены — очень сильные окислители. Фтор в химических реакциях проявляет только окислительные свойства, и для него характерна степень окисления -1 . Остальные галогены могут проявлять и восстановительные свойства при взаимодействии с более электроотрицательными элементами — фтором, кислородом, азотом, при этом степени их окисления могут принимать значения $+1$, $+3$, $+5$, $+7$. Восстановительные свойства галогенов усиливаются от хлора к иоду, что связано с ростом радиусов их атомов: атомы хлора примерно вдвое меньше, чем у иода.

Галогены — простые вещества. Все галогены существуют в свободном состоянии в виде двухатомных молекул с ковалентной неполярной химической связью между атомами. В твер-

дом состоянии F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 имеют молекулярные кристаллические решетки, что и подтверждается их физическими свойствами (табл. 7).

Физические свойства галогенов

Таблица 7

Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C
Фтор F_2	Газ, не сжижается при обычной температуре	Светло-желтый	Резкий, раздражающий	-220	-188
Хлор Cl_2	Газ, сжижающийся при обычной температуре под давлением	Желто-зеленый	Резкий, удушливый	-101	-34
Бром Br_2	Жидкость	Буровато-коричневый	Резкий, зловонный	-7	$+58$
Иод I_2	Твердое вещество	Черно-фиолетовый с металлическим блеском	Резкий	$+114$	$+186$

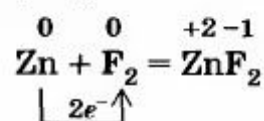
Как можно заметить, с увеличением молекулярной массы галогенов температуры плавления и кипения повышаются, возрастают плотности: бром — жидкость, иод — твердое вещество, фтор и хлор — газы. Это связано с тем, что с увеличением размеров атомов и молекул галогенов возрастают и силы межмолекулярного взаимодействия между ними.

От F_2 к I_2 усиливается интенсивность окраски галогенов.

Химическая активность галогенов, как неметаллов, от фтора к иоду ослабевает, у кристаллов иода появляется металлический блеск.

Каждый галоген является самым сильным окислителем в своем периоде. Окислительные свойства галогенов отчетливо проявляются при их взаимодействии с металлами. При этом,

как вы уже знаете, образуются соли (отсюда и название под-
группы). Так, фтор уже при обычных условиях реагирует с
большинством металлов, а при нагревании и с золотом, сереб-
ром, платиной, известными своей химической пассивностью.
Алюминий и цинк в атмосфере фтора воспламеняются:



Остальные галогены реагируют с металла-
ми в основном при нагревании. Так, в колбе,
наполненной хлором, красиво вспыхивают и
сгорают кристаллики измельченной сурьмы
(рис. 17), образуя при этом смесь двух хло-
ридов сурьмы(III) и (V):

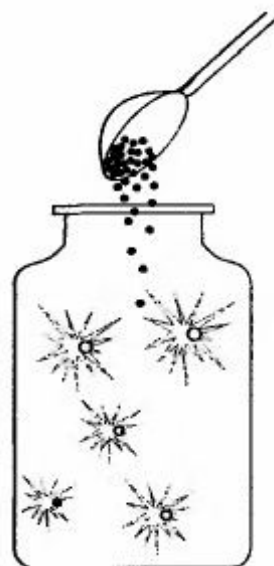
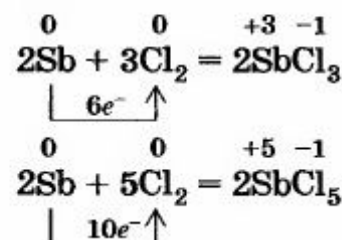
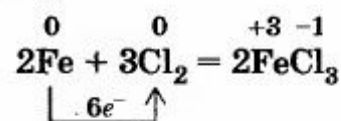


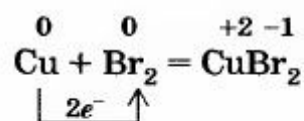
Рис. 17. Горение сурьмы в хлоре



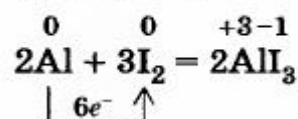
Нагретый порошок железа также заго-
рается при взаимодействии с хлором. Опыт
можно провести, как с сурьмой, но только
железные опилки нужно предварительно на-
калить в железной ложечке, а затем высы-
пать их небольшими порциями в колбу с хлором. Так как хлор
является сильным окислителем, то в результате реакции обра-
зуется хлорид железа(III):



В парах брома сгорает раскаленная медная проволока:



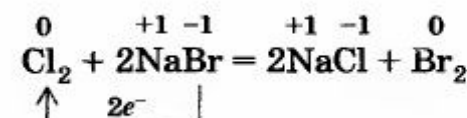
Иод окисляет металлы медленнее, но в присутствии воды,
которая является катализатором, реакция иода с порошком
алюминия протекает очень бурно:



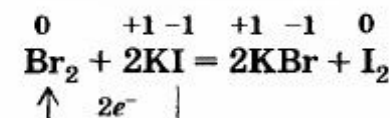
Реакция сопровождается выделением фиолетовых паров
иода (почему?).

Об уменьшении окислительных и увеличении восстано-
вительных свойств галогенов от фтора к иоду можно судить и по
их способности вытеснять друг друга из растворов солей.

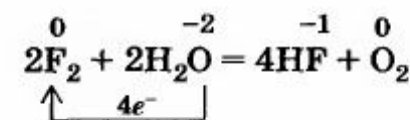
Так, хлор вытесняет бром и иод из растворов их солей, на-
пример:



Свободный бром вытесняет иод из солей:

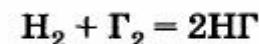


Для фтора эта реакция не характерна, так как она протека-
ет в растворе, а фтор взаимодействует с водой, вытесняя из нее
кислород:



Здесь кислород выступает в непривычной для себя роли вос-
становителя, это единственный, пожалуй, случай, когда ки-
слород является не одним из исходных веществ, а продуктом
горения.

Ослабление окислительных свойств галогенов от фтора к
иоду наглядно проявляется при взаимодействии их с водоро-
дом. Уравнение этой реакции можно записать в общем виде
так:



(Г — условное химическое обозначение галогенов).

Если фтор взаимодействует с водородом в любых условиях
со взрывом, то смесь хлора с водородом реагирует со взрывом
только при поджигании или облучении прямым солнечным
светом, бром взаимодействует с водородом при нагревании и
без взрыва. Эти реакции экзотермические. Реакция же соеди-
нения иода с водородом слабо эндотермическая, она протекает
медленно даже при нагревании.

В результате этих реакций образуются соответственно фто-
роводород HF, хлороводород HCl, бромоводород HBr и иодово-
дород HI.

Открытие галогенов. Фтор в свободном виде получил впервые в 1866 г. французский химик Анри Муассан, который был удостоен за это Нобелевской премии. Свое название элемент получил от греч. *φτορος* — разрушающий.

Хлор открыт шведским химиком К. Шееле в 1774 г. Элемент получил название за свой цвет (греч. *хлорос* — желто-зеленый).



Карл Вильгельм Шееле
1742—1786

Шведский химик. В 1772 г. установил, что воздух состоит из кислорода и азота. Открыл и получил много неорганических и органических веществ (кислород, хлор, фтороводородную кислоту, глицерин и др.).

Бром открыт в 1826 г. французским химиком А. Баларом. Элемент назван так за свой запах (греч. *бромос* — зловонный).

Иод получен в 1811 г. французским ученым Б. Куртуа, а название получил за цвет своих паров (греч. *иодэс* — фиолетовый).



1. Строение атомов галогенов и их степени окисления.
2. Физические свойства галогенов. **3.** Химические свойства галогенов: взаимодействие с металлами, водородом, растворами солей. **4.** Изменение окислительно-восстановительных свойств галогенов от фтора к иоду.

1

Рассчитайте, какую массу будет иметь 1 л фтора и хлора при н. у. Найдите их относительную плотность по водороду и воздуху.

2

Растворы хлора, брома и иода в воде соответственно называются хлорной, бромной и иодной водой. Почему нет фторной воды?

3

Проведите аналогию между реакциями щелочных металлов и галогенов с растворами солей.

4

Рассчитайте степени окисления атомов химических элементов в следующих соединениях: $KClO_3$ (бертолетова соль), $HClO$ (хлорноватистая кислота), $HClO_4$ (хлорная кислота). Напишите формулы оксидов, соответствующих кислотам.

5

Укажите, изменением каких условий можно сместить химическое равновесие процесса вправо:



6

Рассмотрите зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ на примере взаимодействия галогенов с водородом.

7

Какой объем хлора (н. у.) потребуется для вытеснения всего иода из 300 г 15%-ного раствора иодида калия? Какое количество новой соли при этом образуется?

8

Какой объем хлороводорода образуется при взаимодействии 150 л хлора с 200 л водорода? Какой газ взят в избытке? Какой объем займет избыток этого газа?

9

Во многих странах фтор носит другое название — *флюор*, что в переводе с лат. означает «текучий». Найдите объяснение этому названию, используя химические словари и другую литературу.

§

18 Соединения галогенов

Галогеноводороды и галогеноводородные кислоты. Все галогеноводороды (общую формулу их можно записать как $HГ$) — бесцветные газы, с резким запахом, токсичны. Очень хорошо растворяются в воде и дымятся во влажном воздухе, так как притягивают находящиеся в воздухе водяные пары, образуя при этом туманное облако.

На рисунке 18 проиллюстрирован опыт, наглядно показывающий хорошую растворимость хлороводорода в воде (при обычных условиях в одном объеме воды растворяется около 500 его объемов).

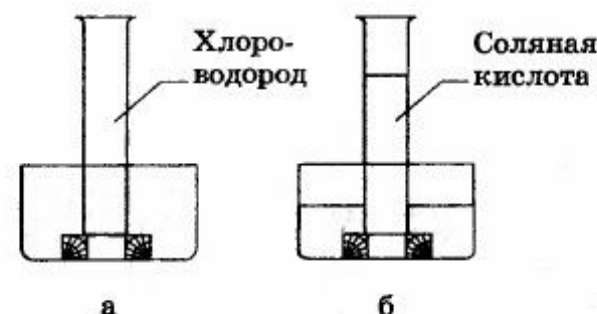
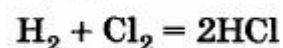


Рис. 18. Растворение хлороводорода в воде: а — в начале опыта; б — через некоторое время после начала опыта

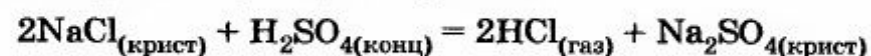
Растворы галогеноводородов в воде являются кислотами, это HF — фтороводородная, или плавиковая, кислота, HCl — хлороводородная, или соляная, кислота, HBr — бромоводородная кислота, HI — иодоводородная кислота. Способность их к электролитической диссоциации с образованием катионов водорода растет от HF к HI.

Самая сильная из галогеноводородных кислот — иодоводородная, а самая слабая — фтороводородная. Большая прочность химической связи H—F (поэтому фтороводородная кислота слабо диссоциирует в воде) обусловлена малым размером атома F и соответственно малым расстоянием между ядрами атомов водорода и фтора. С ростом радиуса атома от F к I растет и расстояние H—Г, прочность молекул уменьшается и соответственно способность к электролитической диссоциации увеличивается.

Наиболее технически важными являются хлороводород и соляная кислота. В промышленности хлороводород получают синтезом из водорода и хлора:



В лабораторных условиях для получения HCl используют реакцию, проводимую при нагревании:



Необратимому протеканию этой реакции способствует летучесть HCl.

Соляная кислота представляет собой бесцветную, дымящуюся на воздухе жидкость, она несколько тяжелее воды. Это типичная кислота, взаимодействует с металлами, оксидами металлов, основаниями и солями (приведите сами уравнения соответствующих реакций и охарактеризуйте их в свете теории электролитической диссоциации и процессов окисления и восстановления там, где это имеет место).

Соляная кислота находит широкое применение в промышленности страны (рис. 19).

Соли галогеноводородных кислот. Галогеноводородные кислоты образуют соли: фториды, хлориды, бромиды, иодиды. Хлориды, бромиды и иодиды многих металлов хорошо растворимы в воде.

Для определения в растворе хлорид-, бромид- и иодид-ионов и их различения используют реакцию с нитратом серебра AgNO_3 . В результате реакции хлоридов (и самой соляной кислоты) с этим реактивом выпадает белый творожистый осадок

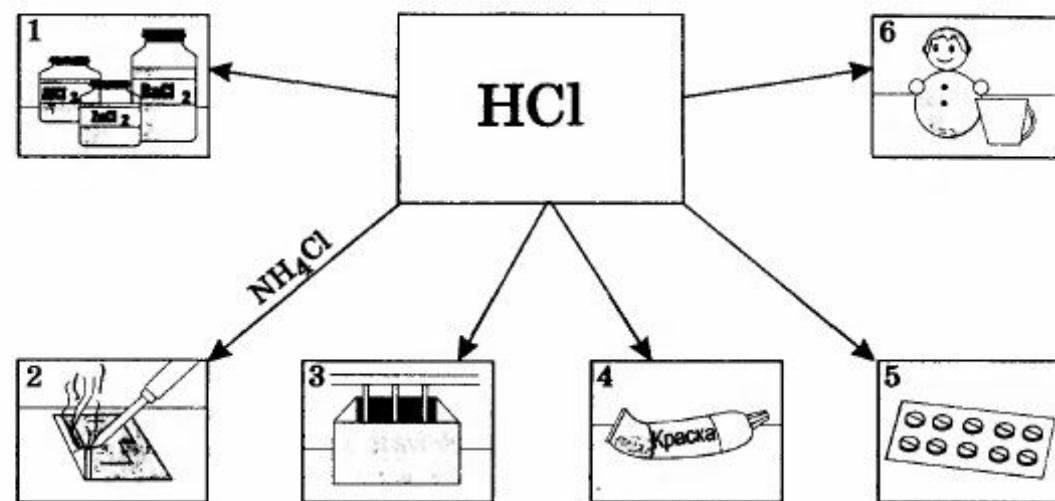
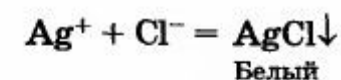


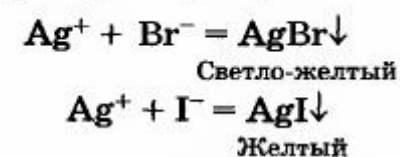
Рис. 19. Применение соляной кислоты:

1 — получение солей; 2 — при паянии; 3 — очистка поверхности металлов в гальваностегии; 4 — производство красок; 5 — приготовление лекарственных; 6 — производство пластмасс и других синтетических материалов

хлорида серебра, сокращенное ионное уравнение этой реакции записывается так:

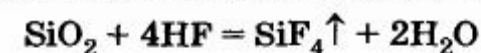


В реакциях с бромоводородной кислотой и ее солями и с иодоводородной кислотой и ее солями также образуются осадки, но только желтого цвета, которые различаются оттенками:



А вот для распознавания фтороводородной кислоты и фторидов нитрат серебра в качестве реактива непригоден, так как образующийся AgF растворим в воде. Для доказательства присутствия в растворе фторид-ионов F^- можно использовать реакцию с ионами Ca^{2+} , так как CaF_2 выпадает в осадок.

Свое название плавиковая кислота получила из-за уникального свойства взаимодействовать с оксидом кремния(IV), входящим в состав стекла, как бы «плавить» его.



Эту реакцию используют для изготовления надписей и рисунков на стекле. На стекло наносят тонкий слой парафина, по которому процарапывают рисунок, а затем изделие погружают

в раствор плавиковой кислоты. Таким образом, например, литовский художник М. Чюрленис создал около тридцати художественных произведений, хранящихся в музее его имени в г. Каунасе.

Галогены в природе. Галогены в природе существуют только в связанном состоянии. Среди них наиболее распространены хлор (0,19% от массы земной коры) и фтор (0,03%).

Важнейшее природное соединение хлора — галит NaCl, с которым вы подробно знакомились в прошлом году. Его добывают путем разработки залежей каменной соли — твердого хлорида натрия.

Кроме галита, встречается природный хлорид калия KCl — минерал сильвин, сильвинит — смесь KCl и NaCl, состав которой отражают формулой KCl · NaCl.

Важнейший природный минерал фтора — это флюорит, или плавиковый шпат CaF₂.

Бром и иод — рассеянные элементы, своих минералов они не образуют. Они концентрируются в водах океанов и морей, в водах буровых скважин, а также в водорослях.



1. Галогеноводороды. 2. Галогеноводородные кислоты: фтороводородная, или плавиковая, хлороводородная, или соляная, бромоводородная, иодоводородная. 3. Галогениды: фториды, хлориды, бромиды, иодиды. Качественные реакции на галогенид-ионы. 4. Природные соединения галогенов: галит, сильвин, сильвинит, флюорит.

1

Докажите зависимость степени электролитической диссоциации от природы электролита на примере галогеноводородных кислот.

2

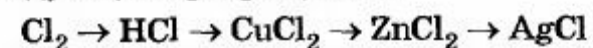
В четырех пробирках находятся прозрачные растворы фторида, хлорида, бромиды и иодида натрия. Как распознать эти вещества с помощью одного реактива?

3

Напишите уравнения реакций получения хлорида магния.

4

Напишите уравнения химических реакций, иллюстрирующие следующие превращения:



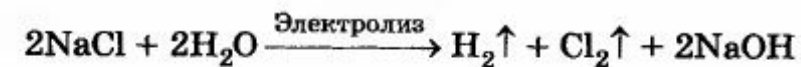
Укажите окислительно-восстановительные реакции и разберите их. Уравнения реакций с участием электролитов запишите также в сокращенной ионной форме.

§ 19 Получение галогенов. Биологическое значение и применение галогенов и их соединений

Получение галогенов. Фтор и хлор получают электролизом расплавов или растворов их солей. Например, процесс электролиза расплава хлорида натрия можно отразить уравнением:



При получении хлора электролизом раствора хлорида натрия кроме хлора образуются также водород и гидроксид натрия:



Но если водород можно получить другими, более удобными и дешевыми способами, например из природного газа, то гидроксид натрия получают почти исключительно электролизом раствора поваренной соли, как и хлор.

Бром и иод получают в промышленности по реакции вытеснения их соответственно из бромидов и иодидов.

Биологическое значение галогенов. Их применение. Вы не могли не обратить внимание, что на этикетках многих марок зубных паст указывается на содержание в них фтора — конечно, не свободного, а его соединений. Благодаря этому важному компоненту, участвующему в построении зубной эмали и костей, предотвращается такое заболевание, как кариес зубов.

Кроме того, фтор является необходимым элементом в процессах обмена веществ в железах, мышцах и нервных клетках.

Важное значение имеет фтор и в промышленном производстве, где основные потребители его — ядерная промышленность и электротехника. Его соединение Na₃AlF₆ (как оно называется?) используется для производства алюминия. А в быту все более широкое применение находит тефлоновая посуда, название которой дано по фторсодержащей пластмассе — тефлону.

Хлор — один из химических элементов, без которых невозможно существование живых организмов. Основная форма его поступления в организм — это хлорид натрия. Он стимулирует обмен веществ, рост волос, придает бодрость и силу. Больше всего NaCl содержится в плазме крови.

Особую роль в пищеварении играет соляная кислота HCl, которая входит в состав желудочного сока. Без 0,2%-ной HCl практически прекращается процесс переваривания пищи. И хотя почти все пищевые продукты содержат некоторое количество поваренной соли, человек вынужден добавлять к пище ежедневно около 20 г соли.

По масштабам промышленного применения хлор намного превосходит все галогены. Хлор и его соединения необходимы для отбеливания льняных и хлопчатобумажных тканей, бумаги и т. д. Особенно много его расходуется в органическом синтезе для производства пластмасс, каучуков, красителей и растворителей (рис. 20). Многие хлорсодержащие соединения используют для борьбы с вредителями сельского хозяйства. В больших количествах хлор потребляется для обеззаражи-

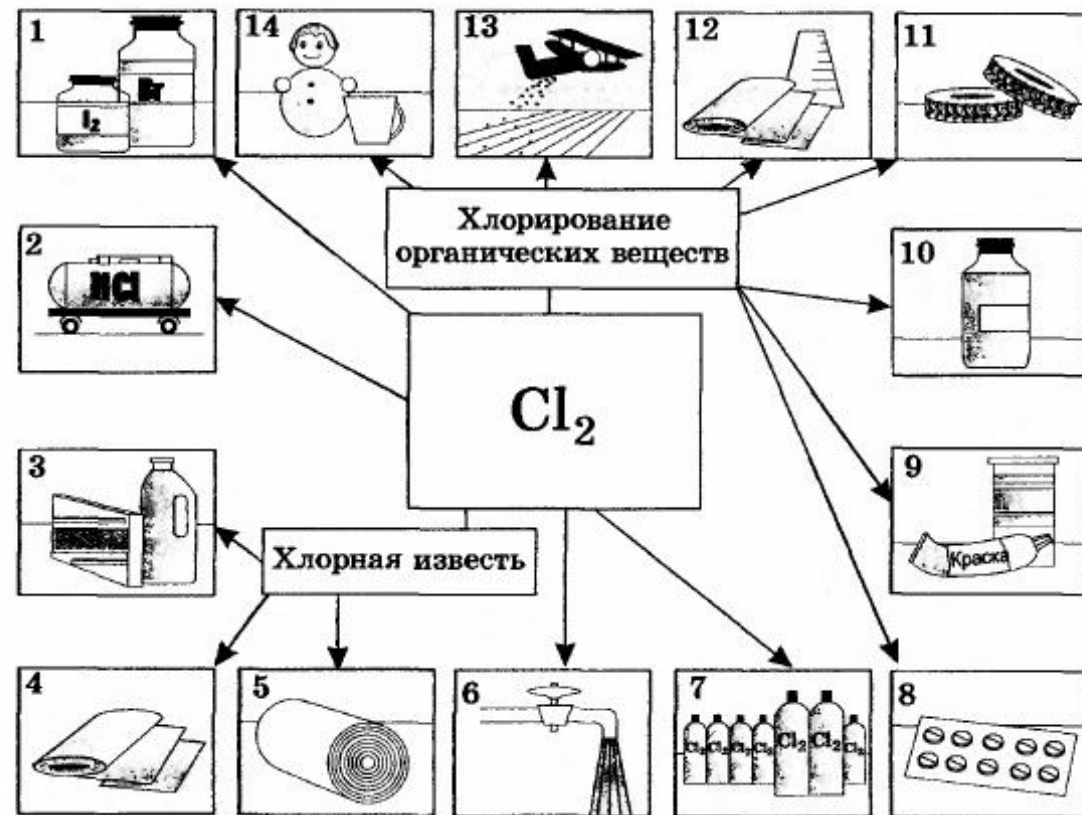


Рис. 20. Применение хлора и его соединений:

1 — получение брома и иода; 2 — производство хлороводорода и соляной кислоты; 3—5 — получение хлорной извести, используемой для дезинфекции (3), белия тканей (4) и бумаги (5); 6 — хлорирование воды; 7 — получение фосгена; 8—14 — производство химических продуктов и товаров (лекарств 8, красителей 9, растворителей 10, синтетического каучука 11, синтетических волокон 12, химических средств для защиты растений 13, пластмасс 14)

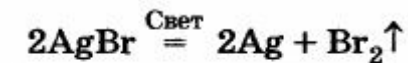
вания питьевой воды, правда, далеко не без отрицательных последствий (какое вещество безопаснее применять для этой цели?). В цветной металлургии методом хлорирования руд извлекают из них некоторые металлы (титан, ниобий, тантал). Хлор нашел применение и в военных целях в качестве боевого отравляющего средства. Позднее он был заменен другими, более эффективными хлорсодержащими отравляющими веществами, например фосгеном COCl_2 .

Хлор содержится в очень опасном для жизни и здоровья веществе — диоксине. Соединения хлора — одна из причин разрушения озонового слоя Земли.

Еще один галоген — бром также весьма важен для организма человека. Соединения этого элемента регулируют процессы возбуждения и торможения центральной нервной системы, поэтому для лечения нервных болезней (бессонницы, истерии, неврастения и т. д.) врачи прописывают «бром» — бромсодержащие препараты.

Бром активно накапливают некоторые растения, и в том числе морские водоросли. Именно в море сосредоточена большая часть брома на нашей планете, и море служит главным поставщиком брома. Подсчитано, что ежегодно вместе с морской водой в воздух переходит около 4 млн т брома. Понятно, что содержание его в воздухе приморских районов всегда больше, чем в районах, далеких от моря. Это одна из причин, почему так полезно дышать морским воздухом.

Не менее важную роль бром, а точнее, бромид серебра AgBr играет в фотографии. Те, кто занимается фотографией, вероятно, сразу же вспомнят названия сортов фотобумаги — «Унибром», «Бромпортрет» и др. Фотобумага содержит нанесенный на нее с помощью желатина слой бромида серебра, который легко разлагается под действием света:



И наконец, последний из рассматриваемых нами галогенов — иод — это тот элемент, без которого человек не может жить: недостаток его в воде и пище снижает выработку гормона щитовидной железы и приводит к заболеванию эндемическим зобом. Под регулирующим действием гормона щитовидной железы находятся мускульное возбуждение, биение сердца, аппетит, пищеварение, работа мозга и темперамент человека. Иод попадает в организм вместе с пищей: хлебом, яйцами, молоком, водой, морской капустой и с воздухом (особенно морским) при дыхании.

Спиртовой раствор иода (5—10% -ный), называемый *иодной настойкой*, применяется для обработки ран. Иод входит в состав многих лекарств.

Главными потребителями иода являются фармацевтическая и химическая промышленность, а также производство светочувствительных фотоматериалов.



1. Получение галогенов электролизом расплавов и растворов солей.
2. Биологическое значение галогенов.
3. Применение хлора и соединений фтора, хлора и иода.

1

Какой объем хлора (н. у.) и какую массу натрия можно получить при электролизе 585 г хлорида натрия, содержащего 2% примесей?

2

Рассчитайте, сколько граммов 40%-ного раствора щелочи можно получить из натрия, массу которого вы определили в предыдущей задаче.

3

Французский химик Шееле получил хлор по реакции оксида марганца(IV) с соляной кислотой. В результате этой реакции образуются также хлорид марганца(II) и вода. Составьте уравнение этой реакции, рассмотрите окислительно-восстановительные процессы и рассчитайте массу оксида марганца(IV) и количество хлороводорода, необходимых для получения 100 л хлора (н. у.), если выход его составляет 95% от теоретически возможного.

4

Подготовьте сообщение о положительном и отрицательном значении галогенов в жизни человека.

5

Извечная заповедь медицины: «Малые дозы — лекарства, а большие — яд». Докажите ее на примерах из химии галогенов.

6

Английский поэт Уилфред Оуэн, погибший в сражениях Первой мировой войны, оставил такие строки:

Газ! Газ! Скорей! — неловкие движенья,
Напяливание масок в едкой мгле!
Один замешкался, давясь и спотыкаясь,
Барахтаясь, как в огненной смоле,
В просветах мутного зеленого тумана.
Бессильный как во сне, вмешаться и помочь,
Я видел только — вот он зашатался,
Рванулся и поник — бороться уж невмочь.

7

Какое событие описывает поэт? Какой галоген выступает в страшной роли убийцы? Какие его свойства упоминаются в стихотворении?

Используя свои знания по химии галогенов, напишите сочинение на тему «Художественный образ вещества или процесса». Для того чтобы иметь представление, как это делают другие ученики, прочитайте сочинение ученика 9 класса 531-й школы г. Москвы (1990) Ильи Горшкова «Самый сильный окислитель».

Жил-был Кислород. И был он таким сильным, что, с кем ни встретится, сразу окислит. И назвали Кислород окислителем, а вещества, получающиеся в реакции с кислородом, — оксидами, сам процесс — окислением. Ходит Кислород по таблице Менделеева и со всеми в реакцию вступает. Стал он хвастливым, заносчивым и решил, будто в химическом мире нет никого сильнее него. И все же кислород ошибся. Как-то раз встретил он в таблице фтор. Решил Кислород окислить фтор. Позвал он на помощь водород и, образовав в соединении с ним воду, пошел в наступление на фтор. И произошло чудо. Вода, которой тушат пожары, сама загорелась во фторе. Кислород, считавшийся окислителем, в этой реакции стал восстановителем. Так фтор превзошел Кислород и оказался самым сильным из окислителей.

Какие химические понятия осветил Илья в своем сочинении? Выпишите их и дайте их определения.

§

20 Кислород

Кислород является родоначальником главной подгруппы VI группы Периодической системы элементов. Элементы этой подгруппы — кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, полоний Po — имеют общее название «халькогены», что означает «рождающие руды». Вспомните, с какими рудами, содержащими кислород и серу, вы уже познакомились.

С кислородом вы уже частично знакомились. Лабораторный способ получения кислорода вы освоили еще в прошлом году, знаете и способы его собирания и распознавания (*вспомните их*).

Вы теперь хорошо знакомы и с аллотропией кислорода, вам известно такое важное простое вещество, как озон. Сравните еще раз свойства кислорода O_2 и озона O_3 , вспомните биологическое значение озона.

Кислород — самый распространенный элемент на нашей планете. Он входит в состав воды (88,9%), а ведь она покрывает $\frac{2}{3}$ поверхности земного шара, образуя его водную оболочку — гидросферу. Кислород — вторая по количеству и первая по значению для жизни составная часть воздушной оболочки Земли — атмосферы, где на его долю приходится 21% (по объему) и 23,15% (по массе). Кислород входит в состав многочисленных минералов твердой оболочки земной коры — литосферы: из каждых 100 атомов земной коры на долю кислорода приходится 58 атомов (рис. 21).

Как вы уже знаете, обычный кислород существует в форме O_2 . Это газ без цвета, запаха и вкуса. В жидком состоянии имеет светло-голубую окраску, в твердом — синюю. В воде газообразный кислород растворим лучше, чем азот и водород.

Кислород взаимодействует почти со всеми простыми веществами, кроме галогенов, благородных газов, золота и платиновых металлов. Например, энергично реагирует с металлами: щелочными, образуя оксиды M_2O и пероксиды M_2O_2 ; с железом, образуя железную окалину Fe_3O_4 ; с алюминием, образуя оксид Al_2O_3 .

Реакции неметаллов с кислородом протекают очень часто с выделением большого количества тепла и сопровождаются воспламенением — *реакции горения*. Вспомните горение серы



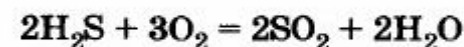
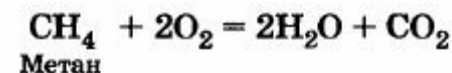
Рис. 21. Распространение химических элементов в земной коре

с образованием SO_2 , фосфора — с образованием P_2O_5 или угля — с образованием CO_2 .

Почти все реакции с участием кислорода экзотермические. Исключение составляет взаимодействие азота с кислородом: это эндотермическая реакция, которая протекает при температуре выше $1200^\circ C$ или при электрическом разряде:



Кислород энергично окисляет не только простые, но и многие сложные вещества, при этом образуются оксиды элементов, из которых они построены:



Высокая окислительная способность кислорода лежит в основе горения всех видов топлива.

Кислород участвует и в процессах медленного окисления различных веществ при обычной температуре. Эти процессы не менее важны, чем реакции горения. Так, медленное окисление пищи в нашем организме является источником энергии, за счет которой живет организм. Кислород для этой цели доставляется гемоглобином крови, который способен образовывать с ним непрочное соединение уже при комнатной температуре. Окисленный гемоглобин — оксигемоглобин доставляет во все ткани и клетки организма кислород, который окисляет белки, жиры и углеводы (составные части пищи), образуя при этом углекислый газ и воду и освобождая энергию, необходимую для деятельности организма.

Исключительно важна роль кислорода в процессе дыхания человека и животных.

Растения также поглощают атмосферный кислород. Но если в темноте идет только процесс поглощения растениями кислорода, то на свету протекает еще один противоположный ему процесс — фотосинтез, в результате которого растения поглощают углекислый газ и выделяют кислород. Так как процесс фотосинтеза идет более интенсивно, то в итоге на свету растения выделяют гораздо больше кислорода, чем поглощают его при дыхании. Таким образом, содержание свободного кислорода Земли сохраняется благодаря жизнедеятельности зеленых растений.

Круговорот кислорода в природе иллюстрирует рисунок 22.

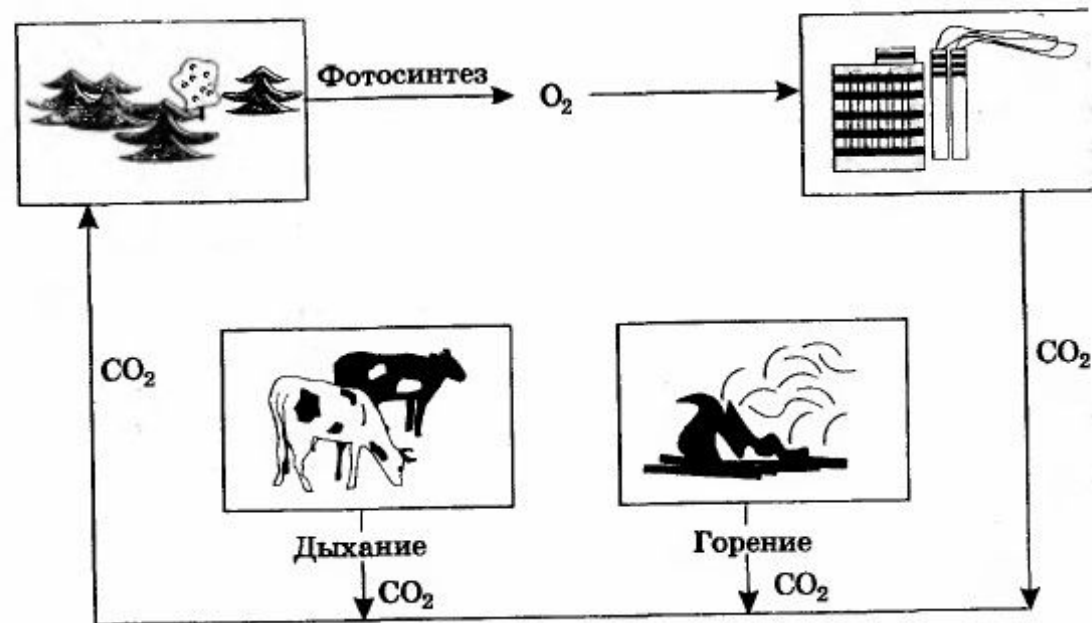


Рис. 22. *Круговорот кислорода в природе*

Повторим еще раз, что в промышленности кислород получают из жидкого воздуха, а в лаборатории путем разложения пероксида водорода H_2O_2 в присутствии катализатора — диоксида марганца MnO_2 , а также разложением перманганата калия $KMnO_4$ при нагревании.

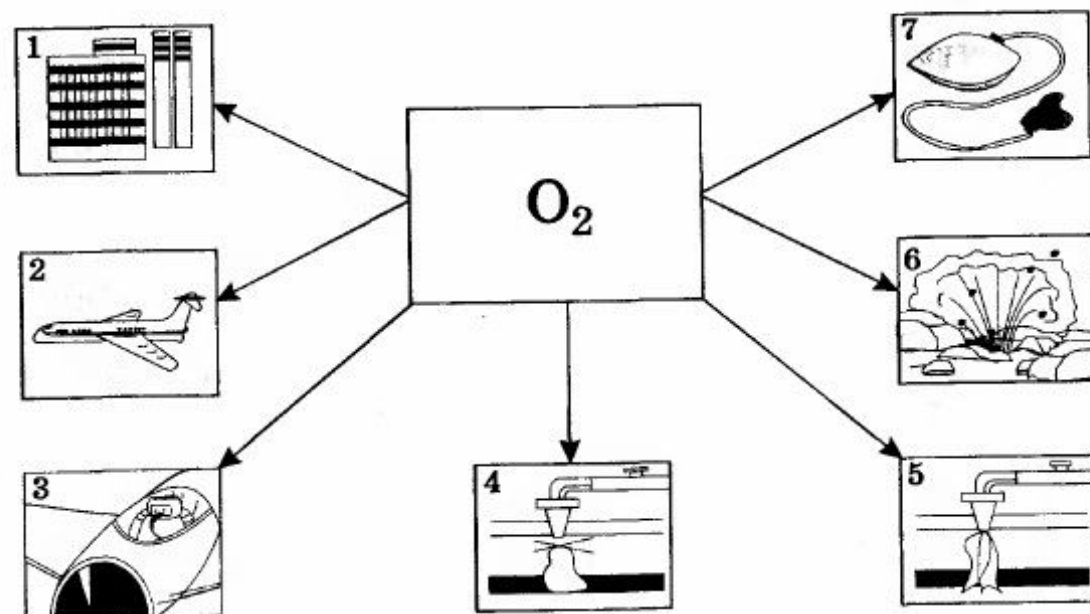


Рис. 23. *Применение кислорода:*

1 — в металлургии; 2 — как окислитель ракетного топлива; 3 — в авиации для дыхания; 4 — для резки металлов; 5 — для сварки металлов; 6 — при взрывных работах; 7 — в медицине (кислородная подушка)

Кислород применяют в металлургической и химической промышленности для ускорения (интенсификации) производственных процессов. Так, замена воздушного дутья кислородным в доменном и сталеплавильном производстве намного ускоряет выплавку металла. Чистый кислород применяют также для получения высоких температур, например при газовой сварке и резке металлов.

Его используют для жизнеобеспечения на подводных и космических кораблях, при работах водолазов, пожарных.

В медицине кислород применяют в случаях временного затруднения дыхания, связанного с некоторыми заболеваниями. Основные области применения кислорода представлены на рисунке 23.

Кислород хранят в стальных баллонах, окрашенных в голубой цвет, под давлением 150 атм. В лабораторных условиях кислород хранят в стеклянных приборах — газометрах (рис. 24).

Открытие кислорода. Кислород открыли и впервые получили почти одновременно два выдающихся химика второй половины XVIII в. — швед К. Шееле путем нагревания селитры и англичанин Д. Пристли при нагревании оксида ртути(II). Название этому элементу дал великий французский химик А. Лавуазье: *oxygenium*, т. е. «рождающий кислоты», или «кислород».

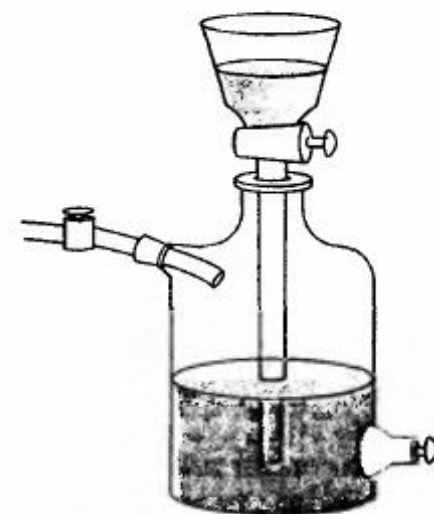


Рис. 24. *Газометр*



1. Кислород в природе — в атмосфере, литосфере, гидросфере. 2. Химические свойства кислорода: взаимодействие с простыми веществами (металлами и неметаллами), сложными веществами. 3. Горение и медленное окисление. 4. Дыхание и фотосинтез. 5. Получение кислорода. 6. Применение кислорода.



1. Напишите уравнения реакций кислорода с металлами, о которых говорится в параграфе. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.



2. Напишите уравнения реакций кислорода с неметаллами, о которых говорится в параграфе. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

лись раскаты грома, и от горного пламени покатались вниз черные серные пары. Все разбежались. Плиний... упал и задохся».

Какими свойствами обладают соединения, входящие в состав вулканических газов?

5

Почему процесс обеззараживания помещений от пролитой ртути называют демеркуризацией?

§

22

Соединения серы

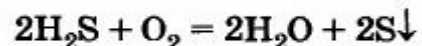
Сероводород и сульфиды. Сероводород H_2S — бесцветный газ с резким запахом. Очень ядовит, вызывает отравление даже при незначительном содержании в воздухе (около 0,01%). Сероводород тем более опасен, что он может накапливаться в организме. Он соединяется с железом гемоглобина крови, что может привести к обморочному состоянию и смерти от кислородного голодания. В присутствии паров органических веществ токсичность H_2S резко возрастает.

Вместе с тем H_2S имеет лечебное значение, он является составной частью некоторых минеральных вод (Пятигорск, Серноводск, Мацеста).

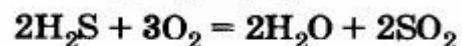
Сероводород содержится в вулканических газах и постоянно образуется на дне Черного моря. До верхних слоев сероводород не доходит, так как на глубине 150 м взаимодействует с проникающим сверху кислородом и окисляется им до серы. Сероводород образуется при гниении белка, поэтому, например, тухлые яйца пахнут сероводородом.

При растворении сероводорода в воде образуется слабая сероводородная кислота, соли которой называются *сульфидами*. Сульфиды щелочных и щелочноземельных металлов, а также сульфид аммония хорошо растворяются в воде, сульфиды остальных металлов нерастворимы и окрашены в различные цвета, например ZnS — белый, PbS — черный, MnS — розовый.

Сероводород горит. При охлаждении пламени (внесении в него холодных предметов) осаждается свободная сера:

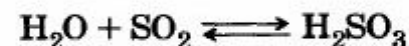


Если же пламя не охлаждать и обеспечить избыток кислорода, то получается оксид серы(IV):



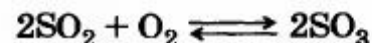
Сероводород — сильнейший восстановитель.

Оксид серы(IV), сернистая кислота и ее соли. При горении серы, полном сгорании сероводорода и обжиге сульфидов образуется оксид серы(IV) SO_2 , который, как отмечено выше, часто называют также сернистым газом. Это бесцветный газ с характерным резким запахом. Он проявляет типичные свойства кислотных оксидов и хорошо растворяется в воде, образуя слабую *сернистую кислоту*. Она неустойчива и разлагается на исходные вещества:



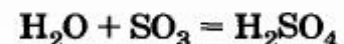
Соли сернистой кислоты, как двухосновной, могут быть средними — *сульфитами*, например сульфит натрия Na_2SO_3 , и кислыми — *гидросульфитами*, например гидросульфит натрия $NaHSO_3$. Гидросульфит и сульфит натрия, как и сернистый газ, используют для отбеливания шерсти, шелка, бумаги соломы, а также в качестве консервирующих средств для сохранения свежих плодов и фруктов.

Серная кислота и ее соли. При окислении оксида серы(IV) образуется оксид серы(VI):



Реакция начинается только при относительно высоких температурах 420—650 °C и протекает в присутствии катализатора (платины, оксидов ванадия, железа и т. д.).

Оксид SO_3 представляет собой бесцветную, сильно дымящуюся на воздухе жидкость. Этот типичный кислотный оксид, растворяясь в воде, образует серную кислоту:



Химически чистая серная кислота — бесцветная маслянистая тяжелая жидкость. Обладает сильным гигроскопическим (водоотнимающим) свойством, поэтому применяется для осушения газов.

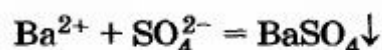
Концентрированная серная кислота хорошо растворяет оксид серы(VI), раствор SO_3 в серной кислоте называется *олеумом*.

Правило разбавления концентрированной серной кислоты вы уже знаете, но повторим его еще раз: нельзя приливать воду к кислоте (*почему?*), следует осторожно, тоненькой струйкой, вливать кислоту в воду, непрерывно перемешивая раствор.

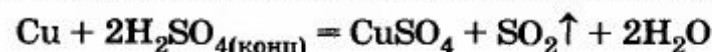
Химические свойства серной кислоты в значительной степени зависят от ее концентрации.

Разбавленная серная кислота проявляет все характерные свойства кислот: взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, с выделением H_2 , с оксидами металлов (основными и амфотерными), с основаниями и солями. Поскольку серная кислота двухосновна, она образует два ряда солей: средние — *сульфаты* и кислые — *гидросульфаты*, например $NaHSO_4$.

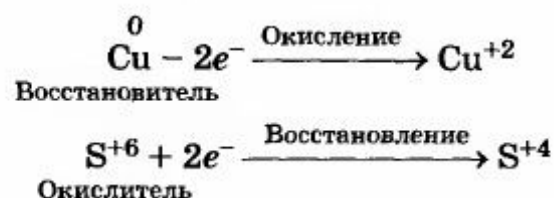
Реактивом на серную кислоту и ее соли является хлорид бария $BaCl_2$; сульфат-ионы SO_4^{2-} с ионами Ba^{2+} образуют белый нерастворимый сульфат бария, выпадающий в осадок:



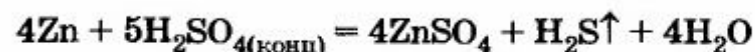
Концентрированная серная кислота по свойствам сильно отличается от разбавленной кислоты. Так, при взаимодействии концентрированной H_2SO_4 с металлами водород не выделяется, поскольку окислителем выступают уже не катионы водорода H^+ , как в случае разбавленной кислоты, а сульфат-ионы SO_4^{2-} . С металлами, стоящими правее водорода в ряду напряжений (медью, ртутью и др.), реакция протекает следующим образом:



Процессы окисления и восстановления, происходящие при этом, можно записать так:



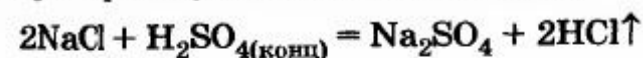
При взаимодействии с металлами, находящимися в ряду напряжений до водорода, концентрированная H_2SO_4 восстанавливается до S , SO_2 или H_2S в зависимости от положения металла в ряду напряжений и условий протекания реакции, например:



Теперь вам понятно, что с $H_2SO_{4(конц)}$ взаимодействуют металлы, стоящие в ряду напряжений как до водорода, так и после него. При этом водород не образуется, так как окислителем в такой реакции являются не катионы водорода H^+ , как у разбавленной кислоты, а сульфат-ионы SO_4^{2-} .

Железо и алюминий пассивируются концентрированной серной кислотой, т. е. покрываются защитной пленкой, поэтому концентрированную кислоту можно перевозить в стальных и алюминиевых цистернах.

Будучи нелетучей сильной кислотой, $H_2SO_{4(конц)}$ способна вытеснять другие кислоты из их солей. Вы уже знаете такую реакцию, например получение хлороводорода:



Серная кислота — один из важнейших продуктов, используемых в различных отраслях промышленности. Основными ее потребителями являются производство минеральных удобрений, металлургия, очистка нефтепродуктов. Серная кислота применяется также в производстве других кислот, моющих средств, взрывчатых веществ, лекарств, красок, в качестве электролита для свинцовых аккумуляторов (рис. 25).

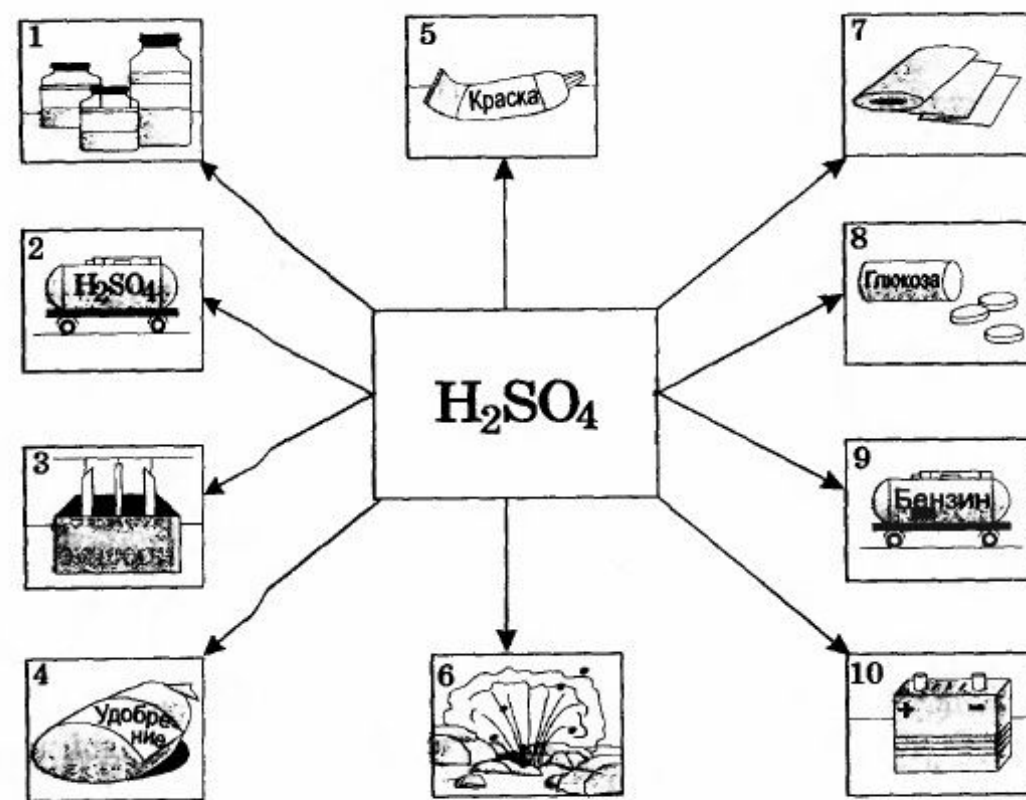


Рис. 25. Применение серной кислоты:

1—8 — производство химических продуктов и товаров (солей 1, кислот 2, электролитической меди 3, минеральных удобрений 4, красителей 5, взрывчатых веществ 6, искусственного шелка 7, глюкозы 8); 9 — очистка нефтепродуктов 10 — в качестве электролита в аккумуляторах

лись раскаты грома, и от горного пламени покатались вниз черные серные пары. Все разбежались. Плиний... упал и задохся».

Какими свойствами обладают соединения, входящие в состав вулканических газов?

5

Почему процесс обеззараживания помещений от пролитой ртути называют демеркуризацией?

§

22 Соединения серы

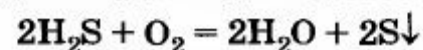
Сероводород и сульфиды. Сероводород H_2S — бесцветный газ с резким запахом. Очень ядовит, вызывает отравление даже при незначительном содержании в воздухе (около 0,01%). Сероводород тем более опасен, что он может накапливаться в организме. Он соединяется с железом гемоглобина крови, что может привести к обморочному состоянию и смерти от кислородного голодания. В присутствии паров органических веществ токсичность H_2S резко возрастает.

Вместе с тем H_2S имеет лечебное значение, он является составной частью некоторых минеральных вод (Пятигорск, Серноводск, Мацеста).

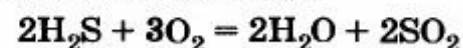
Сероводород содержится в вулканических газах и постоянно образуется на дне Черного моря. До верхних слоев сероводород не доходит, так как на глубине 150 м взаимодействует с проникающим сверху кислородом и окисляется им до серы. Сероводород образуется при гниении белка, поэтому, например, тухлые яйца пахнут сероводородом.

При растворении сероводорода в воде образуется слабая сероводородная кислота, соли которой называются *сульфидами*. Сульфиды щелочных и щелочноземельных металлов, а также сульфид аммония хорошо растворяются в воде, сульфиды остальных металлов нерастворимы и окрашены в различные цвета, например ZnS — белый, PbS — черный, MnS — розовый.

Сероводород горит. При охлаждении пламени (внесении в него холодных предметов) осаждается свободная сера:

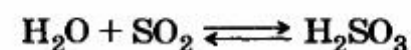


Если же пламя не охлаждать и обеспечить избыток кислорода, то получается оксид серы(IV):



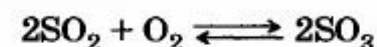
Сероводород — сильнейший восстановитель.

Оксид серы(IV), сернистая кислота и ее соли. При горении серы, полном сгорании сероводорода и обжиге сульфидов образуется оксид серы(IV) SO_2 , который, как отмечено выше, часто называют также сернистым газом. Это бесцветный газ с характерным резким запахом. Он проявляет типичные свойства кислотных оксидов и хорошо растворяется в воде, образуя слабую *сернистую кислоту*. Она неустойчива и разлагается на исходные вещества:



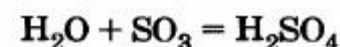
Соли сернистой кислоты, как двухосновной, могут быть средними — *сульфитами*, например сульфит натрия Na_2SO_3 , и кислыми — *гидросульфитами*, например гидросульфит натрия $NaHSO_3$. Гидросульфит и сульфит натрия, как и сернистый газ, используют для отбеливания шерсти, шелка, бумаги и соломы, а также в качестве консервирующих средств для сохранения свежих плодов и фруктов.

Серная кислота и ее соли. При окислении оксида серы(IV) образуется оксид серы(VI):



Реакция начинается только при относительно высоких температурах 420—650 °C и протекает в присутствии катализатора (платины, оксидов ванадия, железа и т. д.).

Оксид SO_3 представляет собой бесцветную, сильно дымящуюся на воздухе жидкость. Этот типичный кислотный оксид, растворяясь в воде, образует серную кислоту:



Химически чистая серная кислота — бесцветная маслянистая тяжелая жидкость. Обладает сильным гигроскопическим (водоотнимающим) свойством, поэтому применяется для осушения газов.

Концентрированная серная кислота хорошо растворяет оксид серы(VI), раствор SO_3 в серной кислоте называется *олеумом*.

Правило разбавления концентрированной серной кислоты вы уже знаете, но повторим его еще раз: нельзя приливать воду к кислоте (*почему?*), следует осторожно, тоненькой струйкой, вливать кислоту в воду, непрерывно перемешивая раствор.

Из солей серной кислоты наибольшее значение имеют уже известные вам кристаллический сульфат натрия, или глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и сульфат бария BaSO_4 (где они применяются?).

Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ используется в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями и болезнями растений.

Производство серной кислоты. Получают серную кислоту в три стадии:

1. Получение SO_2 . В качестве сырья применяют серу, колчедан или сероводород.

2. Получение SO_3 . Этот процесс вам уже известен — окисление кислородом проводят с помощью катализатора.

3. Получение H_2SO_4 . А вот здесь, в отличие от известной вам реакции, описываемой уравнением $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$, процесс растворения оксида серы(VI) проводят не в воде, а в концентрированной серной кислоте, при этом получается знакомый вам олеум.

Химические процессы производства серной кислоты можно представить в виде следующей схемы:

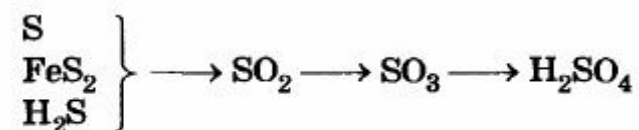


Схема производства серной кислоты представлена на рисунке 26.

Первую стадию проводят в печи для обжига в кипящем слое, так как обжиг колчедана — процесс гетерогенный. Перед обжигом колчедан размалывают и подают в печь ленточными транспортерами. В обжиговой печи через размолотый колчедан пропускают сильную струю воздуха. Частицы колчедана оказываются во взвешенном состоянии, создавая иллюзию кипящей жидкости, что и дало название — *метод кипящего слоя*.

Полученный оксид серы(IV) направляют на очистку от крупной пыли в циклон, от мелкой пыли — в электрофильтр, затем осушают в сушильной башне, промывая его серной кислотой. После этого очищенный и осушенный газ подогревают в теплообменнике.

Вторую стадию — получение SO_3 — проводят в контактном аппарате. В нем на специальных полочках-решетках размещают слоями катализатор, созданный на основе оксида ванадия(V) — V_2O_5 . Между слоями катализатора располагают

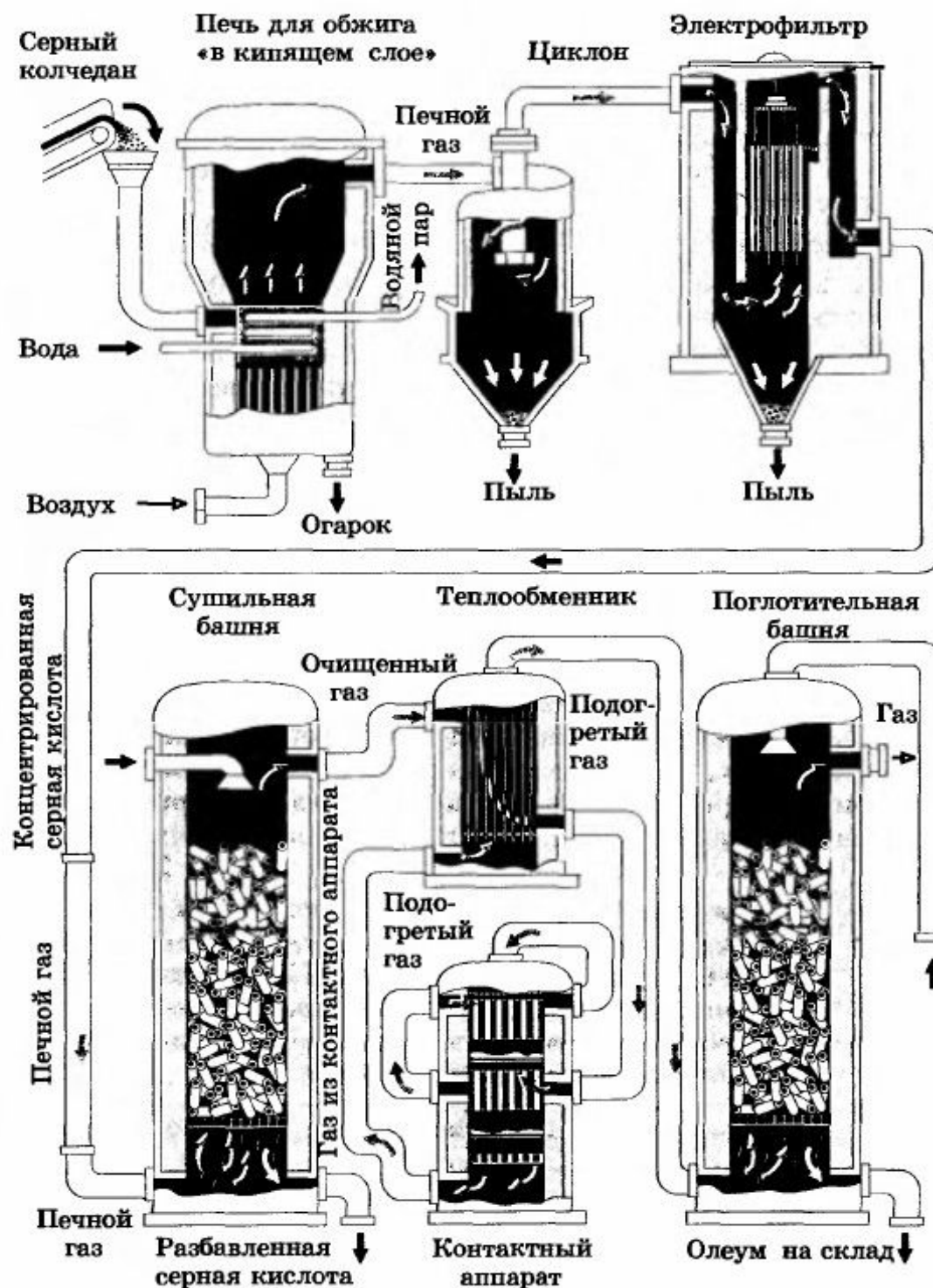


Рис. 26. Схема производства серной кислоты

трубки теплообменника, по которым подается обжиговый газ для подогрева. При этом одновременно решается проблема нагревания SO_2 и охлаждения до необходимой температуры SO_3 . Такой принцип — принцип теплообмена широко применяется на химическом производстве. Выходящий из контактного аппарата газ направляется в трубки теплообменника для дальнейшего охлаждения и передачи теплоты очищенному и осушенному SO_2 .

Для третьей стадии — поглощения SO_3 — воду не применяют, так как из-за выделяющейся теплоты вода превращается в пар и серная кислота образуется в виде капелек тумана. Поэтому SO_3 в поглотительной башне растворяют в концентрированной серной кислоте. Поглощение SO_3 серной кислотой — процесс гетерогенный, и для создания большей поверхности соприкосновения поглотительную башню заполняют кольцами из огнеупорной керамики. Кислота, стекая сверху, омывает большое число колец (принцип противотока), создавая тем самым большую площадь соприкосновения с SO_3 . Полученный олеум направляется на склад готовой продукции.

Производство серной кислоты создает немало экологических проблем. Выбросы и отходы сернокислотных заводов вызывают крайне негативное воздействие на окружающую среду: увеличение заболеваний дыхательной системы у человека и животных, гибель растительности и подавление ее роста, повышение коррозионного износа материалов, разрушение сооружений из известняка и мрамора, закисление почв и др.



1. Сероводород и сульфиды. 2. Сернистый газ, сернистая кислота, сульфиты. 3. Серная кислота, разбавленная и концентрированная. 4. Получение серной кислоты. 5. Применение серной кислоты. 6. Соли серной кислоты: глауберова соль, гипс, сульфат бария, медный купорос. 7. Научные принципы производства.

1

Какое из веществ проявляет только восстановительные, только окислительные или и окислительные и восстановительные свойства: сера, сероводород, оксид серы(IV), серная кислота? Почему? Подтвердите свой ответ уравнениями соответствующих реакций.

2

К следующему уроку приготовьте задание, в котором вы должны охарактеризовать а) сернистый газ; б) оксид серы(VI) по плану: получение, свойства, применение. Напишите уравнения соответствующих реакций.

3

Напишите уравнения реакций, характеризующих свойства разбавленной серной кислоты как электролита. Какое свойство проявляется в окислительно-восстановительных реакциях? Какие реакции можно отнести к реакциям ионного обмена? Рассмотрите их с позиций представлений об окислительно-восстановительных процессах и теории электролитической диссоциации.

4

Напишите уравнения реакций, лежащих в основе получения серной кислоты, согласно приведенной в параграфе схеме.

5

В 400 мл воды растворили 11,2 л сернистого газа. Какова массовая доля сернистой кислоты в полученном растворе?

6

Дайте характеристику реакции синтеза оксида серы(VI), используя все известные вам классификации химических реакций, и рассмотрите условия смещения химического равновесия вправо.

7

В 5 л воды растворили 500 г медного купороса. Какова массовая доля сульфата меди(II) в полученном растворе?

8

Почему серную кислоту называют «хлебом промышленности»?

§

23 Азот

Строение и свойства атомов. Элемент азот N — первый представитель главной подгруппы V группы Периодической системы. Его атомы содержат на внешнем энергетическом уровне пять электронов, из которых три электрона неспаренные (вспомните правило «8-N»). Отсюда следует, что атомы этих элементов могут присоединять три электрона, завершая внешний энергетический уровень, и вследствие этого приобретают степень окисления -3 , например в соединениях с водородом — аммиаке NH_3 и с металлами — нитридах Li_3N , Mg_3N_2 и др.

Атомы азота могут также отдавать свои внешние электроны более электроотрицательным элементам (фтору, кислороду) и приобретать при этом степени окисления $+3$ и $+5$. Атомы азота проявляют восстановительные свойства и в степенях окисления $+1$, $+2$, $+4$.

Азот — простое вещество. В свободном состоянии азот существует в виде двухатомной молекулы N_2 . В этой молекуле два атома N связаны очень прочной тройной ковалентной связью:

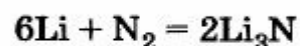


Эту связь можно обозначить и так:



Азот — бесцветный газ без запаха и вкуса. В воде растворяется хуже кислорода. Прочностью молекулы азота обусловлена его химическая инертность.

При обычных условиях азот взаимодействует только с литием, образуя нитрид Li_3N :



С другими металлами он взаимодействует только при высоких температурах.

Также при высоких температурах и давлении в присутствии катализатора азот реагирует с водородом, образуя аммиак:



(дайте характеристику этой реакции и рассмотрите условия смещения химического равновесия вправо).

При температуре электрической дуги он соединяется с кислородом, образуя оксид азота(II):



(дайте характеристику этой реакции и также рассмотрите условия смещения химического равновесия вправо).

В природе азот содержится в основном в атмосфере — 78,09% по объему или 65,6% по массе. Над каждым гектаром земной поверхности постоянно «висят» 8 тыс. т азота. Из природных неорганических соединений азота наиболее известна чилийская селитра $NaNO_3$.

Большая часть связанного азота содержится в органических веществах.

Азот, полученный перегонкой жидкого воздуха, в промышленности применяют для синтеза аммиака и производства

азотной кислоты. Раньше этот газ в качестве инертной среды использовали для наполнения электрических ламп. В медицине чистый азот применяется в качестве инертной среды при лечении туберкулеза легких, а жидкий азот — при лечении заболеваний позвоночника, суставов и др.

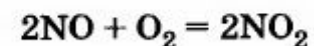
Круговорот азота в природе. Азот — жизненно важный элемент. Все основные части клеток тканей организма построены из белковых молекул, в состав которых входит азот. Без белка нет жизни, а без азота нет белка. Человек получает белки из растительной и животной пищи, животные, в свою очередь, получают их также из растений. Следовательно, растения — один из источников пополнения азота, который поддерживает жизнь.

Содержание связанного азота в почве очень незначительно (до 1 кг в 1 т), к тому же большая часть его входит в состав органических соединений и непосредственно недоступна для растений. Однако постепенно, в результате деятельности бактерий, органические соединения превращаются в минеральные — соли аммония или нитраты, которые и усваиваются растениями.

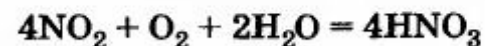
Азот входит в состав растительных белков. Животные получают готовые белковые вещества из растений; в животном организме содержится от 1 до 10% азота (по массе), в шерсти и в рогах — около 15%. Все важнейшие части клеток (цитоплазма, ядро, оболочка) построены из белковых молекул.

Еще большее значение имеют особые бактерии, которые живут в клубеньках на корнях бобовых растений (клевера, гороха, вики, люпина и др.), их так и называют «клубеньковыми». Вот эти бактерии и связывают свободный атмосферный азот, т. е. превращают его в соединения, которые усваивают растения, образуя белки своего организма.

Соединения азота в почве пополняются также во время грозовых ливней. Как вы уже знаете, при этом из азота и кислорода образуется оксид азота(II), который под действием кислорода воздуха превращается в оксид азота(IV):



Последний взаимодействует с водой (также в присутствии кислорода воздуха), и получается азотная кислота:



Эта кислота, попадая в почву, реагирует с находящимися в ней соединениями натрия, кальция, калия и образует соли — селитры, необходимые для растений (рис. 27).

Открытие азота. В 1772 г. английский ученый Д. Резерфорд и шведский исследователь К. Шееле обнаружили в своих экспериментах по сжиганию веществ газ, который не поддерживает дыхания и горения. Позднее, в 1787 г., А. Лавуазье установил наличие в воздухе газа, не поддерживающего дыхания и горения, и по его предложению этому газу было дано название «азот», означающее «безжизненный» (от лат. *a* — нет и *зоэ* — жизнь). Другое латинское название *нитрогениум*, введенное в 1790 г. Ж. Шапталем, означает «рождающий селитру».

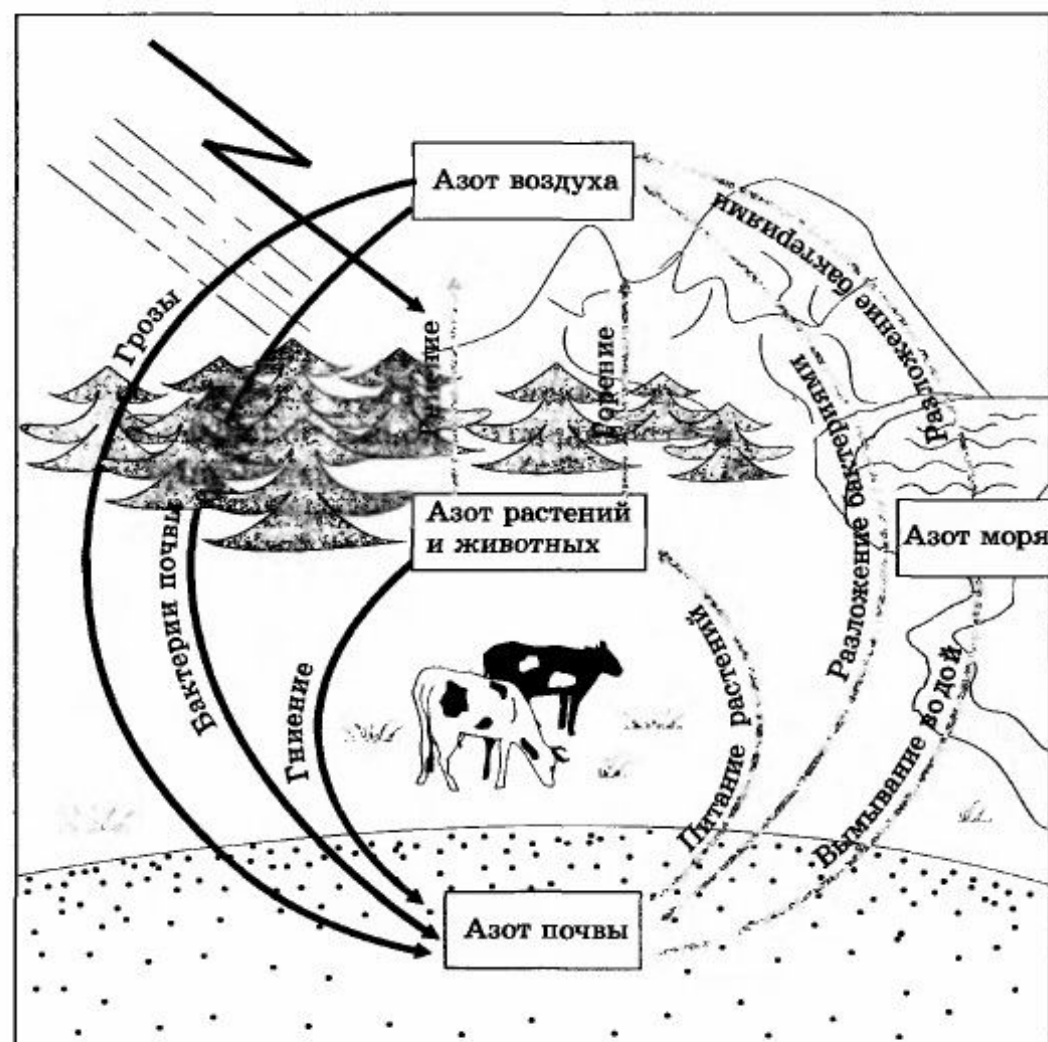
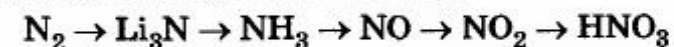


Рис. 27. Круговорот азота в природе

1. Строение атомов и молекул азота. 2. Свойства азота: взаимодействие с металлами, водородом, кислородом. 3. Получение азота из жидкого воздуха. 4. Применение азота. 5. Азот в природе и его биологическое значение.

1. Напишите уравнения реакций взаимодействия азота с магнием, кальцием, алюминием. Рассмотрите эти окислительно-восстановительные процессы. Как называются продукты реакций? Каков вид химической связи в них и тип кристаллической решетки? Какими свойствами должны обладать продукты реакций?

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



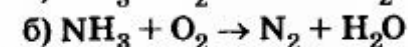
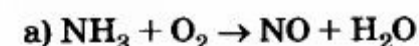
Рассмотрите первую реакцию как окислительно-восстановительную.

3. Дайте характеристику реакции по различным признакам:

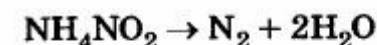


Рассмотрите условия смещения химического равновесия вправо.

4. Определите коэффициенты в уравнениях реакций, соответствующих следующим схемам, методом электронного баланса:



5. В лаборатории азот получают разложением нитрита аммония:

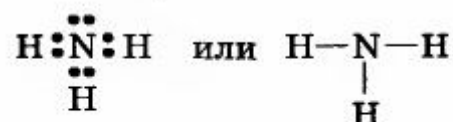


Придумайте и решите задачу, в условии которой была бы указана масса исходного вещества и массовая доля в нем примесей, а требовалось бы найти объем одного продукта и число молекул другого получаемого вещества.

§ 24 Аммиак

Прежде всего рассмотрим строение молекулы аммиака NH_3 . Как вы уже знаете, на внешнем энергетическом уровне атомы азота содержат пять электронов, из которых три электрона —

неспаренные. Именно они и участвуют в формировании трех ковалентных связей с тремя атомами водорода при образовании молекулы аммиака NH_3 :



Три общие электронные пары смещены в сторону более электроотрицательного атома азота, а так как молекула аммиака имеет форму треугольной пирамиды (рис. 28), то в результате смещения электронных пар возникает диполь, т. е. система с двумя полюсами.

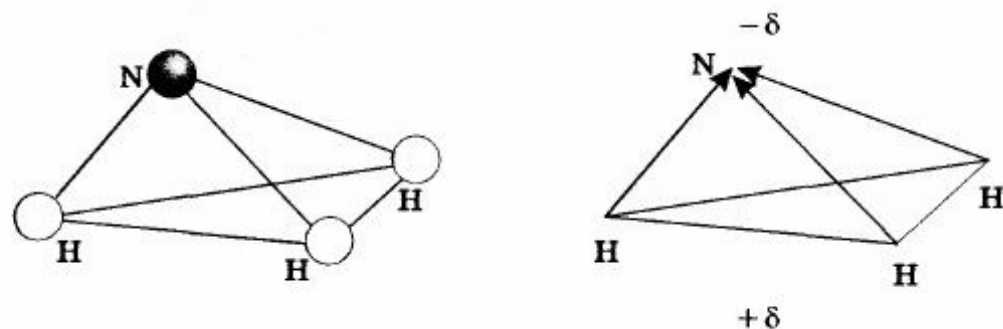
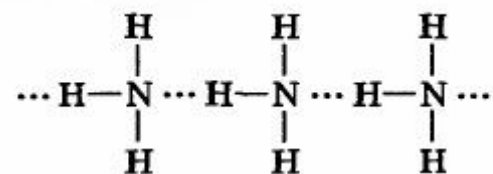


Рис. 28. Строение молекулы аммиака

Для молекул аммиака характерно связывание их между собой. Этот особый вид химической межмолекулярной связи называется *водородной связью*:



Водородная связь — это химическая связь между атомами водорода одной молекулы и атомами очень электроотрицательных элементов (фтора, кислорода, азота), имеющих неподеленные электронные пары другой молекулы.

Это очень слабая связь — примерно в 15—20 раз слабее ковалентной. Благодаря ей некоторые низкомолекулярные вещества (т. е. имеющие небольшую молекулярную массу) образуют ассоциаты, что приводит к повышению температур

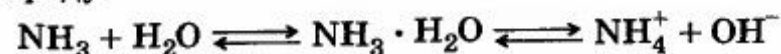
плавления и кипения веществ. Водородная связь образуется между молекулами воды, спиртов, фтороводорода.

Очень важную роль играет водородная связь в молекулах важнейших для живых существ соединений — белков и нуклеиновых кислот.

Аммиак — бесцветный газ с резким запахом, почти в два раза легче воздуха. Аммиак нельзя вдыхать продолжительное время, так как он ядовит. Этот газ легко сжижается при обычном давлении и температуре $-33,4^\circ\text{C}$, а при испарении жидкого аммиака из окружающей среды поглощается много тепла, поэтому аммиак применяется в холодильных установках.

Аммиак очень хорошо растворим в воде: при 20°C в 1 объеме ее растворяется около 710 объемов аммиака (рис. 29). Концентрированный водный раствор аммиака (25%-ный по массе) называется *водным аммиаком*, или *аммиачной водой*, а используемый в медицине раствор аммиака известен под названием *нашатырный спирт*. Тот нашатырный спирт, который имеется в вашей домашней аптечке, содержит 10% аммиака.

Если к раствору аммиака прилить несколько капель фенолфталеина, то он окрасится в малиновый цвет, т. е. покажет щелочную среду:



Наличием гидроксид-ионов OH^- и объясняется щелочная реакция водных растворов аммиака. Если окрашенный фенолфталеином раствор аммиака подогреть, то окраска исчезнет (*почему?*).

Аммиак взаимодействует с кислотами, образуя *соли аммония*. Это взаимодействие наглядно наблюдается в следующем опыте: если стеклянную палочку или стакан, смоченные раствором аммиака, поднести к другой палочке или стакану, смоченным раствором соляной кислоты, то появится густой белый



Рис. 29. Растворение аммиака в воде

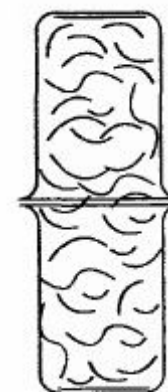
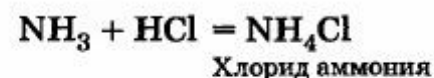
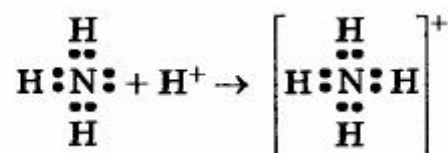


Рис. 30. «Дым без огня»

дым (рис. 30). Вот и верь после этого поговорке, что дыма без огня не бывает:



И водный раствор аммиака, и соли аммония содержат особый ион — катион аммония NH_4^+ , играющий роль катиона металла. Он получается в результате того, что атом азота имеет свободную (неподеленную) электронную пару, за счет которой и формируется еще одна ковалентная связь с катионом водорода, переходящего к аммиаку от молекул кислот или воды:



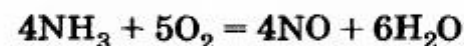
➔ Такой механизм образования ковалентной связи, которая возникает не в результате обобществления непарных электронов, а благодаря свободной электронной паре, имеющейся у одного из атомов, называется донорно-акцепторным.

В данном случае донором этой свободной электронной пары служит атом азота в аммиаке, а акцептором — катион водорода кислоты или воды.

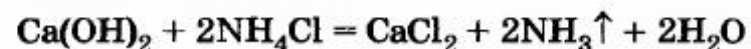
Еще одно химическое свойство аммиака вы сможете сами прогнозировать, если обратите внимание на степень окисления в нем атомов азота, а именно -3 . Конечно же аммиак — сильнейший восстановитель, т. е. его атомы азота могут только отдавать электроны, но не принимать их. Так, аммиак способен окисляться или до свободного азота (без участия катализатора):



или до оксида азота(II) (в присутствии катализатора):



Как производят аммиак в промышленности, вы уже знаете — синтезом из азота и водорода. В лаборатории аммиак получают действием гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ на соли аммония, чаще всего на хлорид аммония:



Газ собирают в перевернутый кверху дном сосуд, а распознают или по запаху, или по посинению влажной красной лакмусовой бумажки, или по появлению белого дыма при внесенной палочке, смоченной соляной кислотой. Аммиак и его соли широко используются в промышленности и технике, в сельском хозяйстве, быту. Основные области их применения показаны на рисунке 31.

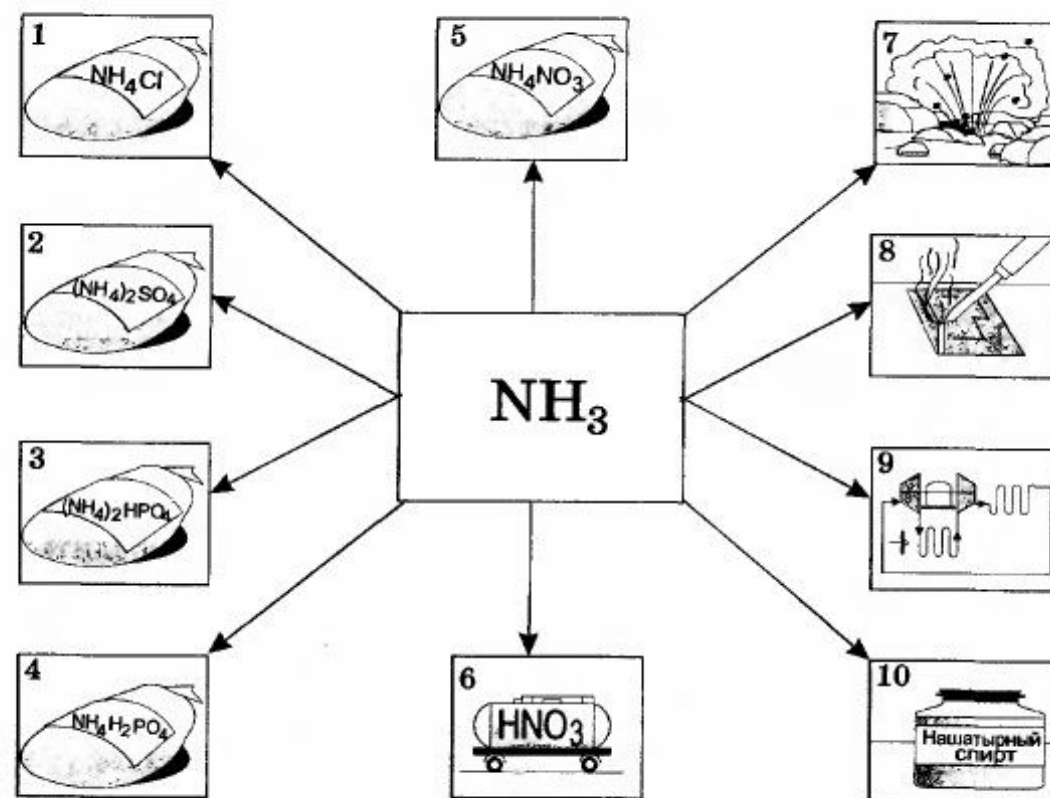


Рис. 31. Применение аммиака и солей аммония: 1—5 — производство минеральных удобрений; 6 — производство азотной кислоты; 7 — получение взрывчатых веществ; 8 — для паяния; 9 — в холодильных установках; 10 — в медицине и быту (нашатырный спирт)

1. Строение молекулы аммиака. 2. Водородная связь. 3. Свойства аммиака: взаимодействие с водой, кислотами и кислородом. 4. Донорно-акцепторный механизм образования иона аммония. 5. Получение, сборание и распознавание аммиака.

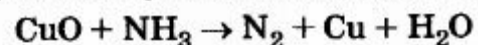
1. Какие свойства аммиака лежат в основе его применения в медицине, холодильных установках?

2 В чем особенности водородной связи? Какое значение она имеет в химии и биологии?

3 Является ли донорно-акцепторная связь особым видом химической связи? Почему?

4 Какую степень окисления имеет азот в хлориде аммония? в нитрате аммония?

5 Определите коэффициенты в следующей схеме химической реакции, используя метод электронного баланса:



6 Почему аммиак проявляет только восстановительные свойства?

§ 25 Соли аммония

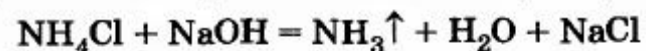
Как было сказано, катион аммония NH_4^+ играет роль катиона металла и он образует с кислотными остатками соли: NH_4NO_3 — нитрат аммония, или аммиачная селитра, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — сульфат аммония и т. д.

Все соли аммония — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. По ряду свойств они похожи на соли щелочных металлов, и в первую очередь на соли калия, так как радиусы ионов K^+ и NH_4^+ приблизительно равны.

Соли аммония получают взаимодействием аммиака или его водного раствора с кислотами.

Они обладают всеми свойствами солей, обусловленными наличием кислотных остатков. Например, хлорид или сульфат аммония реагирует соответственно с нитратом серебра или хлоридом бария, образуя при этом характерные осадки. Карбонат аммония взаимодействует с кислотами, так как в результате реакции образуется углекислый газ.

Кроме того, ион аммония обуславливает другое, общее для всех солей аммония, свойство: его соли реагируют со щелочами при нагревании с выделением аммиака, например:



или в сокращенном виде:



Эта реакция является качественной реакцией на соли аммония, так как образующийся аммиак легко обнаруживается (как именно?).

Третья группа свойств солей аммония — это их способность разлагаться при нагревании с выделением газообразного аммиака, например:



В этой реакции образуется также газообразный хлороводород, который улетучивается вместе с аммиаком, а при охлаждении вновь соединяется с ним, образуя соль, т. е. при нагревании в пробирке сухой хлорид аммония как бы возгоняется, но на верхних холодных стенках пробирки снова появляются белые кристаллики NH_4Cl (рис. 32).

Основные области применения солей аммония были показаны ранее, на рисунке 31. Здесь обратим ваше внимание на то, что почти все соли аммония используют в качестве азотных удобрений. Как вы знаете, растения способны усваивать азот только в связанном виде, т. е. в виде ионов NH_4^+ или NO_3^- . Замечательный русский агрохимик Д. Н. Прянишников выяснил, что если у растения есть выбор, то оно предпочитает катион аммония нитрат-аниону, поэтому использование солей аммония в качестве азотных удобрений особенно эффективно. Очень ценным азотным удобрением является нитрат аммония NH_4NO_3 .

Отметим другие области применения некоторых солей аммония.

Хлорид аммония NH_4Cl используют при паянии, так как он очищает поверхность металла от оксидной пленки и к ней хорошо пристает припой.

Гидрокарбонат аммония NH_4HCO_3 и карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ применяют в кондитерском деле, так как они легко разлагаются при нагревании и образуют газы, разрыхляющие тесто и делающие его пышным, например:

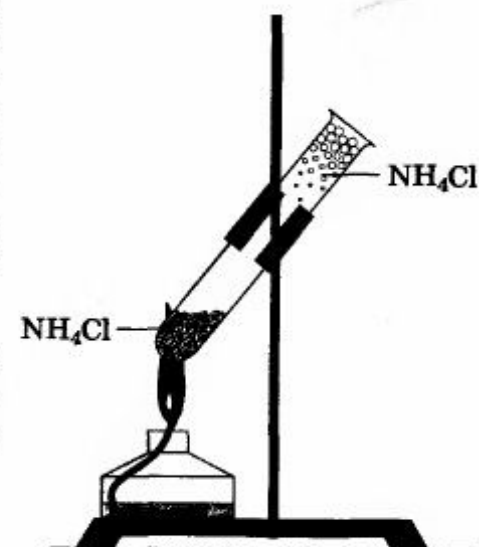
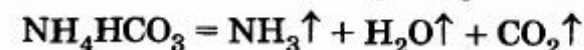


Рис. 32. «Возгонка» хлорида аммония

Нитрат аммония NH_4NO_3 в смеси с порошками алюминия и угля используют в качестве взрывчатого вещества — аммонала, который широко применяется при разработке горных пород.

1. Соли аммония. 2. Свойства солей аммония, обусловленные ионом аммония, кислотных остатков. Разложение солей аммония. 3. Качественная реакция на ион аммония. 4. Хлорид, нитрат, карбонат аммония и их применение.

1

Напишите уравнения реакций (в молекулярной и ионной формах) между следующими парами веществ: а) сульфат аммония и хлорид бария; б) хлорид аммония и нитрат серебра.

2

Напишите уравнения реакций, характеризующих свойства карбоната аммония: взаимодействие с кислотой, щелочью, солью и реакцию разложения. Первые три уравнения запишите также в ионной форме.

3

С многоосновными кислотами аммиак образует не только средние, но и кислые соли. Напишите формулы кислых солей, которые он может дать при взаимодействии с фосфорной кислотой. Назовите их и напишите уравнения диссоциации этих солей.

4

Составьте молекулярные и, где это возможно, ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие переходы:



5

Определите количество вещества, объем и массу аммиака, необходимого для получения 250 кг сульфата аммония, используемого в качестве удобрения.

§

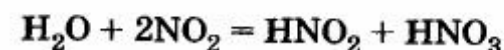
26 Кислородные соединения азота

Оксиды. Азот образует пять оксидов со степенями окисления +1, +2, +3, +4, +5.

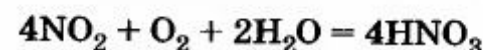
Оксиды N_2O и NO несолеобразующие (что это означает?),

а остальные оксиды — кислотные: N_2O_3 соответствует азоти-

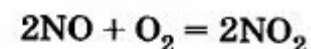
стая кислота HNO_2 , а N_2O_5 — азотная кислота HNO_3 . Оксид азота(IV) NO_2 при растворении в воде образует одновременно две кислоты — HNO_2 и HNO_3 :



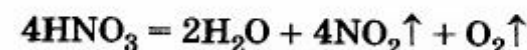
Если же он растворяется в воде в присутствии избытка кислорода, получается только азотная кислота



Оксид азота(IV) NO_2 — бурый, очень ядовитый газ. Он легко получается при окислении кислородом воздуха бесцветного несолеобразующего оксида азота(II):

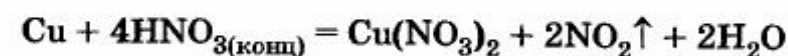


Азотная кислота HNO_3 — бесцветная жидкость, которая «дымится» на воздухе. При хранении на свету концентрированная азотная кислота желтеет, так как частично разлагается с образованием бурого газа NO_2 :

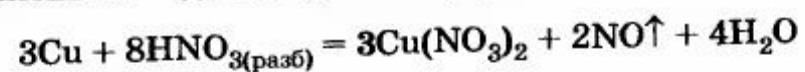


Азотная кислота проявляет все типичные свойства сильных кислот: взаимодействует с оксидами и гидроксидами металлов, с солями. Но вот с металлами она ведет себя по-особому — ни один из металлов не вытесняет из азотной кислоты водород, независимо от ее концентрации (для серной кислоты такое поведение характерно только в ее концентрированном состоянии). Это объясняется тем, что HNO_3 является сильным окислителем, в ней азот имеет максимальную степень окисления +5. Именно он и будет восстанавливаться при взаимодействии с металлами.

Продукт восстановления зависит от положения металла в ряду напряжений, от концентрации кислоты и условий проведения реакции. Например, при взаимодействии с медью концентрированная азотная кислота восстанавливается до оксида азота(IV):



а разбавленная — до оксида азота(II):



Железо и алюминий при действии концентрированной HNO_3 покрывается прочной оксидной пленкой, предохраняющей металл от дальнейшего окисления, т. е. кислота *пассивирует* их. Поэтому азотную кислоту, как и серную, можно перевозить в стальных и алюминиевых цистернах.

Азотная кислота окисляет многие органические вещества, обесцвечивает красители. При этом обычно выделяется много теплоты и вещество воспламеняется. Так, если к азотной кислоте прилить каплю скипидара, то происходит яркая вспышка, а тлеющая лучинка в ней загорается (рис. 33).

Азотная кислота широко применяется в химической промышленности для производства азотных удобрений, пластмасс, искусственных волокон, органических красителей и лаков, лекарств и взрывчатых веществ.

Соли азотной кислоты — *нитраты* получают при действии кислоты на металлы, их оксиды и гидроксиды. Нитраты натрия, калия, кальция и аммония называются *селитрами*: NaNO_3 — натриевая селитра, KNO_3 — калийная селитра, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — кальциевая селитра, NH_4NO_3 — аммиачная селитра. Все они применяются как азотные удобрения.

Калийная селитра используется также при изготовлении черного пороха, а из аммиачной селитры, как вы уже знаете,

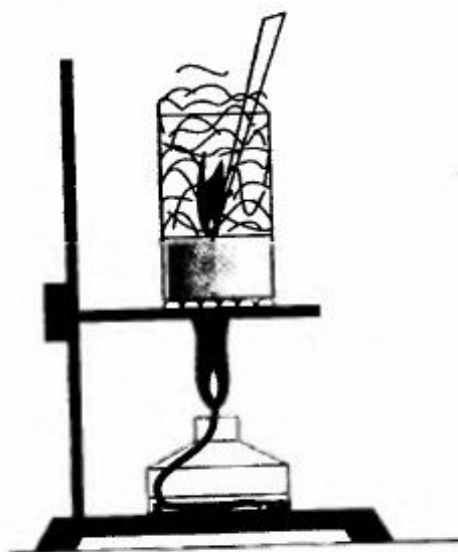


Рис. 33. Горение лучинки в азотной кислоте



Рис. 34. Горение раскаленного угля в расплавленном нитрате натрия

готовят взрывчатое вещество аммонал. Нитрат серебра, или ляпис, AgNO_3 применяется в медицине для прижигания ран, язв и др.

Почти все нитраты хорошо растворимы в воде. При нагревании они разлагаются с выделением кислорода, например:



Поэтому если в расплавленную в пробирке калийную селитру бросить кусочек раскаленного древесного угля, то он энергично сгорит, взаимодействуя с выделяющимся из селитры кислородом (рис. 34).



1. Несолеобразующие и кислотные оксиды азота.
2. Оксид азота(IV).
3. Свойства азотной кислоты как электролита и как окислителя.
4. Взаимодействие концентрированной и разбавленной азотной кислоты с медью.
5. Применение азотной кислоты.
6. Нитраты, селитры.

1

Почему азотная кислота не образует кислых солей?

2

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций азотной кислоты с гидроксидом меди(II), оксидом железа(III) и карбонатом натрия.

3

Большинство солей азотной кислоты растворимы в воде, тем не менее предложите уравнение реакции HNO_3 с солью, в результате которой образуется осадок. Напишите ионное уравнение этой реакции.

4

Рассмотрите уравнения реакций разбавленной и концентрированной азотной кислоты с медью с точки зрения процессов окисления-восстановления.

5

Предложите две цепочки превращений, приводящих к получению азотной кислоты, исходя из азота и аммиака. Опишите окислительно-восстановительные реакции, используя метод электронного баланса.

6

Сколько килограммов 68%-ной азотной кислоты можно получить из $134,4 \text{ м}^3$ оксида азота(IV)?

7

При прокаливании 340 г натриевой селитры получили 33,6 л кислорода. Какова массовая доля примесей в селитре?

8

Запишите цепочку превращения веществ, отражающую способ получения азотной кислоты из аммиака. Там, где это имеет место, рассмотрите процессы окисления-восстановления.

§

27 Фосфор и его соединения

Строение и свойства атомов. Следующий после азота представитель главной подгруппы V группы Периодической системы — элемент-неметалл фосфор P. Атомы фосфора по сравнению с атомами азота имеют больший радиус, меньшее значение электроотрицательности, а значит, более выраженные восстановительные свойства. Соединения со степенью окисления -3 атома фосфора встречаются реже, чем у азота (только в фосфидах — соединениях фосфора с металлами, например Ca_3P_2 , Na_3P). Чаще фосфор проявляет в соединениях степень окисления +5. А вот его соединение с водородом — фосфин PH_3 — тот редкий случай, когда ковалентная связь между атомами разных элементов неполярна в силу того, что электроотрицательности фосфора и водорода имеют почти одинаковые значения.

Фосфор — простое вещество. Химический элемент фосфор образует несколько аллотропных модификаций. Из них вы уже знаете два простых вещества: *белый фосфор* и *красный фосфор*.

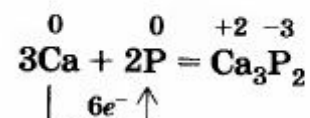
Белый фосфор имеет молекулярную кристаллическую решетку, состоящую из молекул P_4 . Нерастворим в воде, хорошо растворяется в сероуглероде. На воздухе легко окисляется, а в порошкообразном состоянии даже воспламеняется.

Белый фосфор очень ядовит. Особым свойством его является способность светиться в темноте вследствие его окисления. Хранят его под водой.

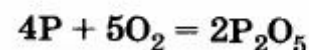
Красный фосфор представляет собой темно-малиновый порошок. Не растворяется ни в воде, ни в сероуглероде. На воздухе окисляется медленно и не самовоспламеняется. Неядовит и не светится в темноте.

При нагревании красного фосфора в пробирке, закрытой ватным тампоном, он превращается в белый фосфор (концентрированные пары), и если выдернуть тампон, белый фосфор вспыхнет на воздухе (рис. 35). Этот опыт показывает опасность белого фосфора.

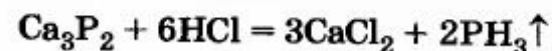
Химические свойства красного и белого фосфора близки, но белый фосфор более химически активен. Так, оба они, как и положено неметаллам, взаимодействуют с металлами, образуя *фосфиды*:



Белый фосфор самовоспламеняется на воздухе, а красный горит при поджигании. В обоих случаях образуется оксид фосфора(V), выделяющийся в виде густого белого дыма:



С водородом фосфор непосредственно не реагирует, фосфин PH_3 можно получить косвенно, например из фосфидов:



Фосфин — очень ядовитый газ с неприятным запахом. Легко воспламеняется на воздухе. Это свойство фосфина и объясняет появление болотных блуждающих огней.

Соединения фосфора. При горении фосфина или фосфора образуется, как вы уже знаете, оксид фосфора(V) P_2O_5 — белый гигроскопичный порошок. Это типичный кислотный оксид, обладающий всеми свойствами кислотных оксидов.

Оксиду фосфора соответствует фосфорная кислота H_3PO_4 . Она представляет собой твердое прозрачное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде в любых соотношениях. Как трехосновная кислота, H_3PO_4 образует три ряда солей:

средние соли, или *фосфаты*, например $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, которые нерастворимы в воде, кроме фосфатов щелочных металлов;

кислые соли — *дигидрофосфаты*, например $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, большинство из которых хорошо растворимы в воде;

кислые соли — *гидрофосфаты*, например CaHPO_4 , которые мало растворимы в воде (кроме фосфатов натрия, калия и ам-

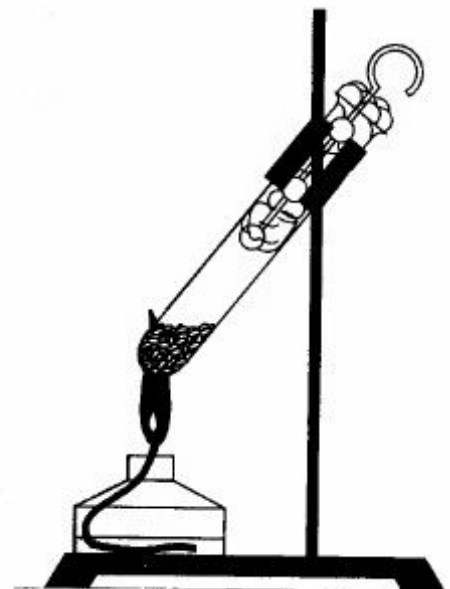


Рис. 35. Опыт, иллюстрирующий переход красного фосфора в белый

мония), т. е. занимают промежуточное положение между фосфатами и гидрофосфатами по растворимости.

В природе фосфор в свободном виде не встречается — только в виде соединений. Важнейшими природными соединениями фосфора являются минералы фосфориты и апатиты. Основную их массу составляет фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, из которого и получают в промышленности фосфор.

Биологическое значение фосфора. Фосфор является постоянной составной частью тканей организмов человека, животных и растений. В организме человека большая часть фосфора связана с кальцием. Для построения скелета ребенку требуется столько же фосфора, сколько и кальция. Кроме костей, фосфор содержится в нервной и мозговой тканях, крови, молоке. В растениях, как и у животных, фосфор входит в состав белков.

Из фосфора, поступающего в организм человека с пищей, главным образом с яйцами, мясом, молоком и хлебом, строится АТФ — аденозинтрифосфорная кислота, которая служит собирателем и носителем энергии, а также нуклеиновые кислоты — ДНК и РНК, осуществляющие передачу наследственных свойств организма. Наиболее интенсивно АТФ расходуется в активно работающих органах тела: в печени, мышцах, мозгу. Недаром знаменитый минералог, один из основоположников науки геохимии, академик А. Е. Ферсман назвал фосфор «элементом жизни и мысли».

Как было указано, фосфор существует в природе в виде соединений, содержащихся в почве (или растворенных в природных водах). Из почвы фосфор извлекается растениями, а животные получают фосфор с растительной пищей. После отмирания растительных и животных организмов фосфор снова переходит в почву. Так осуществляется круговорот фосфора в природе (рис. 36).

Применение фосфора и его соединений. Красный фосфор используют для производства спичек, фосфорной кислоты, которая, в свою очередь, идет на производство фосфорных удобрений и кормовых добавок для животноводства. Кроме того, фосфор применяют для получения ядохимикатов (вспомните баллончики с дихлофосом, хлорофосом и др.).

Открытие фосфора. Фосфор был открыт немецким алхимиком Г. Брандом в 1669 г. и получил свое название за его способность светиться в темноте (греч. *фосфор* — светоносный).

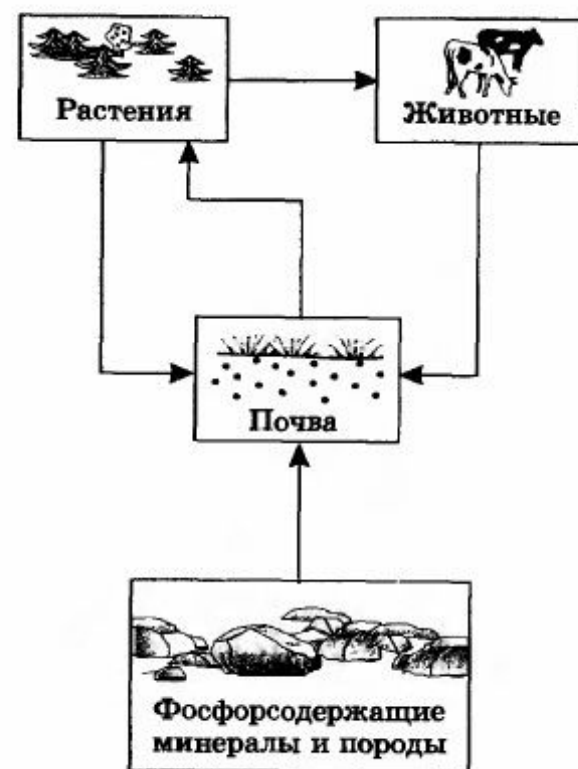


Рис. 36. Круговорот фосфора в природе



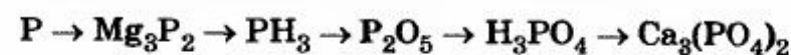
1. Аллотропия фосфора: белый фосфор, красный фосфор.
2. Свойства фосфора: образование фосфидов, фосфина, оксида фосфора(V).
3. Фосфорная кислота и три ряда ее солей: фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты.
4. Биологическое значение фосфора (фосфат кальция, АТФ, ДНК и РНК).
5. Применение фосфора и его соединений.

1

Напишите формулы трех видов солей натрия и фосфорной кислоты, назовите их и запишите уравнения их диссоциации.

2

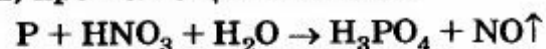
Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы там, где они имеют место.

3

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции, протекающей по схеме:



4

В промышленности фосфор получают прокаливанием смеси фосфата кальция с песком и коксом согласно уравнению:



Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы. Придумайте и решите задачу на определение массы фосфора при известном выходе его от теоретически возможного, в условии задачи укажите массу исходного фосфата кальция и долю примесей в нем.

5

Сколько килограммов 80%-ной фосфорной кислоты можно получить из 31 кг фосфора, содержащего 5% примесей?

6

В 980 г 5%-ного раствора фосфорной кислоты растворили 152 г оксида фосфора(V). Какой стала массовая доля фосфорной кислоты в полученном растворе?

7

«...Да! Это была собака, огромная, черная, как смоль. Но такой собаки еще никто из нас, смертных, не видывал. Из ее отверстой пасти вырывалось пламя, глаза метали искры, по морде и загривку мерцал переливающийся огонь. Ни в чьем воспаленном мозгу не могло возникнуть видение более страшное, более омерзительное, чем это адское существо, выскочившее на нас из тумана... Страшный пес, величиной с молодую львицу. Его огромная пасть все еще светилась голубоватым пламенем, глубоко сидящие дикие глаза были обведены огненными кругами. Я дотронулся до этой светящейся головы и, отняв руку, увидел, что мои пальцы тоже засветились в темноте. — Фосфор, — сказал я».

В этом отрывке из знаменитой «Собаки Баскервильей» А. Конан-Дойл допустил существенную химическую ошибку. Назовите ее.

§

28 Углерод

Строение и свойства атомов. Углерод С — первый элемент главной подгруппы IV группы Периодической системы. Его атомы содержат на внешнем энергетическом уровне 4 электрона, поэтому они могут принимать четыре электрона, приобре-

тая при этом степень окисления -4 , т. е. проявлять окислительные свойства и отдавать свои электроны более электроотрицательным элементам, т. е. проявлять восстановительные свойства, приобретая при этом степень окисления $+4$.

Углерод — простое вещество. Вы уже знаете, что углерод образует аллотропные модификации — алмаз и графит.

Алмаз — прозрачное кристаллическое вещество, самое твердое из всех природных веществ. Он служит эталоном твердости, которая по десятибалльной системе оценивается высшим баллом 10. Такая твердость алмаза обусловлена особой структурой его атомной кристаллической решетки (рис. 37). В ней каждый атом углерода окружен такими же атомами, расположенными в вершинах правильного тетраэдра.

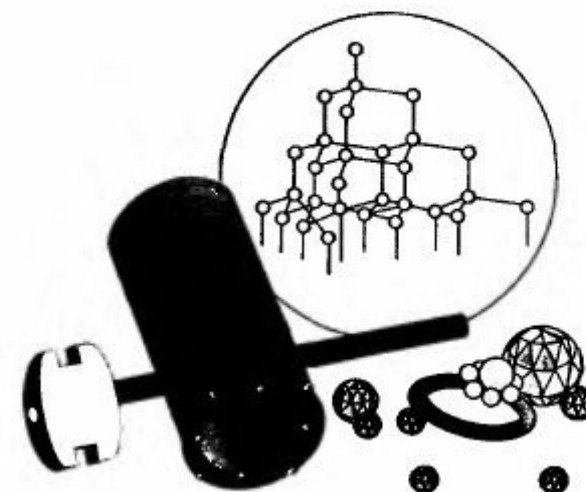


Рис. 37. Строение алмаза и его применение: бриллианты, наконечники бура, алмаз в оправе для резки стекла, алмазный «карандаш»

Кристаллы алмаза обычно бесцветные, но бывают синего, голубого, красного и черного цветов. Они имеют очень сильный блеск благодаря высокой светопреломляющей и светоотражающей способности.

Алмазы были известны еще в древности. Само слово «алмаз» происходит или от арабского *алмас*, что означает «твердый», или от греческого слова *адамас*, т. е. «несокрушимый, непреодолимый». Массу алмазов измеряют в каратах, 1 карат соответствует 0,2 г. Ограниченные прозрачные алмазы называются бриллиантами. Они украшают короны царей бывшей Российской империи, орден Святого Андрея Первозванного (рис. 38). Крупные алмазы имеют свою биографию и носят

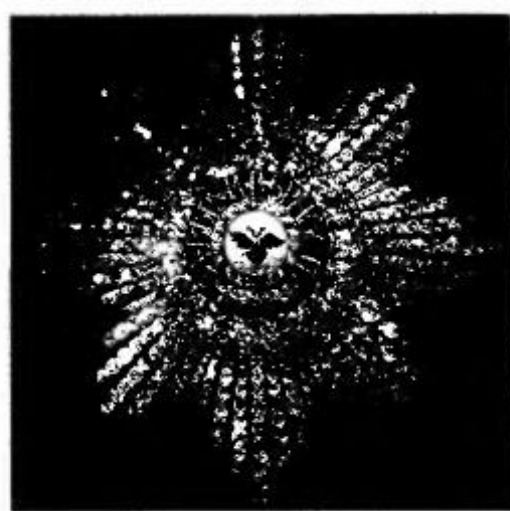


Рис. 38. Звезда ордена Святого Андрея Первозванного¹



Рис. 39. Алмаз «Шах»

имена. Самый крупный из найденных алмазов — это «Куллинан» из Южной Африки (3025 каратов). В Алмазном фонде России хранится знаменитый алмаз «Шах» в 87 каратов (рис. 39). Им персидское правительство расплатилось за жизнь известного писателя и дипломата А. С. Грибоедова, погибшего в Тегеране в 1829 г.

Алмазы — это не только камни ювелиров. Благодаря исключительно высокой твердости алмазов они применяются для изготовления буров, сверл, шлифовальных инструментов, резки стекла.

Крупнейшие месторождения алмазов находятся в Южной Африке, а в России их добывают в Якутии.

Графит — темно-серое, жирное на ощупь кристаллическое вещество с металлическим блеском. В отличие от алмаза графит мягкий (оставляет след на бумаге) и непрозрачный, хорошо проводит тепло и электрический ток. Мягкость графита обусловлена слоистой структурой (рис. 40). В кристаллической решетке графита атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны в правильные шестиугольники. Связи между слоями малопрочны. Он очень тугоплавок.

Из графита изготавливают электроды (вспомните электролитическое получение алюминия), твердые смазки, замедлители нейтронов в ядерных реакторах, стержни для карандашей. При

¹ Звезда восьмилучевая сплошь усыпана бриллиантами различной величины и украшена тринадцатью мелкими сапфирами.

высоких температурах и давлениях из графита получают искусственные алмазы, которые широко применяются в технике.

Сходное с графитом строение имеют сажа и древесный уголь. Древесный уголь получают при сухой перегонке древесины. Этот уголь благодаря своей пористой поверхности обладает замечательной способностью поглощать газы и растворенные вещества. Это свойство называется *адсорбцией*. Чем больше пористость древесного угля, тем эффективнее адсорбция. Чтобы увеличить поглотительную способность, древесный уголь обрабатывают горячим водяным паром. Обработанный таким способом уголь называют *активированным* или *активным* (рис. 41). В аптеках его продают в виде черных таблеток карболена.

Если бросить кусочки активированного угля в колбу с бурым газом NO_2 , то бурая окраска в колбе исчезнет. На поглотительной способности активированного угля основано действие противогазов — устройств для защиты от вредных примесей, имеющих в воздухе. Первый противогаз был изобретен выдающимся русским химиком Н. Д. Зелинским и спас жизнь тысячам солдат в период первой мировой войны.

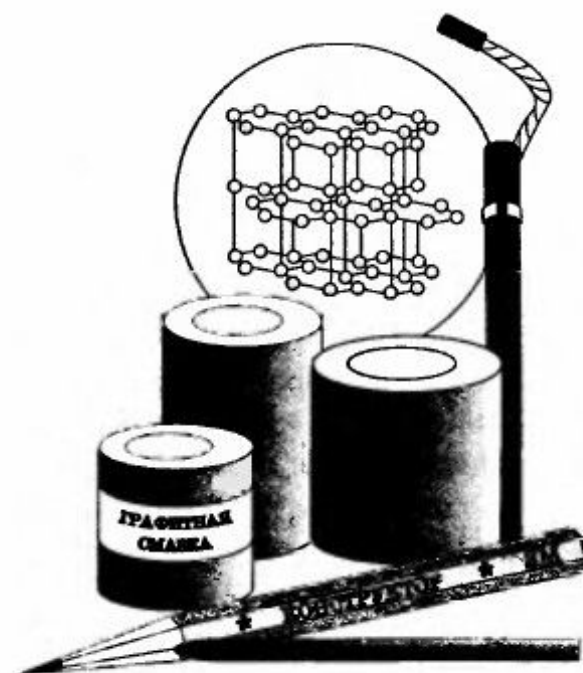


Рис. 40. Строение графита и его применение: смазка, карандаш, втулка, электрод



Рис. 41. Пористая структура активированного угля



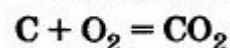
Николай Дмитриевич Зелинский
(1861—1953)

Русский химик-органик, академик АН СССР (с 1929). Один из основоположников учения об органическом катализе. Занимался вопросами химии нефти. Синтезировал ряд аминокислот, оксиаминокислот и многих других органических веществ. Совместно с инженером А. Кумантом (1915) создал противогаз.

Активированный уголь широко применяется в промышленности для очистки многих продуктов, например спирта, от силовых масел, сахарного сиропа от окрашенных веществ, для улавливания бензина из природных газов. Другие области применения вы найдете на рисунке 42.

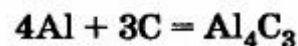
Теперь перейдем к рассмотрению химических свойств углерода.

Алмаз и графит соединяются с кислородом при очень высокой температуре. Сажа и уголь взаимодействуют с кислородом гораздо легче, сгорая в нем. Но в любом случае результат такого взаимодействия один — образуется углекислый газ:



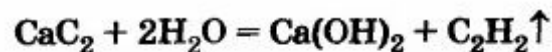
(какие свойства — восстановительные или окислительные проявляет в этой реакции углерод?).

С металлами углерод при нагревании образует карбиды, например:



(какие свойства проявляет углерод в этой реакции?).

Карбид алюминия — светло-желтые прозрачные кристаллы. Вам более известен карбид кальция CaC_2 в виде кусков серого цвета. Его применяют газосварщики для получения ацетилена:



Ацетилен используют для резки и сварки металлов, сжигая его с помощью кислорода в специальных горелках.

Если водой подействовать на карбид алюминия, то получится другой газ — метан CH_4 :

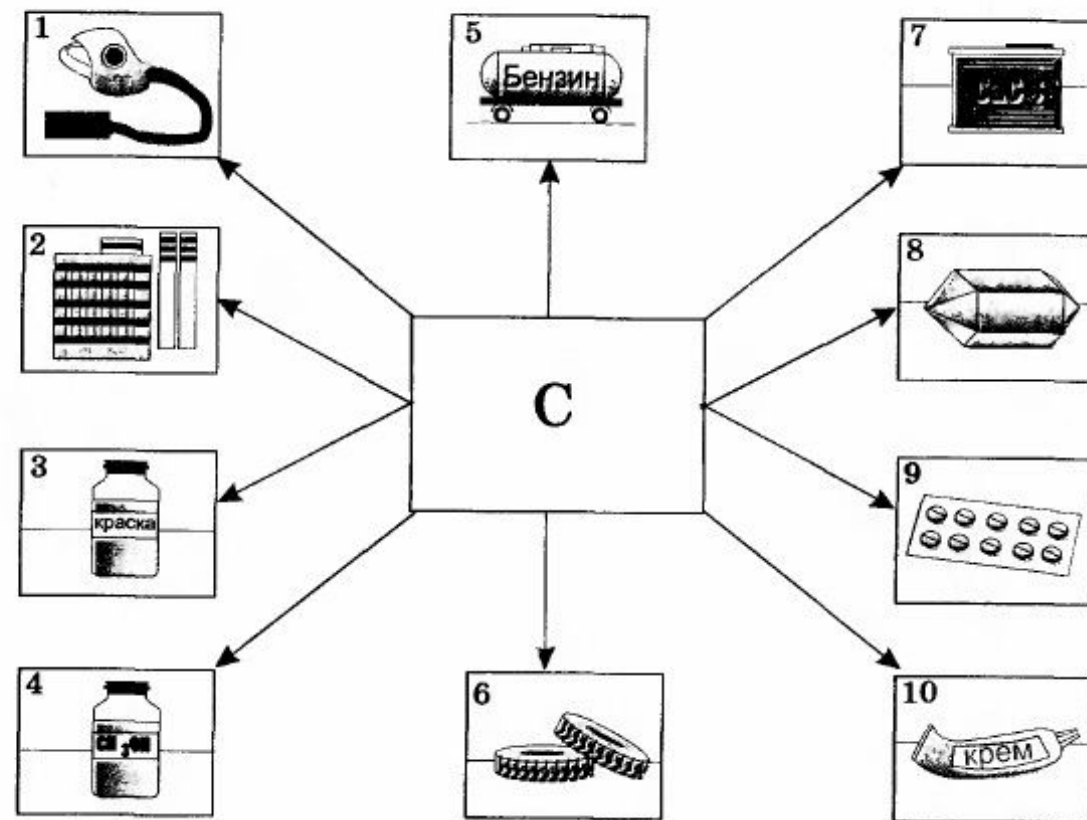
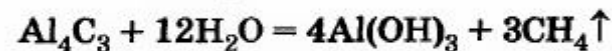
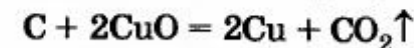


Рис. 42. Применение углерода (активированного угля, графита, сажи): 1 — адсорбент; 2 — в производстве сахара; 3 — для приготовления черной краски; 4 — для очистки спирта; 5 — в производстве синтетического бензина; 6 — наполнитель при получении резины; 7 — для получения карбида кальция; 8 — для получения искусственных алмазов; 9 — в медицине; 10 — составная часть крема для обуви

Метан можно получить также синтезом из углерода и водорода при нагревании.

Если в пробирке прокалить смесь черного порошка оксида меди(II) с порошком древесного угля, то смесь приобретает красный цвет из-за образовавшейся в результате реакции меди:



(какие свойства проявляет углерод в этой реакции?).

Круговорот углерода в природе. В природе углерод встречается в свободном состоянии (алмаз, графит) и в форме соединений, главным образом карбонатов. Основным карбонатным минералом является кальцит $CaCO_3$, который образует известняк, мел и мрамор.

В атмосфере содержится оксид углерода CO_2 — углекислый газ. Это соединение образуется при дыхании живых организ-

мов и при сгорании топлива. Поэтому в городской местности, вблизи заводов, фабрик и транспорта углекислого газа конечно же больше, чем в сельской местности. Он образуется также при тлении и гниении органических веществ.

Гораздо больше, чем в воздухе, углекислого газа содержится в водах морей и океанов.

Углерод — основная составная часть каменного угля (до 99%), бурого угля (до 72%), а также торфа (до 57%). Теперь вам очевидно происхождение названия *углерод*, т. е. «рождающий уголь». Аналогично и латинское название *карбонеум* в основе содержит корень *карбо* — уголь.

Нефть является смесью соединений углерода, главным образом с водородом. Их так и называют — углеводороды. Понятно, что это в основном жидкие углеводороды. Однако в нефти растворены также газообразные и твердые углеводороды. Углеводороды являются главной составной частью природного газа.



Углерод — это особый химический элемент. Он основа многообразия органических соединений, из которых построены все живые организмы на нашей планете.

Все перечисленные источники углерода участвуют в круговороте его в природе (рис. 43). Из атмосферы и природных вод углекислый газ поглощается зелеными растениями (фотосинтез), а в результате процессов дыхания, брожения, гниения CO_2 снова поступает в атмосферу и воды морей и океанов. Добываемые из недр земли уголь, нефть и другие углеродсодержащие горючие ископаемые при сжигании выделяют CO_2 , поступающий в атмосферу. При разрушении горных пород содержащиеся в них металлы при действии атмосферного CO_2 образуют осаждающиеся карбонаты.

Большие количества CO_2 выделяются при извержении вулканов.



1. Строение атома и степени окисления углерода -4 , $+4$.
2. Аллотропия углерода: алмаз и графит. 3. Древесный и активированный уголь. 4. Адсорбция, ее применение.
5. Химические свойства углерода: взаимодействие с кислородом, металлами, с водородом, с оксидами металлов. 6. Карбиды кальция и алюминия. 7. Ацетилен и метан. 8. Круговорот углерода в природе.

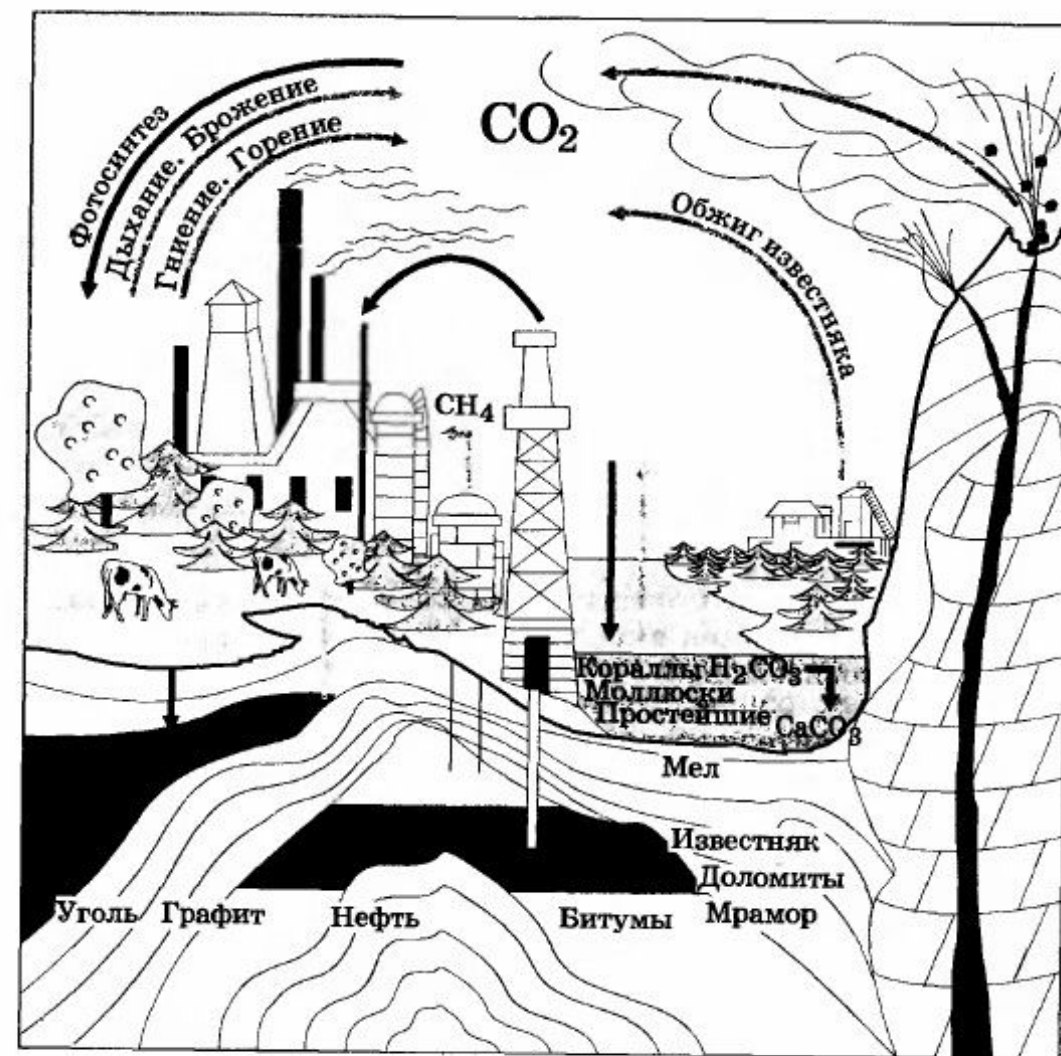


Рис. 43. Круговорот углерода в природе

1

Сравните строение алмаза и графита и их физические свойства — твердость, оптические свойства, электропроводность.

2

Напишите уравнения реакций с участием углерода, которые характеризуют отдельно его восстановительные и окислительные свойства. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы для них.

3

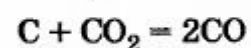
Вспомните из курса биологии, какой период в истории Земли носит название каменноугольного или карбона. Каково происхождение каменного угля?

4 Почему в домашние холодильники рекомендуется помещать по нескольку таблеток карболена?

5 Напишите уравнения реакций взаимодействия угля с оксидом железа(III) и оксидом олова(IV). Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

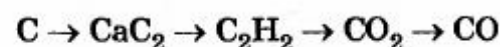
6 При сжигании 8 г угля было получено 10,64 л углекислого газа, что составляет 95% от теоретически возможного. Какова массовая доля примесей в угле?

7 При недостатке кислорода углерод взаимодействует с углекислым газом согласно уравнению:



Какая форма существования элемента углерода проявляет в этой реакции окислительные свойства, а какая — восстановительные?

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



Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

§ 29 Кислородные соединения углерода

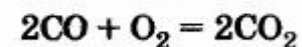
Углерод образует два оксида — CO и CO₂.

Оксид углерода(II) CO — бесцветный, не имеющий запаха газ, малорастворимый в воде. Его называют угарным газом, так как он очень ядовит. Попадая при дыхании в кровь, быстро соединяется с гемоглобином, образуя прочное соединение карбоксигемоглобин (объясните происхождение этого термина), лишая тем самым возможности гемоглобин переносить кислород. При вдыхании воздуха, содержащего 0,1% CO, человек может внезапно потерять сознание и умереть. Угарный газ образуется при неполном сгорании топлива (напишите уравнение соответствующей химической реакции), вот почему так опасно преждевременное закрывание дымоходов.

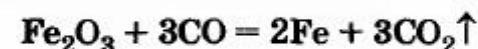
Оксид CO относят, как вы уже знаете, к несолеобразующим оксидам, так как, будучи оксидом неметалла, он должен реа-

гировать со щелочами и основными оксидами, однако этого не наблюдается.

CO — хороший восстановитель (почему?). Он сгорает в кислороде, образуя углекислый газ:



Оксид углерода(II) способен отнимать кислород у оксидов металлов, т. е. восстанавливать металлы из их оксидов:



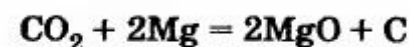
Именно это свойство оксида углерода(II) используется в металлургии при выплавке чугуна.

Оксид углерода(IV) CO₂ — широко известный под названием углекислый газ — бесцветный, не имеющий запаха газ. Он примерно в полтора раза тяжелее воздуха. При обычных условиях в 1 объеме воды растворяется 1 объем углекислого газа.

При давлении примерно 60 атм углекислый газ превращается в бесцветную жидкость. При испарении жидкого углекислого газа часть его превращается в твердую снегообразную массу, которую в промышленности прессуют, — это известный вам сухой лед, который применяется для хранения пищевых продуктов. Вы уже знаете, что твердый углекислый газ имеет молекулярную решетку, способен к возгонке (что это такое?).

CO₂ — это типичный кислотный оксид: взаимодействует со щелочами (например, вызывает помутнение известковой воды), с основными оксидами и водой.

Он не горит и не поддерживает горения (рис. 44) и потому применяется для тушения пожаров. Однако магний продолжает гореть в углекислом газе с образованием оксида и выделением углерода в виде сажи:



Углекислый газ получают, действуя на соли угольной кислоты — карбонаты растворами соляной, азотной и даже уксусной кислот. В лаборатории углекислый газ получают при действии на мел или мрамор соляной кислоты:



(как собирают и распознают углекислый газ?).

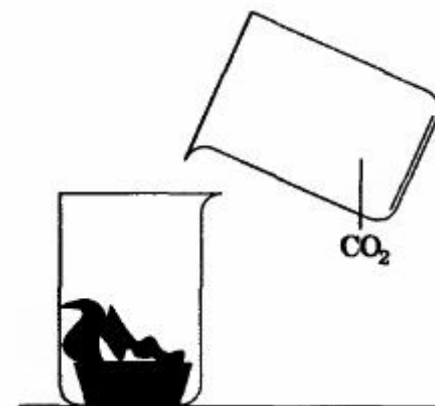


Рис. 44. Гашение пламени углекислым газом

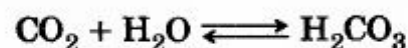
В промышленности большие количества углекислого газа получают обжигом известняка:



(вспомните, производство какого продукта служит основной целью этой реакции).

Углекислый газ, кроме уже названной области применения, используют также для изготовления шипучих напитков и для получения соды.

При растворении оксида углерода(IV) в воде образуется *угольная кислота* H_2CO_3 , которая очень нестойкая и легко разлагается на исходные компоненты — углекислый газ и воду:



Равновесие этой реакции смещено влево.

Как двухосновная кислота она образует два ряда солей: средние — *карбонаты* и кислые — *гидрокарбонаты*. Из карбонатов в воде растворимы только соли калия, натрия и аммония. Кислые соли, как правило, растворимы в воде.

При избытке углекислого газа в присутствии воды карбонаты могут превращаться в гидрокарбонаты. Так, если через известковую воду пропускать углекислый газ, то она сначала помутнеет из-за выпавшего в осадок нерастворимого в воде карбоната кальция, однако при дальнейшем пропускании углекислого газа помутнение исчезает в результате образования растворимого гидрокарбоната кальция:

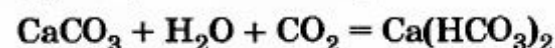
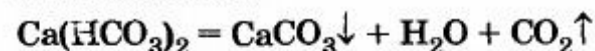


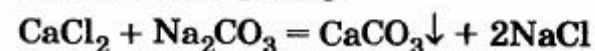
Рис. 45. Сталактиты

Именно наличием этой соли и объясняется *временная жесткость* воды. Почему временная? Потому, что при нагревании растворимый гидрокарбонат кальция снова превращается в нерастворимый карбонат:



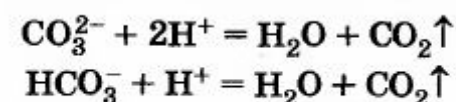
Эта реакция приводит к образованию накипи на стенках котлов, труб парового отопления и домашних чайников, а в природе в результате этой реакции формируются в пещерах свисающие вниз причудливые сталактиты (рис. 45).

Другие соли кальция и магния, в частности хлориды и сульфаты, придают воде *постоянную жесткость*. Кипячением постоянную жесткость воды устранить нельзя. Приходится использовать другой карбонат — соду Na_2CO_3 , которая переводит эти ионы Ca^{2+} в осадок, например:



Соду можно использовать и для устранения временной жесткости воды.

Карбонаты и гидрокарбонаты можно обнаружить с помощью растворов кислот: при действии на них кислот наблюдается характерное «вскипание» из-за выделяющегося углекислого газа:



Эта реакция является качественной реакцией на соли угольной кислоты.

О применении важнейших карбонатов Na_2CO_3 , CaCO_3 , K_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ и гидрокарбонатов NaHCO_3 и NH_4HCO_3 вы уже знаете.



1. Оксид углерода(II), или угарный газ: получение, свойства, применение.
2. Оксид углерода(IV), или углекислый газ: получение, свойства, применение.
3. Угольная кислота и ее соли: карбонаты и гидрокарбонаты.
4. Переход карбоната в гидрокарбонат и обратно.
5. Жесткость воды — временная и постоянная — и способы ее устранения.
6. Качественная реакция на соли угольной кислоты.

1

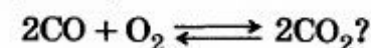
Рассмотрите реакцию восстановления оксида железа(III) оксидом углерода(II) как окислительно-восстановительный процесс.

2

Какие несолеобразующие оксиды вам еще известны, кроме оксида углерода(II)? Верно ли с химической точки зрения другое синонимическое название их — безразличные или индифферентные оксиды?

3

Как влияет повышение давления на смещение химического равновесия реакции:



4

Напишите уравнения реакций, характеризующие свойства оксида углерода(IV). Рассмотрите взаимодействие оксида углерода(IV) с магнием как окислительно-восстановительный процесс.

5

Почему раствор углекислого газа окрашивает лакмус в красный цвет? Почему при стоянии этого раствора лакмус снова приобретает фиолетовую окраску?

6

Напишите формулы следующих солей: карбоната меди(II), гидрокарбоната меди(II), гидроксокарбоната меди(II). К какой группе солей относится каждая соль? Как еще называют последнюю соль? Какие из перечисленных солей являются электролитами? Напишите уравнения их диссоциации.

7

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:
а) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
б) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{C}$
Рассмотрите процессы окисления-восстановления.

8

В 1060 г 2%-ного раствора карбоната натрия растворили 14,3 г кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Какой стала массовая доля соли в полученном растворе?

§

30 Кремний и его соединения

Второй представитель элементов главной подгруппы IV группы — кремний Si.

В природе кремний — второй по распространенности после кислорода химический элемент. Земная кора более чем на четверть состоит из его соединений. Наиболее распространенным соединением кремния является его диоксид SiO_2 , другое его название — кремнезем. В природе он образует минерал кварц (рис. 46) и многие разновидности, такие, как горный хрусталь и его знаменитая лиловая форма — аметист, а также агат, опал, яшма, халцедон, сердолик, которые известны как поделочные и полудрагоценные камни. Диоксид кремния — это также обычный и кварцевый песок.

Из разновидностей минералов на основе диоксида кремния — кремня, халцедона и других первобытные люди изготавливали орудия труда. Именно кремень, этот невзрачный и не очень прочный камень, положил начало каменному веку — веку кремневых орудий труда. Причин этому две: распространенность и доступность кремня, а также его способность образовывать при сколе острые режущие края.

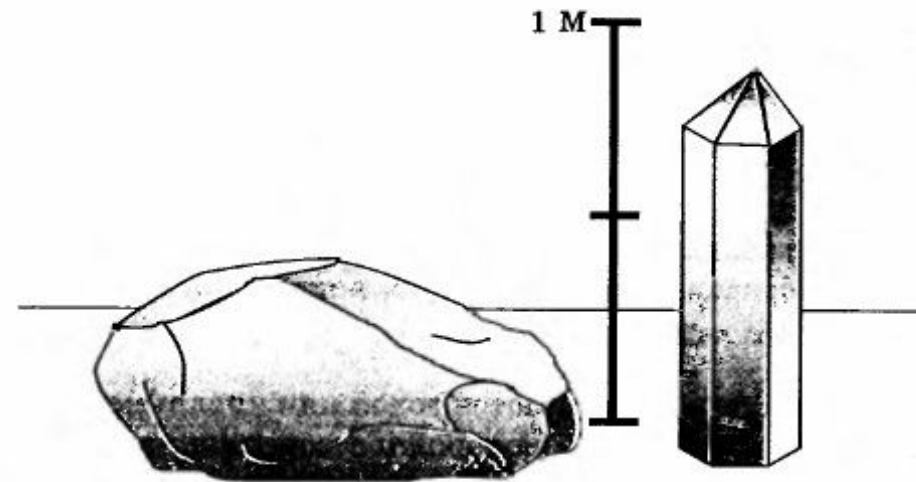


Рис. 46. Природный кристалл кварца (слева) и выращенный искусственно (справа)

Второй тип природных соединений кремния — это силикаты. Среди них наиболее распространены алюмосиликаты (понятно, что эти силикаты содержат алюминий). К алюмосиликатам относятся гранит, различные виды глин, слюды. Силикатом, не содержащим алюминий, является, например, асбест.

Важнейшее соединение кремния — оксид SiO_2 необходим для жизни растений и животных. Он придает прочность стеблям растений и защитным покровам животных. Благодаря ему тростники, камыши и хвощи стоят крепко, как штыки, острые листья осоки режут, как ножи, стерня на скошенном поле колет, как иголки, а стебли злаков настолько крепки, что не позволяют ниве на полях ложиться от дождя и ветра. Чешуя рыб, панцири насекомых, крылья бабочек, перья птиц и шерсть животных прочны, так как содержат кремнезем.

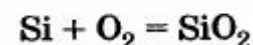
Кремний придает гладкость и прочность костям человека.

Кремний входит и в состав низших живых организмов — диатомовых водорослей и радиолярий, — нежнейших комочков живой материи, которые создают свои непревзойденные по красоте скелеты из кремнезема.

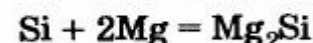
Свойства кремния. Если вы пользуетесь микрокалькулятором с солнечной батареей, то, вероятно, имеете представление о кристаллическом кремнии. Это полупроводник. В отличие от металлов с повышением температуры его электропроводность увеличивается. На спутниках, космических кораблях и станциях устанавливают солнечные батареи, преобразующие солнечную энергию в электрическую. В них работают кристаллы полупроводников, и в первую очередь кремния.

Кремниевые фотоэлементы могут превратить в электрическую до 10% поглощенной солнечной энергии.

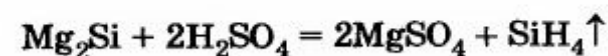
Кремний горит в кислороде, образуя известный уже вам диоксид кремния, или оксид кремния(IV):



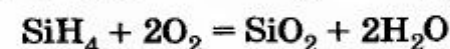
Будучи неметаллом, при нагревании он соединяется с металлами с образованием силицидов, например:



Силициды легко разлагаются водой или кислотами, при этом выделяется газообразное водородное соединение кремния — силан:

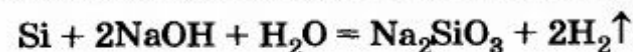


В отличие от углеводородов силан на воздухе самовоспламеняется и сгорает с образованием диоксида кремния и воды:

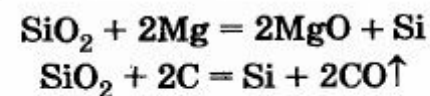


Повышенная реакционная способность силана по сравнению с метаном CH_4 объясняется тем, что у кремния больше размер атома, чем у углерода, поэтому химические связи Si—H слабее связей C—H.

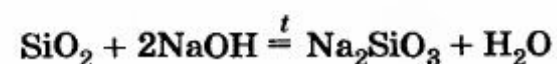
Кремний взаимодействует с концентрированными водными растворами щелочей, образуя силикаты и водород:



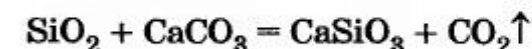
Кремний получают, восстанавливая его из диоксида магния или углеродом:



Оксид кремния(IV), или диоксид кремния, или кремнезем SiO_2 , как и CO_2 , является кислотным оксидом. Однако в отличие от CO_2 имеет не молекулярную, а атомную кристаллическую решетку. Поэтому SiO_2 твердое и тугоплавкое вещество. Он не растворяется в воде и кислотах, кроме, как вы знаете, плавиковой, но взаимодействует при высоких температурах со щелочами с образованием солей кремниевой кислоты — силикатов:

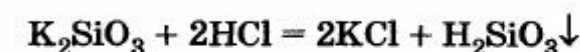


Силикаты можно получить также сплавлением диоксида кремния с оксидами металлов или с карбонатами:



Силикаты натрия и калия называют *растворимым стеклом*. Их водные растворы — это хорошо известный силикатный клей.

Из растворов силикатов действием на них более сильных кислот — соляной, серной, уксусной и даже угольной получается кремниевая кислота H_2SiO_3 :



Следовательно, H_2SiO_3 очень слабая кислота. Она нерастворима в воде и выпадает из реакционной смеси в виде студенистого осадка, иногда заполняющего компактно весь объем раствора, превращая его в полутвердую массу, похожую на студень, желе. При высыхании этой массы образуется высокопористое вещество — *силикагель*, широко применяемый в качестве адсорбента — поглотителя других веществ.

Применение кремния. Вы уже знаете, что кремний применяют для получения полупроводниковых материалов, а также кислотоупорных сплавов. При сплавлении кварцевого песка с углем при высоких температурах образуется карбид кремния SiC , который по твердости уступает только алмазу. Поэтому его используют для затачивания резцов металлорежущих станков и шлифовки драгоценных камней.

Из расплавленного кварца изготавливают различную кварцевую химическую посуду, которая может выдерживать высокую температуру и не трескается при резком охлаждении.

Соединения кремния служат основой для производства стекла и цемента.

Обычное *оконное стекло* имеет состав, который можно выразить формулой



Его получают в специальных стекловаренных печах сплавлением смеси соды, известняка и песка.

Отличительная особенность стекла — способность размягчаться и в расплавленном состоянии принимать любую форму, которая сохраняется при застывании стекла. На этом основано производство посуды и других изделий из стекла.

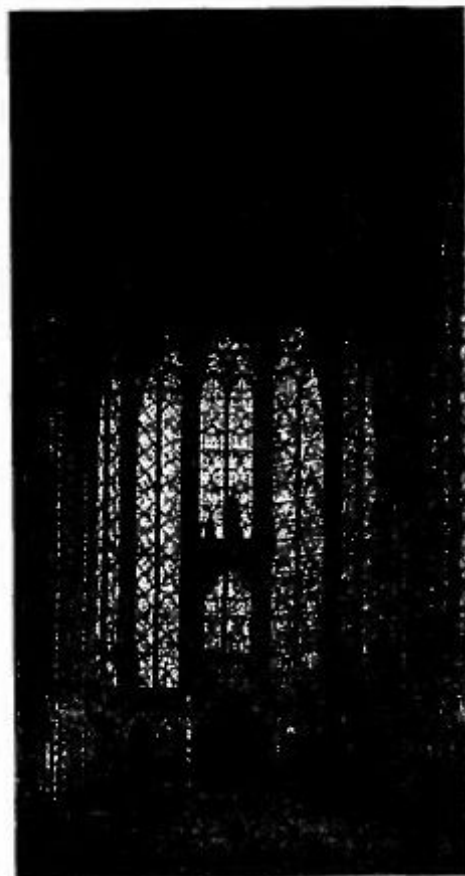


Рис. 47. Цветное стекло в витражах церкви Сент-Шапелль, Париж

Стекло — одно из древнейших изобретений человечества. Уже 3—4 тыс. лет назад производство стекла было развито в Египте, Сирии, Финикии и Причерноморье. Высокого совершенства в стеклоделении достигли мастера Древнего Рима. Они умели получить цветные стекла и делать из кусочков такого стекла мозаики.

Стекло — это материал не только ремесленников, но и художников. Произведения искусства из стекла являются обязательными атрибутами любого крупного музея. А цветные витражи церквей, мозаичные панно — яркие тому примеры (рис. 47). В одном из помещений Санкт-Петербургского отделения Российской Академии наук находится мозаичный портрет Петра I, выполненный М. В. Ломоносовым.

Дополнительные качества стеклу придают различные добавки. Так, введением оксида свинца получают хрустальное

стекло, оксид хрома окрашивает стекло в зеленый цвет, оксид кобальта — в синий и т. д.

Области применения стекла очень обширны. Это оконное, бутылочное, ламповое, зеркальное стекло; стекло оптическое — от стекол очков до стекол фотокамер; линзы бесчисленных оптических приборов — от микроскопов до телескопов.

Другой важный материал, получаемый на основе соединения кремния, — **цемент**. Его получают спеканием глины и известняка в специальных вращающихся печах. Если порошок цемента смешать с водой, то образуется цементное тесто, или, как его называют строители, «раствор», который постепенно затвердевает. При добавлении к цементу песка или щебня в качестве наполнителя получают **бетон**. Прочность бетона возрастает, если в него вводится железный каркас, — получается **железобетон**, из которого готовят стеновые панели, блоки перекрытий, фермы мостов и т. д.



Рис. 48. Фарфоровые изделия из музея в Кусково: кувшин (слева), фигурки (справа)

Производством стекла и цемента занимается силикатная промышленность. Она также выпускает силикатную керамику — кирпич, фарфор, фаянс и изделия из них (рис. 48).

Открытие кремния. Хотя уже в глубокой древности люди широко использовали в своем быту соединения кремния, сам кремний в элементарном состоянии был впервые получен в 1825 г. шведским химиком Й. Я. Берцелиусом. Однако за 12 лет до него кремний получили Ж. Гей-Люссак и Л. Тенар, но он был очень загрязнен примесями.

Латинское название *силициум* берет свое начало от лат. *силекс* — кремень. Русское название «кремний» происходит от греч. *кремнос* — утес, скала.



1. Природные соединения кремния: кремнезем, кварц и его разновидности, силикаты, алюмосиликаты, асбест.
2. Биологическое значение кремния. 3. Свойства кремния: полупроводниковые, взаимодействие с кислородом, металлами, щелочами. 4. Силан. 5. Оксид кремния(IV). Его строение и свойства: взаимодействие со щелочами, основными оксидами, карбонатами и магнием.
6. Кремниевая кислота и ее соли. Растворимое стекло.
7. Применение кремния и его соединений. 8. Стекло.
9. Цемент.

1

Укажите сходство и различие оксида углерода(IV) и оксида кремния(IV) по строению и свойствам (взаимодействие с водой, щелочами, основными оксидами и магнием). Напишите уравнения реакций.

2

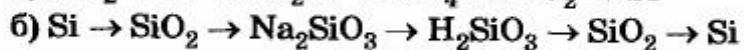
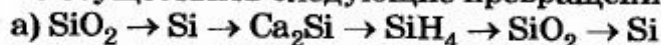
Почему углерод называют основным элементом живой природы, а кремний — основным элементом неживой природы?

3

При взаимодействии избытка раствора гидроксида натрия с 16 г кремния было получено 22,4 л водорода. Какова массовая доля кремния во взятом образце? Сколько граммов оксида кремния содержалось в нем? Сколько граммов 60%-ного раствора щелочи потребовалось для реакции?

4

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



Рассмотрите процессы окисления-восстановления.

5

Знаменитый ученый в области минералогии А. Е. Ферман писал: «Показывают самые разнообразные предметы: прозрачный шар, сверкающий на солнце чистотой холодной ключевой воды, красивый, пестрого рисунка агат, яркой игры многоцветный опал, чистый песок на берегу моря, тонкую, как шелковинка, нитку из плавленного кварца или жароупорную посуду из него, красиво ограненные груды горного хрусталя, таинственный рисунок фантастической яшмы, окаменелое дерево, превращенное в камень, грубо обработанный наконечник стрелы древнего человека... все это одно и то же соединение...» Какое? Закончите цитату.

6

М. В. Ломоносов в письме на имя И. И. Шувалова «О пользе стекла» писал:

Далече до конца Стеклу достойных хвал,
На кои целый год едва бы мне достал.

Докажите справедливость утверждения великого ученого.

Свойства соединений неметаллов

Практическая работа № 5. Получение соляной кислоты и изучение ее свойств

Получение соляной кислоты

Соберите прибор, как показано на рисунке 49.

В пробирку насыпьте 2—3 г хлорида натрия и прилейте столько концентрированной серной кислоты (2:1), чтобы она смочила всю соль. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустите в другую пробирку с водой так, чтобы он был примерно на расстоянии 0,5—1 см от поверхности воды. Затем смесь в первой пробирке осторожно нагревайте в течение 5—6 мин (следите, чтобы кислоту не перебросило во вторую пробирку с водой!).

1. Напишите уравнения химических реакций, протекающих между концентрированной серной кислотой и хлоридом натрия при обычных условиях и при сильном нагревании.

2. Чем вызвано появление во второй пробирке тонких опускающихся вниз струек?

3. Почему конец газоотводной трубки должен находиться на расстоянии 0,5—1,0 см от поверхности воды?

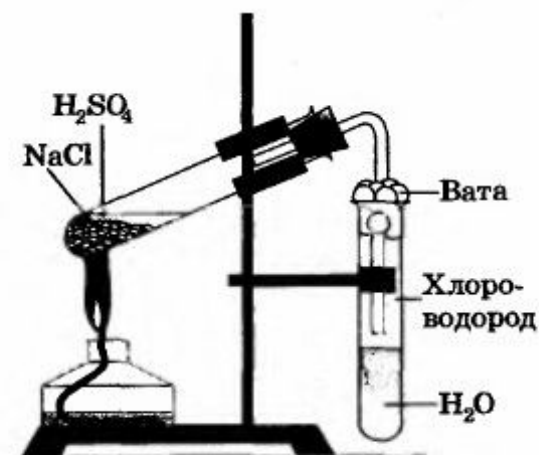


Рис. 49. Получение соляной кислоты

Изучение свойств соляной кислоты

Полученную соляную кислоту разлейте поровну в шесть пробирок. В первую пробирку опустите лакмусовую бумажку. Во вторую пробирку положите кусочек цинка или магниевые стружки, а в третью — кусочек меди. В четвертую пробирку внесите немного оксида меди(II) и нагрейте раствор. В пятую пробирку поместите немного свежеприготовленного гидроксида меди(II), в шестую — немного мела или другого карбоната.

1. Со всеми ли металлами реагирует соляная кислота? Составьте уравнения реакций, протекающих между соляной кислотой и указанными металлами.

2. Как объяснить образование в четвертой и пятой пробирках растворов синего цвета, а в шестой — выделение газа? Составьте уравнения соответствующих реакций.

3. Проведите реакции по распознаванию соляной кислоты и ее солей. Для этого в одну пробирку налейте 1—2 мл разбавленной соляной кислоты, во вторую — столько же раствора хлорида натрия, а в третью — раствор хлорида кальция. Во все пробирки добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра. Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в концентрированной азотной кислоте.

Напишите уравнения проведенных вами реакций и укажите, как можно отличить: а) соляную кислоту от других кислот, б) хлориды от других солей, в) растворы хлоридов от соляной кислоты.

Почему вместо раствора нитрата серебра(I) можно также использовать раствор нитрата свинца(II)?

Практическая работа № 6. Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа кислорода»

Задача 1. Проведите реакции, подтверждающие, что в состав серной кислоты входят катионы водорода и сульфат-анионы.

Задача 2. В две пробирки поместите по 2—3 кусочка цинка. В одну из них прилейте около 1 мл разбавленной серной кислоты, а в другую — концентрированной серной кислоты (*осторожно!*). Что вы замечаете? Пробирку, в которой реакция не наблюдается, слегка нагрейте (*осторожно!*). Что произойдет?

Какой вывод можно сделать о взаимодействии цинка с разбавленной и концентрированной серной кислотой? Напишите уравнения реакций.

Задача 3. Налейте в две пробирки раствор сульфида натрия. Прилейте в одну из них хлорную воду, а в другую — бромную воду. Что вы наблюдаете? Объясните свои наблюдения.

Задача 4. Вам выданы три пробирки с бесцветными растворами. Определите, в какой из них находится соляная кислота, серная кислота и гидроксид натрия.

Задача 5. Определите, содержит ли поваренная соль примесь сульфатов.

Задача 6. С помощью характерных реакций установите, является выданная вам соль сульфатом, иодидом или хлоридом.

Задача 7. Исходя из оксида меди(II), получите раствор сульфата меди(II) и выделите из него кристаллический медный купорос.

Задача 8. Вам выданы три пробирки с сульфатом, сульфитом и сульфидом. Определите с помощью только одного реактива, в какой пробирке находится каждое из указанных веществ.

Практическая работа № 7. Получение аммиака и изучение его свойств

Получение аммиака

Соберите прибор, как показано на рисунке 50.

На лист бумаги или в небольшую фарфоровую чашку (можно ступку) насыпьте хлорид аммония и гидроксид кальция объемом по одной ложечке (ложечка для сжигания веществ). Смесь перемешайте стеклянной палочкой и высыпьте в сухую пробирку. Закройте ее пробкой с газоотводной трубкой и укрепите в лапке штатива.

При укреплении прибора в лапке штатива обратите внимание на наклон пробирки относительно ее отверстия. На газоотводную трубку наденьте сухую пробирку для собирания аммиака.

Пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция прогрейте сначала всю (2—3 дви-

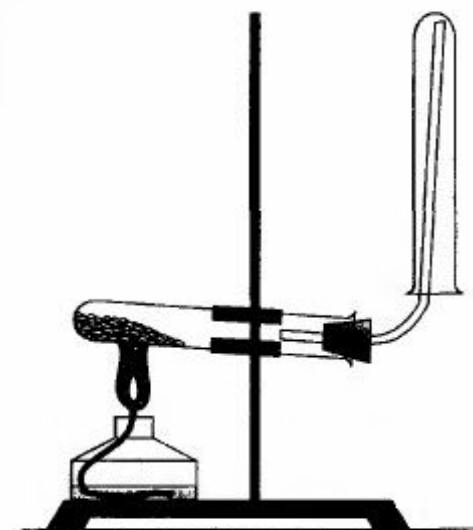


Рис. 50. Получение аммиака

жения пламени), а затем нагрейте в том месте, где находится смесь. Для обнаружения аммиака поднесите к отверстию перевернутой вверх дном пробирки влажную фенолфталеиновую бумажку. Обнаружив аммиак, поднесите к отверстию пробирки стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Что вы наблюдаете? Напишите уравнения реакции.

Прекратите нагревание смеси. Пробирку, в которой собран аммиак, осторожно снимите с газоотводной трубки, держа ее вверх дном (конец газоотводной трубки сразу же после снятия с нее пробирки с аммиаком закройте кусочком мокрой ваты).

Немедленно закройте отверстие снятой пробирки большим пальцем и опустите в сосуд с водой. Палец отнимите только под водой. Что вы наблюдаете? Почему вода поднялась в пробирке? Снова закройте пальцем отверстие пробирки под водой и выньте ее из сосуда.

1. Почему в данном случае пробирку со смесью веществ нужно укреплять в лапке штатива так, чтобы ее дно было несколько выше открытого конца? Запись уравнения реакции между хлоридом аммония и гидроксидом кальция поможет вам ответить на вопрос.

2. Почему аммиак собирают в перевернутую вверх дном пробирку? Какие еще газы можно собирать таким способом?

3. Что можно наблюдать, если вместо соляной кислоты поднести к отверстию пробирки с аммиаком палочку, смоченную концентрированной азотной кислотой? Напишите уравнение реакции.

4. Как доказать, что в водном растворе аммиака содержатся гидроксид-ионы?

Изучение свойств водного раствора аммиака

1. В пробирку налейте 2—3 мл водного раствора аммиака и добавьте 2—3 капли раствора фенолфталеина. Каков цвет раствора? Нагрейте этот раствор до кипения. Как изменится окраска раствора? Чем вызвано это изменение?

2. Налейте в пробирку 2—3 мл водного раствора аммиака. Добавьте 2—3 капли раствора фенолфталеина и приливайте по каплям раствор соляной кислоты до исчезновения малиновой окраски. Почему исчезла окраска? Напишите ионные уравнения реакции (полное и сокращенное).

3. В пробирку налейте 2—3 мл водного раствора хлорида алюминия и добавьте еще столько же водного раствора аммиака. Что вы наблюдаете? Напишите ионные уравнения реакции (полное и сокращенное).

Практическая работа № 8. Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа азота»

Задача 1. Проведите реакции, с помощью которых можно определить: а) аммиак, б) азотную кислоту, в) нитрат аммония.

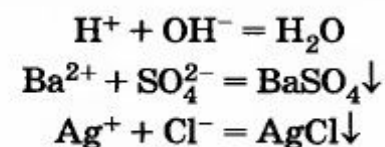
Задача 2. Докажите опытным путем, что сульфат аммония и нитрат аммония нельзя смешивать с известью перед внесением этих удобрений в почву, и объясните почему. Напишите уравнения реакций.

Задача 3. Докажите опытным путем, что: а) в состав хлорида аммония входят ионы аммония NH_4^+ и хлорид-ионы Cl^- , б) в состав сульфата аммония входят ионы аммония NH_4^+ и сульфат-ионы SO_4^{2-} .

Задача 4. Вам выданы образцы следующих удобрений: хлорид калия, аммиачная селитра и суперфосфат. С помощью характерных реакций определите, в какой пробирке находится каждое из выданных веществ.

Задача 5. Получите аммиак из хлорида аммония, сульфата аммония или нитрата аммония.

Задача 6. Проведите реакции, которые выражаются следующими сокращенными ионными уравнениями:



Задача 7. Получите нитрат меди(II) тремя способами.

Практическая работа № 9. Получение оксида углерода(IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов

Получение оксида углерода(IV) и изучение его свойств

В пробирку внесите несколько кусочков мела или мрамора и прилейте немного разбавленной соляной кислоты. Быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустите в другую пробирку, в которой находится 2—3 мл известковой воды.

Органические вещества

§ 31 Предмет органической химии

С древних времен люди использовали в своем быту вещества не только минерального, но и животного и растительного происхождения. Эти вещества нужны были для изготовления пищи, одежды и далее, по мере развития цивилизации, для производства лекарств, красителей, парфюмерных средств и др. Человеку давно известны такие продукты растительного и животного происхождения, как сахар, жиры, эфирные масла, красящие и опьяняющие вещества.

Все указанные вещества получали исключительно из продуктов жизнедеятельности растительных и животных организмов или в результате их переработки. Отсюда и произошло название «органические вещества», а раздел химии, который изучает эти вещества, стали называть «органической химией», в отличие от химии неорганической, т. е. химии минеральных веществ.

Органическую химию можно назвать также *химией соединений углерода*, так как неперенной составной частью каждого органического вещества является углерод.

Органических веществ гораздо больше — несколько миллионов, чем неорганических веществ, которых насчитывается несколько сот тысяч. Органические вещества имеют более сложное строение, чем неорганические, и многие из них обладают огромной молекулярной массой, например те, которые являются носителями жизненных процессов: белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты и т. д.

В состав органических веществ обязательно входят углерод и водород, поэтому при их горении обычно образуются углекислый газ и вода.

Несколько минут наблюдайте, как через известковую воду проходят пузырьки газа. Затем выньте конец газоотводной трубки из раствора и сполосните его в дистиллированной воде. Опустите трубку в другую пробирку с 2—3 мл дистиллированной воды и пропустите через нее газ. Через несколько минут выньте трубку из раствора, добавьте к полученному раствору несколько капель раствора синего лакмуса.

В пробирку налейте 2—3 мл разбавленного раствора гидроксида натрия и добавьте к нему несколько капель фенолфталина. Затем через раствор пропустите газ.

1. Что происходит, если на мел или мрамор действуют соляной кислотой?

2. Почему при пропускании углекислого газа через известковую воду происходит сначала помутнение раствора, а затем растворение взвеси?

3. Что происходит при пропускании оксида углерода(IV) через дистиллированную воду? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Распознавание карбонатов

В четырех пробирках вам выданы кристаллические вещества: сульфат натрия, хлорид цинка, карбонат калия, силикат натрия. Определите, какое вещество находится в каждой пробирке.

Составьте уравнения реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Подобно тому как для неорганической химии основой развития являются Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, для органической химии основополагающей стала теория строения органических соединений А. М. Бутлерова.



Александр Михайлович Бутлеров (1828—1886)

Русский химик, академик Петербургской АН (с 1874 г.). Создатель теории химического строения органических веществ (1861). Предсказал и изучил изомерию многих органических соединений. Синтезировал многие вещества.

Основным постулатом теории Бутлерова является положение о *химическом строении* вещества, под которым понимается порядок, последовательность взаимного соединения атомов в молекулы, т. е. *химическая связь*.

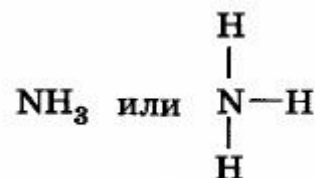
Очень важная роль в описании химического строения органических соединений принадлежит понятию *валентности*.



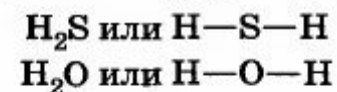
Валентность характеризует способность атомов химических элементов к образованию химических связей, она определяет число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами в молекуле.

Так, в молекуле водорода H_2 образуется одна ковалентная химическая связь $H-H$, т. е. водород одновалентен.

Валентность химического элемента можно выразить числом атомов водорода, которое присоединяет к себе или замещает один атом этого элемента. Например, азот в аммиаке трехвалентен:



Сера в сероводороде и кислород в воде двухвалентны:



Углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен.

В органической химии понятие «валентность» замещает понятие «степень окисления», с которым вы привыкли работать в неорганической химии. Однако это не одно и то же. Валентность не имеет знака и не может быть нулевой, тогда как степень окисления обязательно характеризуется знаком и может иметь значение, равное нулю.

Обычно по отношению к ионным соединениям ($NaCl$ и многие другие неорганические соединения с ионной связью) не используют термин «валентность» атомов, а рассматривают степени окисления атомов. Поэтому в неорганической химии, где большинство соединений имеет немолекулярное строение, предпочтительнее применять понятие «степень окисления», а в органической химии, где большинство соединений имеет молекулярное строение, как правило, пользуются понятием «валентность».

Фридрих Август Кекуле (1829—1896)



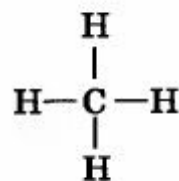
Немецкий химик-органик. Его исследования были сосредоточены в области теоретической органической химии и органического синтеза. Первым высказал идею валентности как о целом числе единиц сродства, которым обладает атом (1857), и установил валентность серы, кислорода и углерода. Предложил циклическую формулу бензола с чередующимися простыми и двойными связями. Его работы внесли существенный вклад в развитие теории химического строения.



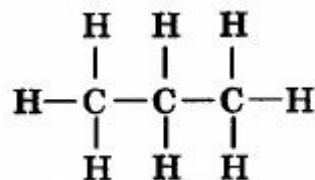
Под химическим строением понимают порядок соединения атомов химических элементов в молекуле согласно их валентности.

Этот порядок может быть отображен, как вы уже знаете, при помощи *структурных формул*, в которых валентности атомов обозначаются черточками: одна черточка соот-

ветствует единице валентности атома химического элемента. Например, для органического вещества метана, имеющего молекулярную формулу CH_4 , структурная формула его выглядит так:



Строение молекулы пропана C_3H_8 отражают формулы:



Полная структурная формула

или



Сокращенная структурная формула

Как показывают формулы пропана, атомы углерода в этом веществе соединены не только с атомами водорода, но и друг с другом. Способность атомов углерода соединяться друг с другом и объясняет многообразие органических веществ.

Теперь попробуйте сами записать структурную формулу этана C_2H_6 . Соберите шаростержневую модель молекулы C_4H_{10} — бутана. Подумайте, только ли линейный вариант строения возможен для этого вещества.

Теория А. М. Бутлерова, утверждая идею о том, что каждое вещество имеет определенное химическое строение, обосновывает, что свойства веществ зависят от их строения, и в этом положении теории вы убедитесь уже на следующем уроке. Руководствуясь этим принципом, можно синтезировать вещества с нужными свойствами, задавая им определенное строение. Сейчас методами органического синтеза создают разнообразные химические вещества, не существующие в природе: искусственные волокна, синтетические каучуки, пластмассы, красители, средства борьбы с сельскохозяйственными вредителями, синтетические витамины, гормоны, лекарства и т. д. Ни одна отрасль народного хозяйства не обходится без продукции органического синтеза.

Для получения органических веществ в промышленности чаще всего используют такое природное сырье, как нефть, газ, каменный уголь, древесину, а также сельскохозяйственную

продукцию и отходы сельскохозяйственного производства (солому, лузгу, кукурузные кочерыжки, кровь убойных животных и др.).

Как видно, органическая химия является великой созидательной силой, а ее научной основой по-прежнему остается теория строения органических соединений, созданная выдающимся русским химиком А. М. Бутлеровым.

В заключение сформулируем основные положения теории Бутлерова:



1. Атомы в молекулах органических веществ связаны друг с другом согласно их валентности.
2. Свойства веществ зависят не только от состава их молекул, но и от их строения.



1. Предмет изучения органической химии.
2. Особенности органических веществ.
3. Валентность и степень окисления.
4. Теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова.
5. Структурные формулы.
6. Значение органической химии.

1

Напишите структурные формулы сероуглерода CS_2 , трихлорметана CHCl_3 , пропана C_2H_6 и бутана C_4H_{10} (для двух последних веществ полные и сокращенные).

2

Определите значение валентности и степени окисления атомов химических элементов в молекулах этана C_2H_6 , азота N_2 , пероксида водорода H_2O_2 . Напишите структурные формулы этих веществ.

3

Раскройте сущность теории строения органических соединений А. М. Бутлерова, которую он сформулировал так: «Химическая натура сложной частицы определяется натурой элементарных составных частей, количеством их и химическим строением».

4

Сравните понятия «степень окисления» и «валентность», установите между ними сходство и различие.

5

Какое значение имеет органическая химия в жизни общества? Только ли положительное? Аргументируйте свой ответ.

6

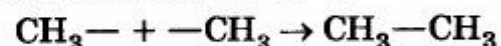
Какой объем воздуха потребуется для сжигания 250 м^3 метана? Напомним, что объемная доля кислорода в воздухе 21%.

§ 32 Предельные углеводороды

Наиболее простые по составу органические вещества, состоящие только из атомов углерода и водорода, образуют класс с соответствующим названием углеводороды. Их простейший представитель — метан CH_4 , структурная формула которого записана в предыдущем параграфе.

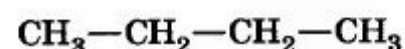
Соберите шаростержневую модель молекулы метана, а теперь отнимите от нее один атом водорода — вы получите углеводородный остаток, или *радикал*, — CH_3 , который называют *метил*. В нем одна валентность углерода не насыщена, свободна. Такие радикалы существуют очень короткое время: в момент образования они соединяются с другими атомами, или один с другим.

Соедините между собой два радикала метила и вы получите другой углеводород, ближайший родственник метана — этан:

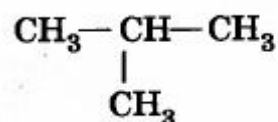


Если от молекулы этана отнять один атом водорода, то получится радикал *этил* CH_3-CH_2- , или $-\text{C}_2\text{H}_5$.

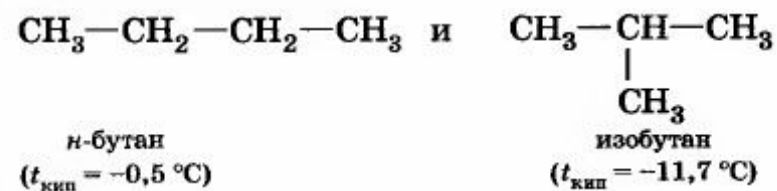
При соединении между собой двух этилов образуется молекула бутана C_4H_{10} :



На прошлом уроке мы предлагали вам подумать — только ли в линию могут выстраиваться углеродные атомы, соединяясь один с другим. Конечно же нет, для молекулы состава C_4H_{10} возможно и разветвленное строение:



Бутан, в молекуле которого атомы углерода расположены в виде прямой цепочки, называют нормальным бутаном (сокращенно *n*-бутан). Бутан, цепь атомов углерода которого разветвлена, называется изобутаном:



Вещества, которые имеют один и тот же качественный и количественный составы, но отличаются по своему строению и свойствам, называются *изомерами*, а явление существования таких веществ носит название *изомерии*.

Явление изомерии также объясняет многообразие органических веществ. Итак, мы рассмотрели метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 (см. § 31), бутан C_4H_{10} .

У всех этих углеводородов имеются только простые связи между углеродными атомами, которые соединены с максимально возможным числом атомов водорода, т. е. насыщены ими до предела. Поэтому такие углеводороды называют *предельными* или *насыщенными*.

Гомологический ряд предельных углеводородов

Таблица 9

Формула	Название	Температура кипения (°C) и состояние при нормальных условиях	Радикал	
			Формула	Название
CH_4	Метан	-161,6	CH_3-	Метил
C_2H_6	Этан	-88,6	C_2H_5-	Этил
C_3H_8	Пропан	-42,1	C_3H_7-	Пропил
C_4H_{10}	Бутан	-0,5	C_4H_9-	Бутил
C_4H_{12}	Пентан	+36,07	$\text{C}_5\text{H}_{11}-$	Амил
C_6H_{14}	Гексан	+68,7	$\text{C}_6\text{H}_{13}-$	Гексил
C_7H_{16}	Гептан	+98,5	$\text{C}_7\text{H}_{15}-$	Гептил

Если вы внимательно проанализируете количественный состав углеводородов в ряду метан — бутан, то сможете вывести общую формулу предельных углеводородов, а именно обозначив число атомов углерода в них через *n*, получите формулу $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. При выводе этой формулы вы, конечно, учли, что состав каждого последующего члена рассматриваемого ряда отличается от предыдущего на группу CH_2 .

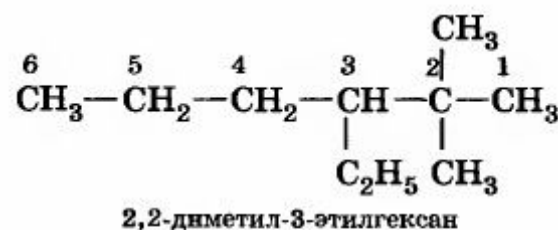


Ряд веществ, расположенных в порядке возрастания относительных молекулярных масс, сходных по строению и свойствам, но отличающихся друг от друга по составу на одну или несколько групп $-\text{CH}_2-$, называется гомологическим рядом (от греч. *гомолог* — сходный). Вещества такого ряда называются гомологами.

Первые четыре представителя ряда метана имеют тривиальные названия: метан, этан, пропан, бутан. Названия последующих членов гомологического ряда производятся от греческих числительных, которые указывают число углеродных атомов, с прибавлением суффикса *-ан*: пентан, гексан и т. д.

Названия радикалов дают исходя из названия соответствующего углеводорода с заменой суффикса *-ан* на *-ил*, например известный уже вам метил, пентил, гексил и т. д.

При составлении названий углеводородов разветвленного строения действуют по следующему плану: выбирают главную, т. е. наиболее длинную цепь углеродных атомов, нумеруют ее углеродные атомы, начиная с конца, близкого к разветвлению, называют радикалы с указанием их положения в цепи цифрами и количества греческими числительными (ди, три, тетра), а затем называют главную цепь, например:



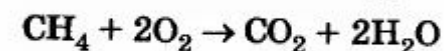
Свойства гомологов в ряду постепенно изменяются с возрастанием их относительной молекулярной массы: первые четыре члена ряда — газы, следующие тринадцать — жидкости, а далее — твердые вещества.

Газообразные гомологи метана вам хорошо известны по их применению в быту в качестве топлива. Они содержатся в природном газе. Жидкие предельные углеводороды входят в состав таких широко известных нефтепродуктов, как бензин, керосин, солярка, дизельное топливо, мазут. Их получают из нефти, которая, как и природный газ, является источником предельных углеводородов.

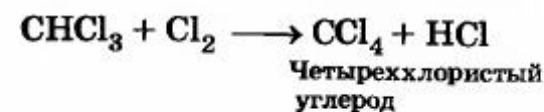
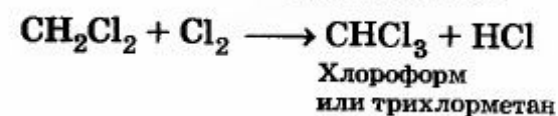
Твердые предельные углеводороды вам также хорошо известны. Это, в частности, парафин, из которого изготавливают свечи. Чтобы доказать наличие углерода и водорода в составе парафина, сделайте такой опыт.

В широкий химический стакан поместите небольшой кусочек парафиновой свечи и подожгите ее с помощью горячей лучинки. Обратите внимание на стенки стакана — на них появляются капельки воды, следовательно, в состав парафина входит водород. Погасите свечу и выньте ее из стакана. Затем налейте немного прозрачной известковой воды и осторожно взболтайте — известковая вода помутнеет от карбоната кальция, который образовался при ее взаимодействии с углекислым газом, получившимся при горении свечи. Следовательно, в парафине содержится углерод.

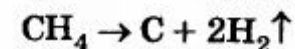
Важнейшее свойство предельных углеводородов, как и большинства других органических веществ, — горение. Например, реакцию горения метана описывает следующее уравнение:



При обычной температуре предельные углеводороды весьма химически инертны. Наиболее характерной реакцией для них является замещение водорода в их молекулах на атомы галогенов. Например, метан реагирует с хлором на свету, причем замещение атомов водорода на атомы хлора протекает последовательно:



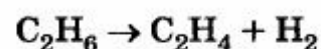
Некоторые продукты таких реакций предельных углеводородов применяются в качестве растворителей. При высоких температурах молекулы предельных углеводородов расщепляются. Например, метан при температуре более 1500°C распадается на углерод (образуется сажа) и водород:





Реакции, в которых от молекул органического вещества отщепляются молекулы водорода, называются реакциями дегидрирования.

При дегидрировании этана наряду с водородом получается этилен:



Этилен C_2H_4 — представитель непредельных углеводородов, о которых речь пойдет в следующем параграфе.



1. Предельные углеводороды. 2. Гомологический ряд. 3. Радикалы. 4. Изомеры и изомерия. 5. Названия предельных углеводородов. 6. Физические свойства предельных углеводородов. 7. Химические свойства предельных углеводородов: реакции горения, замещения и дегидрирования.

1

Какие причины обуславливают многообразие углеводородов?

2

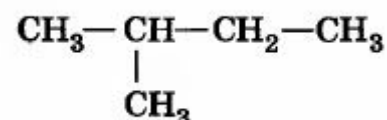
На примере гомологического ряда предельных углеводородов проиллюстрируйте переход количественных изменений в качественные.

3

Какие нефтепродукты применяются на городском и сельскохозяйственном транспорте? Какие правила техники безопасности и охраны окружающей среды следует выполнять, используя их?

4

Напишите по две формулы изомеров и гомологов вещества, формула которого



Назовите их.

5

Запишите уравнения реакций дегидрирования пропана C_3H_8 и бутана C_4H_{10} и попробуйте дать названия продуктам по аналогии с этиленом.

6

Придумайте и решите задачу, основанную на расчете по уравнению реакций горения пропана, взятого в смеси с углекислым газом. В условии задачи задайте объем газовой смеси, т. е. укажите объемную долю углекислого газа в ней (как негорючей примеси).

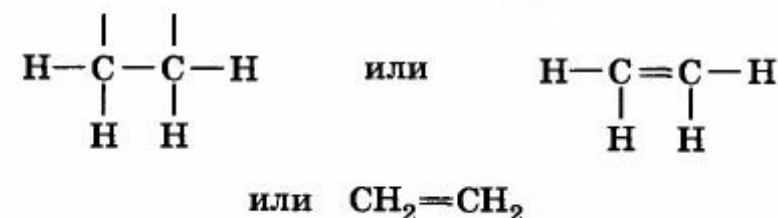


33

Непредельные углеводороды. Этилен и его гомологи

Знакомство с непредельными углеводородами начнем с рассмотрения этилена C_2H_4 . Это практически важное соединение можно получить дегидрированием этана (напишите уравнение реакции).

В молекуле этилена на каждый атом углерода приходится по два атома водорода, еще одна валентность затрачивается на образование связи между атомами углерода. Следовательно, остается еще по одной свободной валентности, так как атомы углерода четырехвалентны. За счет этих валентностей образуется вторая связь между углеродными атомами:



Такая связь, как вы уже знаете, называется *двойной связью*.

Этилен называют *непредельным углеводородом*: валентности атомов углерода в нем не насыщены до предела водородом, и поэтому образуется двойная углерод-углеродная связь.

Подобно метану, этилен является родоначальником гомологического ряда непредельных углеводородов с одной двойной связью, общая формула этиленовых углеводородов C_nH_{2n} .

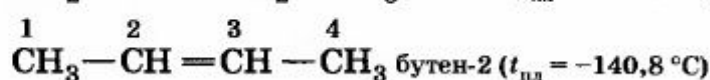
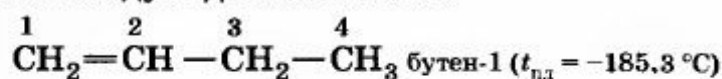
Названия углеводородов с одной двойной связью имеют родовой суффикс *-илен* или *-ен*.

$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ этилен, или этен

$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ пропилен, или пропен

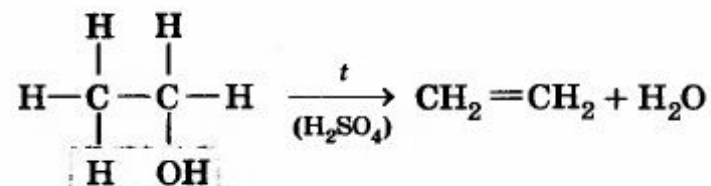
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ бутилен, или бутен, и т. д.

У последнего углеводорода — бутилена изомерия проявляется не только в строении углеродной цепи (линейная или разветвленная), но и в положении двойной связи в молекуле. Так, линейная молекула бутилена имеет два изомера, в их названиях арабскими цифрами обозначают атомы углерода, за которыми следует двойная связь:



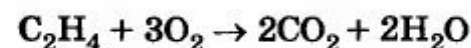
Свойства этих изомеров различны, о чем, например, говорит их разная температура плавления.

В лаборатории этилен можно получить из этилового спирта C_2H_5OH путем отщепления от него молекулы воды:



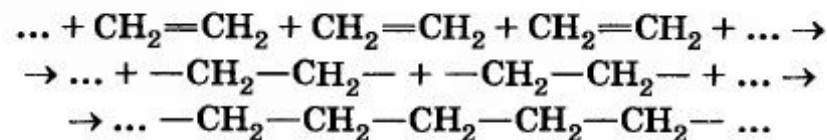
→ Реакции разложения, в результате которых от молекул веществ отщепляется вода, называются реакциями дегидратации.

В качестве водоотнимающего вещества для этой реакции используют концентрированную серную кислоту. Реакцию проводят при нагревании. В результате мы получим бесцветный газ — этилен. Подождем его — этилен загорится ярким, светящимся пламенем:

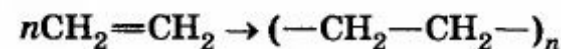


Однако реакция горения этилена не используется (это экономически не выгодно). Этилен широко применяется в химической промышленности для получения пластмассы — полиэтилена и для производства многих ценных органических веществ. Полиэтилен — широко распространенный в технике и быту материал. Из него изготавливают трубы, посуду, используют как покрытие при постройке теплиц, упаковку для сельхозпродуктов.

Полиэтилен получают из этилена при воздействии высоких температуры и давления. При этих условиях одна из двух связей в молекуле этилена рвется и возникающие частицы со свободными валентностями углеродных атомов соединяются в гигантскую цепочку:

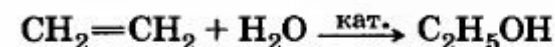


или сокращенно:



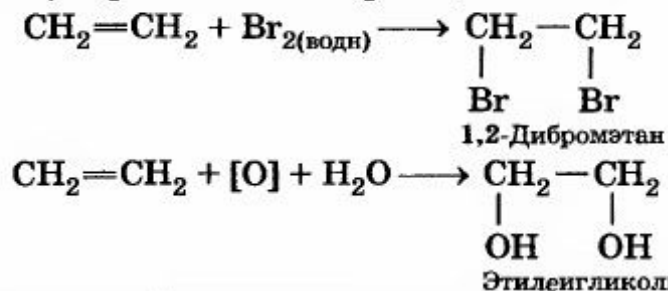
Такие реакции, в которых происходит соединение молекул исходного вещества в огромную молекулу, называются реакциями полимеризации. Исходное вещество называют мономером, а продукт реакции — полимером.

Полимеризацию можно рассматривать как частный случай реакций присоединения. Эти реакции наиболее характерны для непредельных соединений. Среди них и такая важная для применения этилена реакция, как присоединение воды, или гидратация (реакция, обратная дегидратации):



В результате ее получается технический этиловый спирт, который широко используется и самостоятельно, и для производства многих важных веществ: каучуков, пластмасс, растворителей, химических волокон и т. д.

С помощью реакций присоединения можно распознать этиленовые углеводороды. Такими качественными реакциями на наличие кратных связей — двойных и тройных — в молекуле углерода являются реакции обесцвечивания ими бромной воды $\text{Br}_{2(\text{водн})}$ и раствора перманганата калия $\text{KMnO}_{4(\text{водн})}$ (марганцовки). Уравнения этих реакций можно записать так:



Уравнение второй реакции записано в упрощенной форме: вместо полной формулы окислителя KMnO_4 дано условное изображение окислителя — $[\text{O}]$.



1. Непредельные углеводороды гомологического ряда этилена.
2. Изомерия положения двойной связи.
3. Названия этиленовых углеводородов.
4. Реакции полимеризации, мономеры, полимеры. Полиэтилен.
5. Гидратация и дегидратация.
6. Качественные реакции на двойную связь: реакция с бромной водой и с раствором перманганата калия.



1 Реакции какого типа характерны для этана и какого — для этилена?

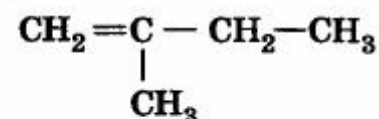
2 Реакция присоединения воды называется реакцией гидратации, а как будет называться реакция присоединения водорода? Напишите уравнения реакций присоединения водорода для этилена и для пропилена.

3 Почему этилен горит на воздухе светящимся пламенем, а этан — бесцветным? Для полного сжигания какого углеводорода — этана или этилена — требуется большее количество кислорода? Почему?

4 Запишите уравнение полимеризации пропилена
 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$

Как называется продукт этой реакции?

5 Напишите по две формулы гомологов и изомеров для вещества с формулой:

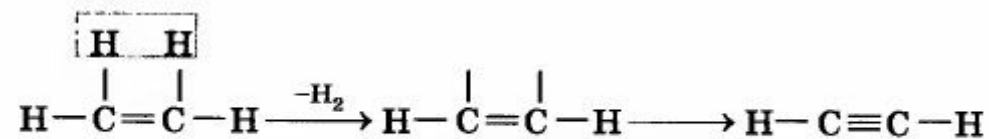


Дайте названия всех веществ.

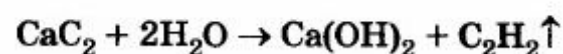
6 Напишите молекулярную формулу вещества, которое можно получить дегидрированием этилена. Каков характер свойств продукта этой реакции?

§ 34 Неопредельные углеводороды. Ацетилен

Если от молекулы этилена отнять еще два атома водорода, т. е. дегидрировать его, то получится еще более неопредельное соединение — ацетилен, в молекуле которого имеется еще одна связь между углеродными атомами, т. е. сформируется *тройная связь*:



Однако таким способом ацетилен не получают. На производстве и в лабораторных условиях его получают из карбида кальция CaC_2 :

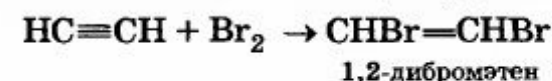


Получите и вы ацетилен этим способом (по возможности пользуйтесь вытяжным шкафом). В пробирку налейте около 1 мл воды и бросьте в нее при помощи щипцов небольшой кусочек карбида кальция. Быстро закройте отверстие пробирки пробкой с газоотводной трубкой и выделяющийся газ пропустите в пробирки 1) с бромной водой и 2) с подкисленным раствором перманганата калия. В обеих пробирках растворы обесцветятся. О чем это говорит?

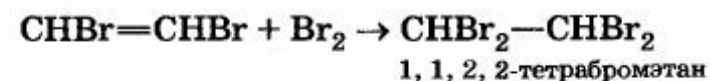
Снова получите ацетилен и подожгите его. Каким пламенем горит ацетилен на воздухе?

Чтобы полностью сжечь углерод, входящий в состав ацетилена, применяют кислород. При этом выделяется много теплоты, поэтому газосварщики используют ацетилен при резке и сварке металлов.

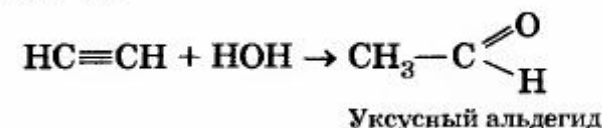
Подобно этилену, ацетилен вступает в реакции присоединения, которые идут в две стадии. Например, реакция с бромной водой может быть записана с помощью уравнений:



и далее:

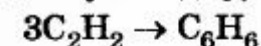


Как и этилен, ацетилен вступает в реакцию гидратации, в результате которой получается очень ценное вещество — уксусный альдегид:




Эту реакцию открыл замечательный русский химик М. Г. Кучеров, которая в его честь названа *реакцией Кучерова*.

Для ацетилена также свойственна реакция полимеризации. Частным случаем полимеризации является тримеризация (т. е. соединение трех молекул в одну):



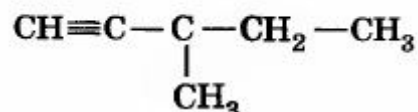
В результате этой реакции образуется очень ценное органическое соединение — бензол.

 1. Тройная связь. 2. Карбидный способ получения ацетилена. 3. Горение ацетилена. 4. Реакция ацетилена с бромной водой. 5. Гидратация ацетилена — реакция Кучерова. Уксусный альдегид. 6. Реакция тримеризации ацетилена. Бензол.

1 Составьте общую формулу углеводородов ряда ацетилена.

2 Родовой суффикс в названиях ацетиленовых углеводородов — *-ин*. Как тогда еще можно назвать ацетилен?

3 Напишите по две формулы гомологов и изомеров для вещества, формула которого:



Дайте названия всех веществ.

4 Почему ацетилен горит на воздухе коптящим пламенем? Напишите уравнение реакции горения ацетилена.

5 Какой объем ацетилена может быть получен из 720 кг карбида кальция, содержащего 20% примесей?

6 Сколько граммов бензола можно получить тримеризацией 134,4 л ацетилена, если выход продукта реакции составляет 75% от теоретически возможного?

§ 35 Ароматические углеводороды. Бензол

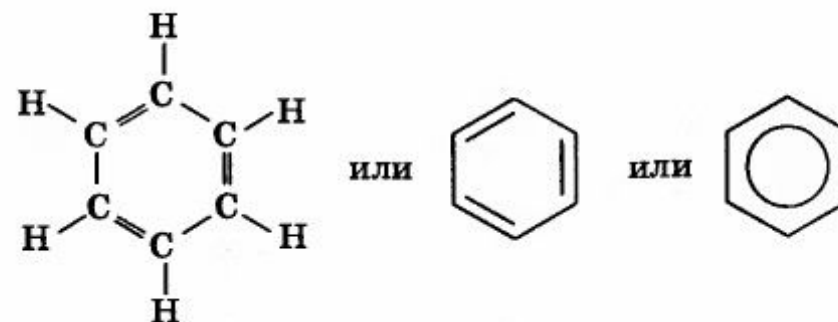
Как вы уже знаете, в результате тримеризации ацетилена можно получить бензол, который относится к ряду **ароматических углеводородов**. Такое симпатичное название группа углеводородов получила потому, что в прежние времена их получали из различных ароматических бальзамов, смол, эфирных масел, имеющих приятный запах.

В основе структуры большинства производимых продуктов лежит молекула бензола, поэтому бензол и его производные стали называть **ароматическими соединениями**. В настоящее время известно очень много производных бензола, причем только очень немногие обладают приятным запахом, многие же не пахнут совсем, а некоторые имеют, наоборот, неприятный запах. Однако принятое групповое название сохранилось.

Простейшее ароматическое соединение — бензол.

Его молекула C_6H_6 содержит 6 атомов углерода и 6 атомов водорода, следовательно, не все связи атомов углерода насыщены атомами водорода. Можно было бы предположить, что бензол является непредельным углеводородом. Однако для него нехарактерны реакции, свойственные непредельным углеводородам. Так, он не окисляется раствором перманганата калия и бромной водой (не обесцвечивает их). Не вступает в реакции присоединения при обычных условиях.

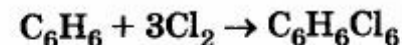
Строение молекулы бензола особое (об этом вы узнаете при изучении курса органической химии). Пока вам следует запомнить структурную формулу бензола:



Рассмотрим основные свойства бензола.

Он представляет собой бесцветную жидкость со своеобразным запахом, который, однако, нельзя назвать приятным. Бензол легче воды (плотность $0,88 \text{ г/см}^3$), температура кипения $80,4^\circ\text{C}$, практически нерастворим в воде.

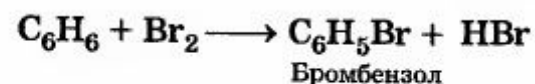
Как было указано, при обычных условиях бензол не вступает в реакции присоединения. Хлор он присоединяет только при интенсивном освещении реакционной смеси:



Полученное вещество — гексахлоран применяется в сельском хозяйстве как инсектицид, т. е. вещество, которое используют для борьбы с вредными насекомыми.

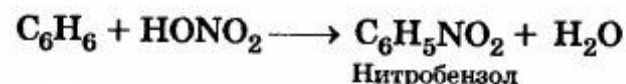
Органические вещества широко применяются в сельском хозяйстве для защиты растений от вредителей, болезней и сорняков. Это ядохимикаты, или *пестициды*. По своему назначению пестициды делятся на несколько видов. Мы уже назвали инсектицид гексахлоран. Для излечения растений и почвы от грибковых заболеваний применяют *фунгициды*, для уничтожения сорняков — *гербициды*, для уничтожения вредных микроорганизмов — *бактерициды*, а грызунов — *зооциды*.

Для бензола характерны реакции замещения атомов водорода. Так, при взаимодействии с бромом образуется бромбензол:




Эта реакция идет при участии катализатора.

Аналогично один атом водорода в молекуле бензола замещается на нитрогруппу NO_2 при взаимодействии с одноосновной азотной кислотой (HNO_3 или $\text{HO}-\text{NO}_2$):



Бензол получают в больших количествах при переработке каменного угля и нефти.

Бензол служит исходным сырьем для производства красок, лекарств, взрывчатых веществ, пестицидов и т. д. Его применяют как растворитель и добавку к моторному топливу.

-  1. Ароматические углеводороды. 2. Бензол и его формулы. 3. Пестициды: инсектициды (гексахлоран), фунгициды, гербициды, бактерициды, зооциды. 4. Реакции присоединения и замещения бензола. 5. Получение и применение бензола.

1 Дайте название углеводорода $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3$. Напишите формулы гомолога и изомера для него.

2 Какие пестициды используют на приусадебном или дачном участке? Какие меры по охране окружающей среды и защиты здоровья нужно соблюдать при работе с ними?

3 Почему бензол, как и ацетилен, горит на воздухе коптящим пламенем? Какой способ сжигания бензола без копоти можно предложить?

4 Какая реакция лежит в основе применения бензола в составе моторного топлива? Напишите ее уравнение.

5 Как получить нитробензол, исходя из карбида кальция? Напишите уравнения химических реакций.

§ 36 Спирты



Органические вещества, в молекулах которых углеводородный радикал связан с гидроксильной группой $-\text{OH}$, составляют класс соединений, называемых спиртами.

Число гидроксильных групп в молекуле определяет *атомность* спирта. Спирты, содержащие в молекуле одну группу $-\text{OH}$, называют *одноатомными*, общая их формула $\text{R}-\text{OH}$ (где R — углеводородный радикал).

Названия одноатомных спиртов образуются от названий соответствующих (по числу атомов углерода) углеводородов с прибавлением суффикса *-ол*. Представителями таких спиртов являются метиловый CH_3OH и этиловый $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ спирты.

Метиловый спирт, или метанол CH_3OH , представляет собой бесцветную жидкость, $t_{\text{кип}} = 64,7^\circ\text{C}$. С водой смешивается во всех отношениях. Горит бесцветным пламенем.

Применяется в технике как растворитель органических веществ.

Метанол очень ядовит. Небольшое количество его вызывает общее отравление организма и паралич зрительного нерва, что приводит к слепоте, большие его количества смертельны.

Этиловый спирт, или этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, по физическим свойствам очень похож на метиловый. Это бесцветная жидкость со слабым запахом и жгучим вкусом. Легче воды. Температура кипения $78,3^\circ\text{C}$. Смешивается с водой во всех отношениях и является хорошим растворителем для химических веществ. Легко воспламеняется, горит слабо светящимся голубоватым пламенем.

Небольшие количества этилового спирта вызывают опьянение, большие количества его могут вызвать потерю сознания, общее отравление, а иногда и смерть. Частое употребление спиртных напитков приводит к возникновению болезненного состояния, называемого алкоголизмом.

Характерные химические свойства этилового спирта (и всех других спиртов) обусловлены наличием в них гидроксильной группы $-\text{OH}$.

Изучите свойства этилового спирта, проделав следующие лабораторные опыты.

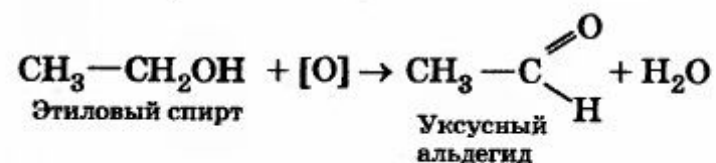
1. Рассмотрите выданный вам в пробирке образец этилового спирта. Понюхайте его. В отдельную пробирку налейте несколько капель спирта и 2—3 мл воды. Взболтайте. Что вы можете сказать о растворимости спирта?

2. В пробирку налейте 1—2 мл воды, а во вторую — 1—2 мл спирта и добавьте по 2—3 капли растительного масла. Взболтайте. Что можно сказать о свойствах спирта как растворителя?

3. На фильтровальную бумагу капните 1 каплю воды и 1 каплю этилового спирта. Какая капля быстрее испарится? Сделайте вывод о свойствах спирта на основе этого опыта.

4. Накалите на пламени спиртовки свернутую в спираль медную проволоку и внесите ее в этиловый спирт. Зафиксируйте наблюдения: черный налет оксида меди(II) на проволоке исчез, она стала блестящей (свежая медь), а также появился специфический неприятный запах — в результате реакции образовался уксусный альдегид.

Последний опыт демонстрирует способность спиртов окисляться. В данном случае реакция окисления этилового спирта в уксусный альдегид протекает согласно уравнению:



Эта реакция наряду с уже известной вам реакцией Кучерова применяется для получения уксусного альдегида.

Основной метод производства этилового спирта в промышленности — гидратация этилена. Таким методом получается технический этиловый спирт, который содержит примесь очень ядовитого метилового спирта.

Этиловый спирт в громадных количествах используется для технических нужд. Он применяется как растворитель в лакокрасочной и химико-фармацевтической промышленности, для синтеза красителей и в ряде других производств. Особенно большое значение этиловый спирт приобрел после того, как в 1930 г. наш крупнейший отечественный химик С. В. Лебедев открыл способ производства каучука, исходя из спирта.

Этиловый спирт используют в медицине для компрессов, обтираний, дезинфекции кожи перед уколом. Его широко применяют для приготовления настоек и экстрактов, а также многих лекарств.

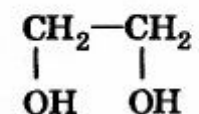
Этиловый спирт — основное сырье ликероводочных и винных производств.

Для получения алкогольных напитков используют известный с древности способ спиртового брожения сахаристых веществ.

Выше мы рассмотрели одноатомные спирты, т. е. содержащие в молекуле одну гидроксильную группу. Существуют спирты, в молекулы которых входят две и три гидроксильные группы — это *двухатомные* и *трехатомные спирты* соответственно.

Двухатомные спирты рассмотрим на примере этиленгликоля, который, как вы, очевидно, помните, получается при окислении этилена раствором перманганата калия.

Запишем еще раз его формулу:



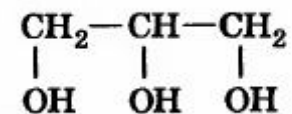
Из формулы видно, что этиленгликоль представляет собой производное этана, в котором один атом водорода при каждом углеродном атоме замещен на гидроксильную группу.

Этиленгликоль — бесцветная густая жидкость тяжелее воды (плотность равна 1,1 г/см³), кипящая при 197 °С и замерзающая при -13 °С. Имеет сладковатый вкус. Ядовит.

Применяют его в виде водных растворов в качестве незамерзающей охлаждающей жидкости — *антифриза* (заполняют радиаторы автомобилей, тракторов, комбайнов).

Трехатомные спирты рассмотрим на примере глицерина.

Глицерин представляет собой производное пропана, в котором один атом водорода при каждом атоме углерода замещен на гидроксильную группу:



Это густая сиропообразная бесцветная жидкость сладкого вкуса ($\rho = 1,26 \text{ г/см}^3$), $t_{\text{кип}} = 290 \text{ }^\circ\text{C}$, $t_{\text{зам}} = -17 \text{ }^\circ\text{C}$.

Хорошо растворяется в воде. Безводный глицерин очень гигроскопичен — притягивает влагу из воздуха. Смазанные им предметы предохраняются от высыхания, поэтому глицерин применяется при выделке кож и отделке тканей.

Водные растворы глицерина широко используют в парфюмерии и медицине. Для смягчения кожи рук и лица приме-

няются только водные растворы глицерина, так как при нанесении на кожу безводного глицерина может возникнуть сильное раздражение вследствие обезвоживания им поверхности кожи.

Водные растворы глицерина используют как антифризы. Кстати, клетки растений не замерзают зимой в силу того, что в клеточном соке содержится глицерин, действующий как антифриз.

С некоторыми свойствами многоатомных спиртов можно познакомиться при выполнении следующих лабораторных опытов.

1. К 1 мл воды в пробирке прилейте равный объем глицерина и смесь взболтайте. Затем добавьте еще столько же глицерина. Что можно сказать о растворимости его в воде?

2. Глицерин, этиленгликоль и другие многоатомные спирты, в отличие от одноатомных, можно распознать с помощью следующей качественной реакции: к 2 мл раствора щелочи в пробирке прилейте несколько капель раствора медного купороса. К полученному осадку прибавьте по каплям глицерин и смесь взболтайте. Осадок растворяется, получается раствор ярко-синего цвета.

1. Спирты и их атомность. 2. Предельные одноатомные спирты: метанол и этанол. 3. Окисление этилового спирта в уксусный альдегид. 4. Двухатомный спирт этиленгликоль. 5. Трехатомный спирт глицерин. 6. Качественная реакция на многоатомные спирты.

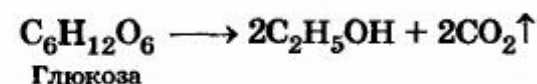
1. Напишите уравнения реакций горения метилового и этилового спиртов, этиленгликоля и глицерина. Каков характер пламени у них?

2. Метиловый спирт, аналогично этиловому, может окисляться в муравьиный альдегид $\text{H}-\text{C}\begin{matrix} \text{=O} \\ \text{H} \end{matrix}$ оксидом меди(II). Напишите уравнение этой реакции.

3. Какие свойства метилового и этилового спиртов находят практическое применение?

4. Как сместить химическое равновесие реакции гидратации этилена вправо, если известно, что прямая реакция экзотермическая и все вещества находятся в газовой фазе?

5. Процесс брожения глюкозы с образованием этилового спирта протекает согласно уравнению:



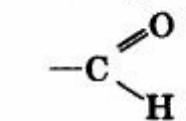
В каком объеме выделится при этом углекислый газ (н. у.), если подвергнуть брожению 3 моль глюкозы?

§ 37 Альдегиды

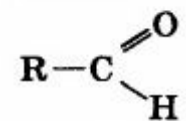
При изучении спиртов вы познакомились с их свойством окисляться в альдегиды.



Альдегиды — это органические вещества, в молекулах которых углеводородный радикал связан с особой группой атомов — альдегидной группой:



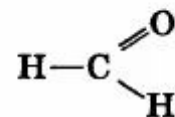
Альдегидная группа



Общая формула альдегидов

Из альдегидов вам уже известен уксусный альдегид, с ним вы знакомились, когда рассматривали реакцию гидратации ацетилена — реакцию Кучерова.

Однако начинается гомологический ряд альдегидов не уксусный альдегид (другое его название *этаналь*), а муравьиный альдегид, у которого с альдегидной группой связан не радикал, а атом водорода:



Другие названия муравьиного альдегида — *метаналь*, *формальдегид*.

Названия «муравьиный альдегид», «уксусный альдегид» — это исторически сложившиеся, так называемые тривиальные названия, которые широко еще используются в органической химии. По рекомендуемой к применению международной системе названий органических веществ названия альде-

гидов, как вы уже, наверное, догадались, строятся из названия соответствующего углеводорода (с тем же числом атомов углерода) с добавлением суффикса *-аль*.

Муравьиный альдегид — бесцветный газ с резким специфическим запахом. Хорошо растворяется в воде. Водный раствор формальдегида носит название *формалина* (обычно применяют 40% -ный раствор).

Формальдегид ядовит. Он вызывает воспаление слизистых оболочек глаз и дыхательных путей, возможны явления острого отравления организма. В качестве противоядия пострадавшему дают белок сырого яйца, слизистые отвары, промывают желудок раствором пищевой соды или уксуснокислого натрия.

В медицине формальдегид применяют только в виде разбавленных растворов в качестве дезинфицирующего и дезодорирующего средства: для обмывания кожи при повышенной потливости, для дезинфекции инструментов (в виде 0,5% растворов).

Дезинфицирующее свойство формалина обусловлено его способностью соединяться с белковыми веществами с образованием нерастворимых соединений, вследствие чего погибают микроорганизмы, в клетках которых содержатся белковые вещества. Это же свойство положено в основу сохранения биологических и анатомических препаратов.

Формальдегид применяют для дубления кож. Процесс дубления также основан на способности формальдегида давать соединения с белковыми веществами, входящими в состав кожи.

Разбавленные растворы формальдегида применяют в сельском хозяйстве для обработки зерна перед посевом.

Громадные количества формальдегида расходуются для получения пластических масс, изделия из которых широко применяются в технике и быту.

Уксусный альдегид, как вы уже знаете, имеет формулу:



Это бесцветная легколетучая жидкость с запахом прелых яблок. Хорошо растворим в воде. Применяется для получения уксусной кислоты.

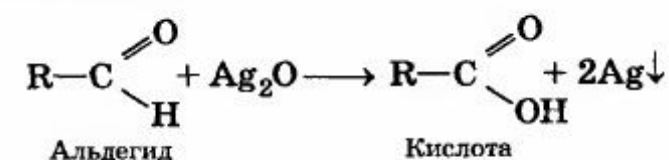
Альдегиды легко отличить от других органических веществ с помощью красивой реакции «серебряного зеркала». Вы ее можете провести следующим образом.

Тщательно вымойте пробирку раствором соды, затем чистой водой. Налейте в нее 1—2 мл аммиачного раствора оксида серебра(I) и добавьте по стенке 4—5 капель формалина. Поместите пробирку в заранее приготовленный стакан с горячей водой. На стенках пробирки появится блестящий слой, это осадок металлического серебра.

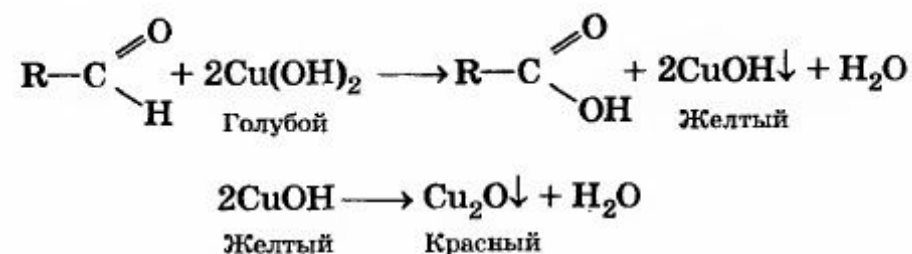
Еще одна характерная реакция на альдегиды — это взаимодействие с гидроксидом меди(II). Для проведения этой реакции в пробирку внесите 3—4 капли раствора медного купороса, прибавьте 2—3 мл раствора гидроксида натрия, к образовавшемуся осадку прилейте 2—3 мл формалина и смесь нагрейте. Как изменится цвет осадка? Составьте уравнения реакций взаимодействия сульфата меди(II) со щелочью.

В результате этих реакций альдегиды окисляются: муравьиный альдегид до муравьиной кислоты, уксусный альдегид до уксусной кислоты.

В общем виде уравнение реакции, сделанной в первом опыте, можно записать так:



Для второго опыта уравнение реакции записывается так:



Таким образом, основные классы органических соединений производятся из углеводородов путем последовательных превращений: предельный углеводород → непредельный углеводород → спирт → альдегид → кислота.

Очевидно, вы уже догадались, что такая связь между классами органических веществ называется, как и для неорганических, *генетической*.



1. Альдегидная группа и общая формула альдегидов.
2. Формальдегид, или метаналь, и ацетальдегид, или этаналь.
3. Качественные реакции на альдегиды.

- 1 Напишите уравнения двух реакций получения уксусного альдегида: из этилового спирта и из ацетиленна.
- 2 Напишите уравнение реакции получения муравьиного альдегида из метилового спирта.
- 3 Напишите уравнения двух качественных реакций на альдегиды для формальдегида и ацетальдегида и подпишите под формулами названия соединений.
- 4 Предложите области применения реакции «серебряного зеркала».
- 5 Подготовьте к следующему уроку сообщение на тему «Развитие зеркального производства в истории человечества».
- 6 Напишите уравнения реакций, соответствующие следующим переходам: этан → этилен → этиловый спирт → уксусный альдегид → уксусная кислота. Дайте названия реакциям.

§ 38 **Предельные одноосновные карбоновые кислоты. Сложные эфиры**

В результате реакций окисления альдегидов получают органические кислоты — соединения, содержащие карбоксильную группу



Органические кислоты с такой характерной для них группой называют карбоновыми кислотами, их общая формула



Здесь R, как вы уже знаете, обозначает углеводородный радикал. Если R в молекуле кислоты — радикал предельного углеводорода C_nH_{n+1} , то соответствующие кислоты, общую формулу которых можно записать как $\text{C}_n\text{H}_{n+1}\text{COOH}$, называются предельными одноосновными карбоновыми кислотами. Одноосновные они потому, что содержат одну карбоксильную группу

(существуют органические кислоты, которые имеют в молекуле две и более групп $-\text{COOH}$, но в нашем курсе мы их рассматривать не будем).

Начинает гомологический ряд предельных одноосновных карбоновых кислот муравьиная кислота, в молекуле которой карбоксильная группа связана не с радикалом, а с атомом водорода:



Ее также называют метановой кислотой (ее можно рассматривать как производное соединение от предельного углеводорода метана).

Второй член гомологического ряда предельных карбоновых кислот — уксусная, или этановая, кислота:



Вам стало очевидно, что международные названия кислот образуются от названий соответствующих углеводородов с прибавлением суффикса *-ов*, окончания *-ая* и слова *кислота*.

Познакомимся подробнее с этими кислотами.

Муравьиная кислота HCOOH получила такое название потому, что впервые она была обнаружена еще в XVII в. в выделениях муравьев. Эта кислота содержится также в соке крапивы, в стрекательных клетках медуз, в поте животных, в яде некоторых насекомых (пчел).

Применяется в медицине под неправильным названием «муравьиный спирт», в химической промышленности для получения растворителей и душистых веществ, а также для борьбы с вредителями — клещами.

Уксусная кислота CH_3COOH известна человеку еще с глубокой древности. Под названием уксуса она широко использовалась в быту в качестве пищевой приправы и для приготовления маринадов.

Чистая уксусная кислота — бесцветная жидкость с резким запахом. Она применяется при синтезах полимеров, красителей, лекарств, консервировании пищевых продуктов.

Муравьиная и уксусные кислоты проявляют все типичные свойства кислот. Вспомните эти свойства, проделав следующие опыты.

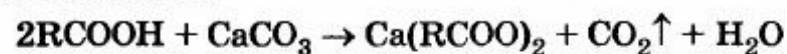
1. Прилейте в четыре пробирки по 2 мл выданного вам раствора уксусной кислоты. Осторожно понюхайте этот раствор. Вспомните, где вы применяете уксусную кислоту дома.

2. В одну пробирку добавьте несколько капель лакмуса, а затем нейтрализуйте раствором щелочи. Что вы наблюдаете?

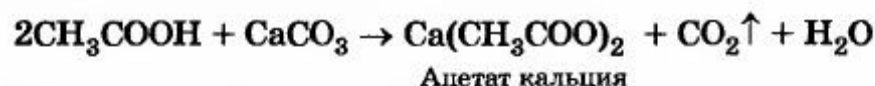
3. В оставшиеся три пробирки добавьте: в одну — кусочек магния или цинка или их порошок; в другую — оксид какого-либо металла и подогрейте ее; в третью — кусочек мела или соды.

Что вы наблюдаете?

Написать уравнения проведенных реакций вам будет нетрудно, если вы вспомните свойства неорганических кислот. Вам только нужно учесть, что кислотные остатки муравьиной и уксусной кислот одновалентны. Так, в общем виде уравнение взаимодействия карбоновых кислот с карбонатом кальция можно записать так:



Для уксусной кислоты, соли которой называются *ацетатами*, аналогичное уравнение выглядит так:



А для муравьиной кислоты, соли которой называются *форматами*, это будет уравнение:



Уравнения остальных выполненных вами реакций постарайтесь записать сами.

В заключение предлагаем вам провести еще три эффектных опыта.

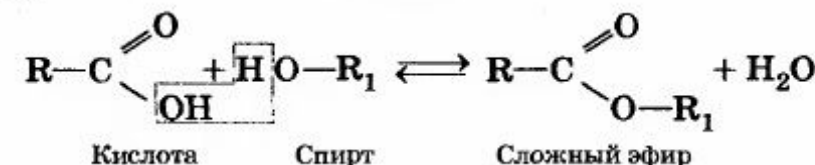
4. В пробирку налейте 2 мл этилового спирта, 2 мл уксусной кислоты и 1 мл концентрированной серной кислоты. Смесь перемешайте, нагревайте не очень сильно в течение 4—5 мин (*осторожно!*), не доводя до кипения. Затем дайте остыть смеси и вылейте ее в пробирку с водой.

Образовавшееся соединение — *эфир* — собирается на поверхности. Обладает ли он запахом?

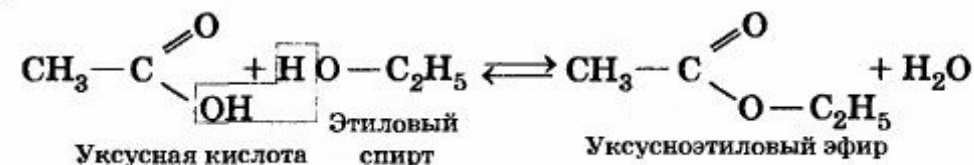


Реакция между органической кислотой и спиртом называется реакцией этерификации, а продукт ее — сложным эфиром.

Уравнение реакции этерификации в общем виде можно написать так:



Запишем уравнение реакции этерификации для уксусной кислоты и этилового спирта и назовем продукт реакции, чтобы вам стало понятно, как производятся названия сложных эфиров:



Сложные эфиры — жидкости, обладающие приятными фруктовыми запахами. В воде они растворяются очень мало, но хорошо растворимы в спиртах.

Сложные эфиры очень распространены в природе. Их наличием обусловлены приятные запахи цветов и фруктов.

5. Сорвите лист герани, разомните его — запах листа усилится. Объясните наблюдаемое.

6. Если есть возможность, резко сожмите кусочек свежей апельсиновой корочки и «выстрелите» капельки клеточного сока, содержащего эфирные масла, на огонь горелки — они ярко вспыхнут. Что можно сказать о горючести сложных эфиров?



1. Карбоксильная группа. Карбоновые кислоты.

Предельные одноосновные карбоновые кислоты.

2. Муравьиная и уксусная кислоты. 3. Свойства карбоновых кислот: взаимодействие с металлами, основными оксидами, основаниями и солями. 4. Формиаты и ацетаты. 5. Реакция этерификации. Сложные эфиры.

6. Применение кислот и сложных эфиров.

1

Напишите уравнения реакций взаимодействия магния, оксида магния, карбоната магния и гидроксида магния с муравьиной и уксусной кислотами.

2

Сформулируйте общий принцип построения названий сложных эфиров.

3

Напишите уравнение реакции этерификации, в результате которой получается муравьинометиловый эфир.

4

Как сместить химическое равновесие реакции этерификации вправо?

5

В уксусной кислоте атомы водорода в метиле (радикал CH_3-) способны замещаться на атомы галогенов. Сколько таких реакций можно провести с этой кислотой? Напишите их уравнения.

6

Напишите уравнения реакций, отражающие следующие химические превращения:

этан \rightarrow этилен \rightarrow этиловый спирт \rightarrow уксусный альдегид \rightarrow
 \rightarrow уксусная кислота \rightarrow уксусноэтиловый эфир

↓

хлоруксусная кислота

§

39 Жиры

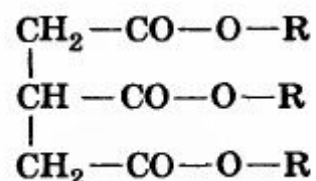
На прошлом уроке вы познакомились с реакцией этерификации — взаимодействием спиртов с кислотами, в результате которого образуется сложный эфир. Реакции этерификации могут протекать и с участием трехатомного спирта (вспомните, как он называется) и высших предельных и непредельных карбоновых кислот — так называемых **ж и р н ы х к и с л о т**. Примерами высших предельных кислот являются пальмитиновая кислота $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и стеариновая кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$. К непредельным кислотам относятся олеиновая кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ (одна двойная связь в радикале $\text{C}_{17}\text{H}_{33}$) и линолевая кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$ (две двойные связи в радикале $\text{C}_{17}\text{H}_{31}$).

При взаимодействии трехатомного спирта с такими кислотами образуются особые эфиры, называемые **ж и р а м и**. Теперь вы, вероятно, сами можете дать определение жирам.



Жиры — это сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и жирных кислот.

Следовательно, для жиров можно предложить такую общую формулу:



Здесь **R** — углеводородные радикалы, которые могут быть как одинаковыми, так и разными.

Жиры широко распространены в природе и по происхождению подразделяются на животные и растительные.

Животные жиры представляют собой чаще всего твердые или полужидкие вещества (рыбий жир).

Растительные жиры называют маслами. Это обычно жидкие вещества: подсолнечное, оливковое, хлопковое, льняное, касторовое масла и др. Реже встречаются твердые растительные жиры: масло какао, кокосовое масло.

Жидкие жиры содержат остатки непредельных жирных кислот, т. е. таких, в которых имеются двойные связи. Если остатки непредельных кислот присоединят к себе недостающие атомы водорода (такой процесс, как вы знаете, называется гидрированием), то из жидкого жира получится твердый жир. Этот процесс широко используют в промышленности, так как для технических и пищевых целей требуются твердые жиры. Особенно широкое применение получил маргарин, который представляет собой смесь гидрированного жира с небольшим количеством растительного масла и молока. Из твердых жиров получают наиболее ценные сорта мыла.

Мыла — это соли жирных кислот. Наибольшее распространение имеют натриевые мыла. Их получают в больших количествах путем гидролиза жиров раствором едкого натра или соды при нагревании. Этот процесс называется *омылением* жиров, в результате него образуется соль органической кислоты — мыло и выделяется глицерин (входящий в состав жира). Для отделения мыла от глицерина к смеси добавляют водный раствор хлорида натрия, в котором мыло растворяется очень плохо. Благодаря этому образуются два слоя: нижний — раствор глицерина и поваренной соли в воде, верхний — получившееся мыло.

Натриевые мыла имеют формулу RCOONa . Есть также и жидкие калиевые мыла. Их формула RCOOK .

Применение жиров не ограничивается сферой потребления его как пищевого продукта и производства мыла. Они используются в промышленности для получения многих ценных продуктов: олифы для разбавления масляных красок, глицерина, косметических средств и др.

В связи с возникновением продовольственной проблемы на нашей планете все острее становится необходимость замены жиров в технике непищевым сырьем. Так, для получения олифы в производстве масляных красок можно использовать не растительные масла, а углеводородное сырье (нефть, газ).

В производстве мыла можно использовать жирные кислоты, получаемые не из жиров, а из природных углеводов (нефти, газа).

В быту и на производстве вместо мыла в качестве моющих средств широко используются синтетические моющие средства, и в частности хорошо известные вам стиральные порошки. По ряду свойств они превосходят мыла.

В заключение предлагаем вам провести несколько опытов, в которых вы познакомитесь со свойствами твердых и жидких жиров, а также убедитесь в различии свойств мыла и синтетических моющих средств.

1. В три пробирки налейте по 1 мл воды, спирта и бензина и внесите в них примерно равные кусочки твердого жира или несколько капель растительного масла. Наблюдайте, что происходит при встряхивании пробирок. В какой жидкости жиры лучше растворяются?

2. Несколько капель раствора жира в спирте и бензине нанесите на фильтровальную бумагу. Что наблюдаете после испарения растворителя?

3. Практически докажите, что в составе выданного вам жидкого жира содержатся остатки непредельных кислот.

4. Приготовьте по 50 мл 1%-ных растворов в дистиллированной воде обычного мыла и стирального синтетического порошка.

А. К растворам мыла и порошка в отдельных пробирках прибавьте по 2—3 капли раствора фенолфталеина. Отметьте окраску раствора. Отсюда сделайте вывод, какое из этих моющих средств лучше применять для стирки тканей, чувствительных к щелочи (например, шерстяных).

Б. В две пробирки налейте по 3—4 мл жесткой воды, т. е. воды, содержащей растворы солей кальция или магния. В одну пробирку добавьте по каплям раствор мыла, в другую — раствор стирального порошка, при этом после внесения каждой капли содержимое пробирок взбалтывайте. В каком случае приходится прибавлять больше раствора для образования устойчивой пены? Какой препарат не утрачивает своей моющей способности в жесткой воде?



1. Предельные и непредельные жирные кислоты. 2. Жиры как сложные эфиры. 3. Применение жиров. Растительные и животные жиры. 4. Замена жиров в технике непищевым сырьем. 5. Мыла. Синтетические моющие средства.

1

Напишите уравнение реакции этерификации между глицерином и стеариновой кислотой.

2

Гидролиз жира является реакцией, обратной этерификации. Как сместить химическое равновесие реакции этерификации вправо?

3

Напишите уравнение реакции гидрирования жира, содержащего остатки линолевой кислоты.

4

Почему мыло в жесткой воде не мылится? Напишите уравнение реакции, отражающей взаимодействие натриевого мыла с жесткой водой, содержащей сульфат кальция.

5

Еще раз изучите по учебнику биологии биологические функции жиров в организме.

§

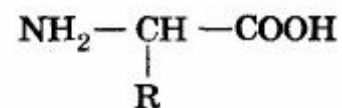
40 Аминокислоты и белки

В этом параграфе мы рассмотрим важнейшие для всех живых организмов вещества, в состав которых, помимо углерода, водорода и кислорода, входит азот. Такие вещества участвуют в химических процессах, протекающих в организмах, и обеспечивают их жизнедеятельность. Это белки, продукты их расщепления в пищеварительном тракте — аминокислоты и многие витамины.

Начнем изучение азотсодержащих органических веществ с аминокислот. Их можно представить себе своеобразными кирпичиками, из которых строятся белки.

Как следует из самого слова «аминокислоты», эти вещества содержат характерную для органических кислот группу — COOH (вспомните, как называется эта группа) и еще одну характерную (функциональную) группу — *аминогруппу* — NH_2 .

Состав аминокислот можно выразить формулой:



Аминокислоты можно рассматривать как производные карбоновых кислот, у которых атом водорода в радикале замещен

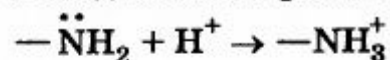
на аминогруппу. Например, из уксусной кислоты производится аминокислота состава



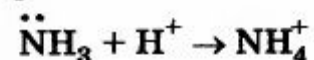
На практике аминокислоты получают из карбоновых кислот, заместив в их радикале атом водорода на галоген, а затем галоген на аминогруппу при действии аммиака, например:



Обе эти группы $-\text{NH}_2$ и $-\text{COOH}$ определяют своеобразные химические свойства аминокислот. Аминогруппа $-\text{NH}_2$ определяет основные свойства вещества, так как способна присоединять к себе катион водорода по донорно-акцепторному механизму за счет наличия свободной электронной пары у атома азота:



Как вы уже знаете, ведет себя так же аммиак, образуя при этом ион аммония NH_4^+ :

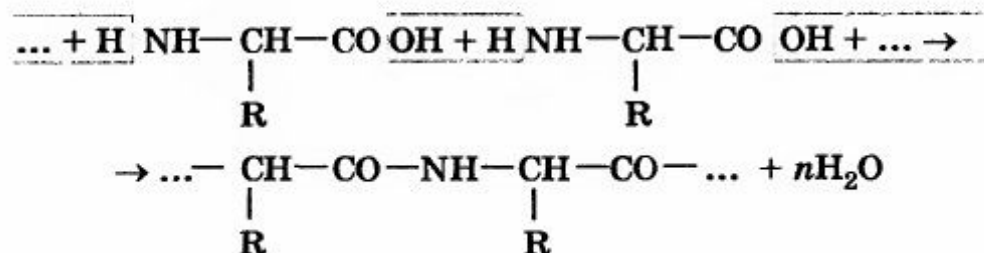


Карбоксильная группа $-\text{COOH}$ в аминокислотах определяет их кислотные свойства.

Аминокислоты — это органические вещества, которые обладают одновременно кислотными и основными свойствами, так как содержат амино- и карбоксильную группы.

Как вы знаете, такие вещества называются *амфотерными* (вспомните из курса неорганической химии свойства оксидов и гидроксидов переходных элементов, например $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Al}(\text{OH})_3$).

Благодаря наличию кислотной и основной групп молекулы аминокислот способны взаимодействовать друг с другом и образовывать полимеры — белки:



Реакции получения полимеров, которые сопровождаются образованием побочного низкомолекулярного продукта, например воды, называются реакциями поликонденсации.

Как вы можете заметить из приведенного выше уравнения, при соединении молекул аминокислот друг с другом возникает связь.



Связь между остатком аминогруппы $-\text{NH}-$ одной молекулы аминокислоты и остатком карбоксильной молекулы группы $-\text{CO}-$ другой молекулы аминокислоты называется пептидной связью:



Эта связь повторяется в полимере много раз, и полимер соответственно называют *полипептидом*.

Как указано выше, из аминокислот строятся белки — полипептиды. Именно из белков путем их расщепления были получены многие аминокислоты. Исследователем, кто первым приступил к таким работам, был немецкий химик-органик Э. Г. Фишер.



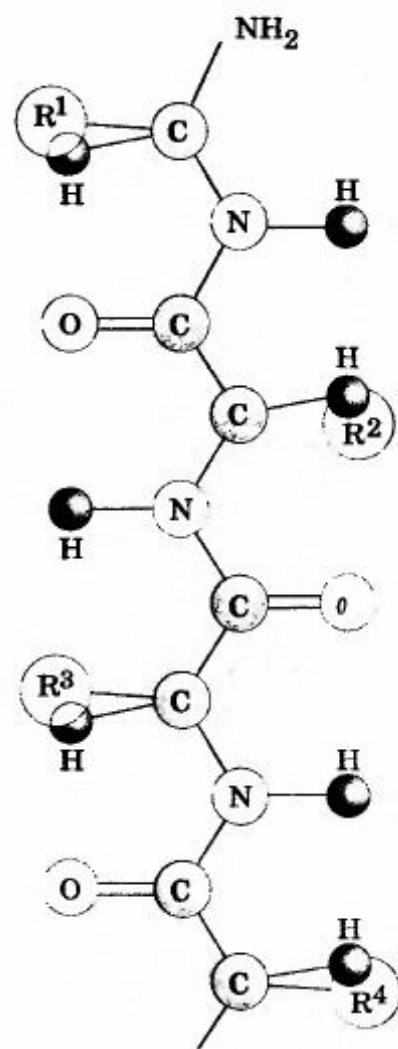
Эмиль Герман Фишер
(1852--1919)

Немецкий химик-органик и биохимик. Лауреат Нобелевской премии (1902). Научные работы посвящены химии углеводов, белков. Синтезировал ряд физиологически активных веществ. Внедрил в синтез химических соединений биокатализаторы — ферменты. Заслужой его является создание научной школы химиков-органиков.

Существует более 20 аминокислот, а белков — великое множество. Каждый организм на Земле имеет свой собственный неповторимый набор белков, который лишь иногда бывает сходен у близких родственников или одинаков у однойцовых (идентичных) близнецов. Почему 20 аминокислот образуют бесчисленное белковое разнообразие? Чтобы понять, как это

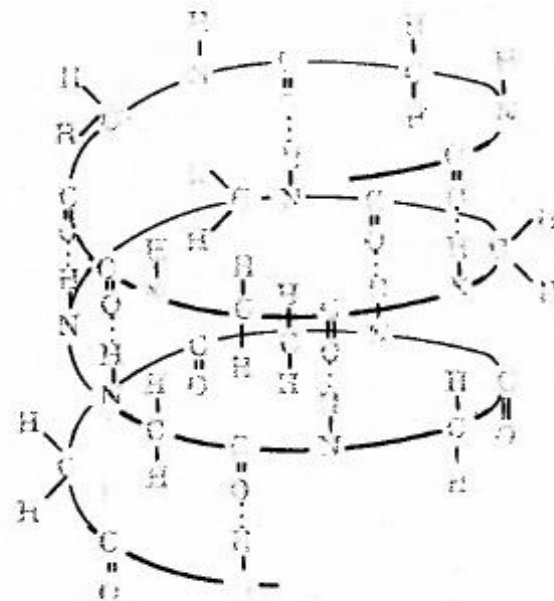
происходит, вспомните, что 33 буквы русского алфавита образуют огромное число слов. Еще более красноречив такой пример: в азбуке морзе знаков только два — точка и тире, и тем не менее с помощью их можно также передать все многообразие словарного запаса. Очевидно, вы поняли, что это многообразие определяется различной комбинацией букв.

Аналогично и в молекулах белков порядок чередования аминокислот в полипептидной цепи определяет *структуру белка*. Эта структура называется *первичной*. Есть у белков и вторичная, и третичная структуры. С ними вы познакомитесь в курсе биологии (рис. 51). А здесь отметим, что большая заслуга в раскрытии строения белковой молекулы принадлежит русскому биохимику А. Я. Данилевскому.

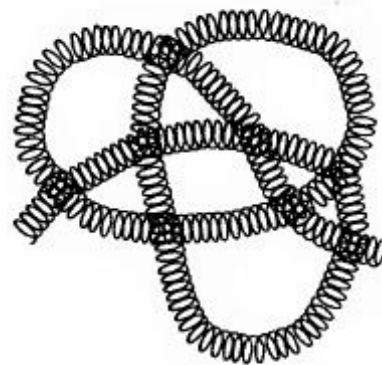


Первичная структура белков

Рис. 51. Структуры белков



Вторичная структура белков



Третичная структура белков



Александр Яковлевич
Данилевский
(1888—1923).

Русский биохимик. Один из основоположников отечественной биохимии. Работал в области химии ферментов и белков. В 1888 г. предложил теорию строения белковой молекулы. Экспериментально доказал, что действие сока поджелудочной железы на белки представляет собой гидролиз.

Белки выполняют в живом организме ряд очень важных функций.

Прежде всего, это строительная функция. Белки являются составной частью оболочки и цитоплазмы клеток и тем самым образуют все живые организмы.

Все биохимические реакции, идущие в клетках, протекают с помощью биологических катализаторов белковой природы — ферментов. Таким образом, белки выполняют каталитическую функцию.

Вспомните из курса анатомии человека, какие ферменты пищеварительных соков (слюны, желудочного и кишечного соков, сока поджелудочной железы) принимают участие в пищеварении. Какие особенности действия ферментов отличают их от неорганических катализаторов?

Еще одна очень важная функция белков — защитная. Особые белки — антитела (своеобразные наручники для проникающих в клетку преступников — бактерий, так как эти белки склеивают бактерии) и антитоксины (белки, которые нейтрализуют яды бактерий, образующиеся в результате их жизнедеятельности) определяют такое защитное свойство организмов, как иммунитет (вспомните из курса анатомии, что это за свойство).

Хорошо знакомый вам из курса анатомии белок крови — гемоглобин, который переносит кислород, выполняет транспортную функцию.

Запасную, или энергетическую, функцию в клетках живых организмов несут особые белки. Например, богаты белками семена бобовых растений и яйцеклетки животных организмов. Энергия этих белков обеспечивает развитие нового организма.

Белки выполняют еще много важных функций: двигательную, сигнальную и т. д. Они могут превращаться в жиры и уг-

леводы, но те, в свою очередь, превращаться в белки не могут. (*Подумайте почему.* Вспомните, в чем различие между этими веществами по составу.) Поэтому белковое голодание особенно опасно для живого организма.

Теперь перейдем к рассмотрению характерных для белков свойств.

Все белки способны гидролизаться, т. е. разлагаться под действием кислот или щелочей с образованием аминокислот. Это свойство лежит в основе процесса пищеварения.

При некоторых воздействиях природная структура белка может разрушаться — как говорят, белок *денатурируется*. Это происходит даже при умеренном нагревании или изменении кислотности среды: растворимый в воде белок становится нерастворимым или свертывается. Каждый из вас наблюдал это явление при варке яиц (повышение температуры) и при скисании молока (изменение кислотности среды).

Белки горят, и этот процесс сопровождается появлением своеобразного запаха горящего рога (или жженого пера).

Для белков характерны *цветные реакции*, которые служат качественными на белки. Эти реакции, а также другие, характеризующие свойства белков, вы можете провести сами.

1. В пробирку налейте 2 мл раствора белка и прибавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Образуются белый осадок. Нагрейте содержимое пробирки — осадок белка окрашивается в желтый цвет. Охладите смесь и добавьте осторожно, по каплям, концентрированный раствор аммиака (в избытке) — окраска становится оранжевой. Эта реакция называется *ксантопротеиновой*.

2. В пробирку налейте 2 мл раствора белка, добавьте столько же раствора щелочи и затем несколько капель разбавленного раствора медного купороса. Белок окрашивается в красно-фиолетовый цвет. Эта реакция называется *биуретовой*.

3. Немного хорошо измельченного мяса внесите в воду и прокипятите. После охлаждения жидкость отфильтруйте через вату и испытайте с помощью цветной реакции, содержится ли в растворе белок.

4. Подожгите несколько нитей какой-либо ткани и определите по запаху, какая это ткань: хлопчатобумажная или шерстяная.

5. Белки разнообразны по своему агрегатному состоянию: белки шерсти, шелка, ногтей, рога, перьев — нерастворимые волокна: белки крови, лимфы, пищеварительных соков — растворимы и образуют коллоидные растворы, из которых их можно осадить, приливая растворы солей тяжелых металлов (сульфата меди(II)), кислот (азотной, уксусной) или органи-

ческих растворителей (спирта, ацетона). Используя белок куриного яйца, приготовьте в пробирке раствор белка и осадите его.



1. Аминокислоты и их амфотерность. 2. Получение аминокислот из карбоновых кислот. 3. Реакции поликонденсации. 4. Пептидная связь и полипептиды. 5. Первичная структура белков. 6. Биологические функции белков. 7. Свойства белков и качественные реакции на белки.

1

Почему аминокислоты являются веществами с двойственной функцией, т. е. имеют свойства двух разных классов веществ?

2

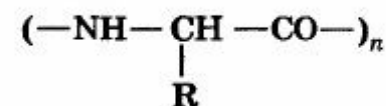
Чем отличается реакция поликонденсации от реакции полимеризации? В чем их сходство?

3

Что такое ферменты? Чем они отличаются от неорганических катализаторов?

4

Напишите уравнение реакции гидролиза белков, имеющих общую формулу



Какое применение находит этот процесс в биологии и промышленности?

5

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

этан → этиловый спирт → уксусный альдегид →
→ уксусная кислота → хлоруксусная кислота →
→ аминуксусная кислота → полипептид (белок).

§

41 Углеводы

Другими широко распространенными в природе органическими веществами, имеющими огромное значение для живых организмов (помимо рассмотренных выше жиров и белков), являются *углеводы*. Эти соединения содержат только углерод, водород и кислород, причем водород и кислород находятся в них в таком же соотношении, как и в молекуле воды — 2:1. Отсюда и происходит название «углеводы».

Для большинства этих веществ можно предложить общую формулу $C_n(H_2O)_m$.

Углеводов содержится много во фруктах и овощах. Углеродом является свекловичный сахар, мед почти целиком состоит из углеводов. К углеводам принадлежат различные виды крахмалов, которые входят в состав таких важных продуктов, как картофель и злаки (пшеница, рожь, кукуруза и др.). Такой углевод, как *целлюлоза*, — основная часть древесины. Широко применяемые в медицине вата и марля почти целиком состоят из целлюлозы.

Углеводы используются для синтеза ряда лекарственных веществ (глюконовая кислота, аскорбиновая кислота — витамин С), взрывчатых веществ (нитрат целлюлозы или пироксилин), искусственного волокна (вискоза, ацетилцеллюлоза) и других очень нужных в быту, медицине, сельском хозяйстве и технике продуктов.

Углеводы в соответствии с особенностями их строения и свойств разделяют на три группы: моносахариды, дисахариды и полисахариды.

Простейшие углеводы — моносахариды в водных растворах не гидролизуются. Дисахариды гидролизуются с образованием двух молекул моносахарида, а полисахариды гидролизуются с образованием множества молекул моносахаридов.

Рассмотрим более подробно эти углеводы.

Представителем моносахаридов является *глюкоза*, она имеет состав $C_6H_{12}O_6$. Свое название она получила от греческого слова *гликос* — сладкий.

Глюкоза широко распространена в природе. Она обуславливает сладкий вкус плодов и ягод. Особенно много ее содержится в соке винограда, отсюда и произошло другое название глюкозы — «виноградный сахар».

В организме человека и животных глюкоза содержится в крови и в лимфатических жидкостях (около 0,1%).

В моче здоровых людей и животных глюкоза содержится в незначительных количествах, но при некоторых заболеваниях (диабет) количество глюкозы в моче может быть очень большим (до 12%).

Глюкоза представляет собой белый мелкокристаллический порошок без запаха, хорошо растворимый в воде.

По своим химическим свойствам глюкоза является альдегидоспиртом, т. е. она проявляет свойства и альдегидов, и многоатомных спиртов. Как альдегид, она вступает в реакции, характерные для этого класса веществ, в частности дает качест-

венную реакцию «серебряного зеркала», при нагревании взаимодействует с гидроксидом меди(II) с образованием красно-коричневого осадка Cu_2O . Как многоатомный спирт, глюкоза дает раствор ярко-синего цвета при добавлении к ней свежего осадка гидроксида меди(II) (напомним, что его готовят, вводя в раствор щелочи раствор медного купороса).

Таким образом, глюкоза обладает *двойственной функцией*, т. е. имеет свойства двух разных классов веществ, и является *альдегидоспиртом*.

Чтобы познакомиться с химическими свойствами глюкозы, проделайте следующие опыты.

1. В пробирку с 3—4 каплями раствора медного купороса прилейте 2—3 мл раствора едкого натра. К полученному гидроксиду меди(II) прилейте равный объем раствора глюкозы и смесь взболтайте. Как изменилась окраска раствора? Почему? О каких свойствах глюкозы говорит этот опыт?

2. Нагрейте содержимое пробирки от первого опыта. Какие изменения вы наблюдаете? О каких свойствах глюкозы говорит этот опыт?

3. К аммиачному раствору оксида серебра(I), выданному вам учителем, налитому в чистую пробирку, добавьте половинное количество раствора глюкозы. Смесь нагрейте осторожно над пламенем горелки (нагрев должен быть равномерным и медленным). Что вы наблюдаете? О каких свойствах глюкозы говорит этот опыт?

Глюкоза является основным источником энергии в клетке, именно поэтому ее широко используют в лечебных целях (применяют внутрь или вводят внутривенно ослабленным больным). Глюкоза является исходным веществом при получении различных соединений путем брожения: спирта, молочной кислоты и др. В пищевой промышленности ее применяют в качестве заменителя тростникового сахара (хотя она и менее сладка). Для этой цели обычно используют так называемую патоку — сиропобразную массу, получаемую при гидролизе крахмала. При добавлении глюкозы к тростниковому сахару она препятствует его кристаллизации; это используют в кондитерском производстве при получении карамели, мармелада, помадки и т. д.

Другой моносахарид — *фруктоза* имеет такую же молекулярную формулу, как и глюкоза, — $C_6H_{12}O_6$. Как называются такие вещества?

Фруктоза содержится во многих фруктах, поэтому ее называют также *фруктовым сахаром*, в пчелином меде ее содержа-

ние достигает 50%. Фруктоза гораздо слаще глюкозы, чем объясняется очень сладкий вкус меда.

Теперь перейдем к рассмотрению дисахаридов, с которыми мы познакомимся на примере *сахарозы*. Сахароза способна гидролизироваться, при этом образуются две молекулы моносахаридов — глюкозы и фруктозы. Ее формула $C_{12}H_{22}O_{11}$ (чтобы запомнить эту формулу, сложите состав двух молекул глюкозы и вычтите из суммы молекулу воды). Сахароза не дает реакций, характерных для моносахарида. Они идут лишь только после ее гидролиза.

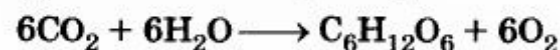
В природе сахароза в больших количествах находится в соке различных растений: в сахарной свекле (до 20%) и сахарном тростнике (до 25%).

У нас в России сахарозу получают из сахарной свеклы. Для этого сахарную свеклу измельчают, обрабатывают горячей водой, раствор фильтруют. Сахар переходит в раствор, где содержатся также белковые вещества, органические кислоты и различные соли. Для удаления их раствор нагревают с известковым молоком. При этом белковые вещества коагулируют (оседают), а органические кислоты выпадают в осадок в виде нерастворимых солей кальция. Сахароза же образует растворимую соль кальция. Ее отфильтровывают и затем выделяют из раствора с помощью углекислого газа: при этом образуется нерастворимый карбонат кальция. Из отфильтрованного раствора сахар выпаривают до кристаллизации.

Из полисахаридов наибольший интерес и практическое значение имеют *крахмал* и *целлюлоза*.

Состав полисахаридов отражает формула $(C_6H_{10}O_5)_n$. Чтобы запомнить состав структурного звена, вычтите из формулы глюкозы формулу воды.

Углеводы, в том числе глюкоза и крахмал, образуются в зеленых частях растений в результате фотосинтеза. Сущность фотосинтеза заключается в образовании сложных органических веществ зелеными растениями на свету из углекислого газа и воды при участии хлорофилла — зеленого пигмента растений согласно уравнению в общем виде:



Углекислый газ растения поглощают из воздуха, а воду — из почвы. В процессе фотосинтеза растения выделяют кислород, который возвращается в атмосферу (вспомните уроки ботаники). Крахмал накапливается как резервный питательный материал в зернах злаков, клубнях картофеля и т. д.

Крахмал — белый аморфный порошок. Это полимер, макромолекулы которого имеют линейную и разветвленную форму. В воде крахмальные зерна сначала набухают, а потом образуют коллоидный раствор — крахмальный клейстер.

Крахмал дает характерное синее окрашивание с раствором иода.

Эта реакция очень чувствительная и позволяет обнаруживать незначительные количества крахмала.

При гидролизе крахмала, т. е. при разложении его водой, получается глюкоза. В промышленности именно этим методом получают глюкозу, а также декстрины, которые применяются в качестве клеев, для производства патоки, которая, в свою очередь, используется в кондитерском деле. Долгое время крахмал был основным исходным материалом для получения спирта.

Крахмал используют также в парфюмерной и текстильной промышленности, в медицине для приготовления присыпок, медицинских паст, при изготовлении таблеток и капсул для лекарств.

Чтобы познакомиться со свойствами крахмала, проведите следующие опыты.

1. Насыпьте в пробирку крахмал, прилейте воды и хорошо взболтайте. Вылейте смесь медленно, при помешивании, в заранее подготовленную в стаканчике горячую воду и прокипятите ее еще раз. Наблюдайте образование крахмального клейстера.

2. Налейте в пробирку 2—3 мл крахмального клейстера, разбавьте его водой и добавьте каплю спиртового раствора иода. Что вы наблюдаете?

3. Нагрейте смесь, полученную во втором опыте. Какие изменения наблюдаются? Восстанавливается ли прежняя окраска при охлаждении смеси?

4. Нагрейте в пробирке крахмальный клейстер со свежесажженным гидроксидом меди(II). Восстанавливается ли гидроксид меди(II) крахмалом?

5. Хорошо разжуйте кусочек черного хлеба и смоченный слюной хлеб поместите в пробирку, прибавьте несколько капель раствора сульфата меди(II) и 1,5—2 мл раствора щелочи, чтобы получился осадок гидроксида меди(II). Нагрейте смесь. Что вы наблюдаете? Объясните ваши наблюдения.

Другой представитель полисахаридов — целлюлоза является составной частью оболочек растительных клеток и придает им механическую прочность. Волокна хлопка содержат 90—95%

целлюлозы. В различных видах древесины ее содержание колеблется от 40 до 60%.

Гигроскопическая вата и фильтровальная бумага — почти чистая целлюлоза. Это полимер с линейными макромолекулами.

При гидролизе целлюлозы образуется глюкоза. Огромные количества целлюлозы (из еловой древесины) расходуются для производства бумаги. При этом получают дополнительно раствор, содержащий сахаристые вещества, который подвергают спиртовому брожению. Таким образом получают значительные количества технического этилового спирта (гидролизного).

Из целлюлозы получают коллодий (он используется в медицине для заклеивания небольших ран) и целлулоид, нитролаки и краски, взрывчатые вещества (нитроцеллюлозу или пироксилин) и ацетатный шелк.



1. Углеводы: моносахариды, дисахариды, полисахариды. 2. Глюкоза и фруктоза. 3. Сахароза. 4. Крахмал. 5. Целлюлоза.

1

Напишите уравнение реакции спиртового брожения глюкозы, зная, что в результате ее образуются этиловый спирт и углекислый газ. Рассчитайте, сколько граммов 40%-ного раствора этилового спирта можно получить из 5 моль глюкозы.

2

Напишите уравнение реакции фотосинтеза — образование глюкозы из углекислого газа и воды. Рассчитайте, какой объем кислорода выделится, если в реакции участвовало 360 кг воды.

3

Напишите уравнение реакции гидролиза крахмала.

4

Почему глюкоза является веществом с двойственной функцией? Докажите, что муравьиная кислота также является веществом с двойственной функцией. Как можно назвать муравьиную кислоту, чтобы отразить в этом названии ее двойственность?

5

В чем сходство и различие в строении и свойствах крахмала и целлюлозы?

6

Назовите области применения глюкозы, сахарозы, крахмала и клетчатки.

§ 42 Полимеры



Высокомолекулярные соединения, состоящие из множества одинаковых структурных звеньев, называются полимерами.

По происхождению полимеры делятся на *природные*, или *биополимеры*, и *синтетические*, получаемые с помощью реакций полимеризации или поликонденсации.

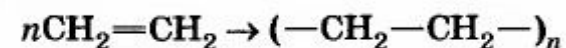
Природные полимеры — это натуральный каучук, крахмал, целлюлоза, белки, нуклеиновые кислоты. Как видно, это те вещества, из которых построены клетки и ткани живых организмов. Это органические полимеры, без них невозможна жизнь на нашей планете.

Среди природных полимеров есть и неорганические полимеры. К ним относятся различные силикаты (полевые шпаты, глинистые минералы, слюды, асбест и др.), сера пластическая, селен и теллур цепочного строения.

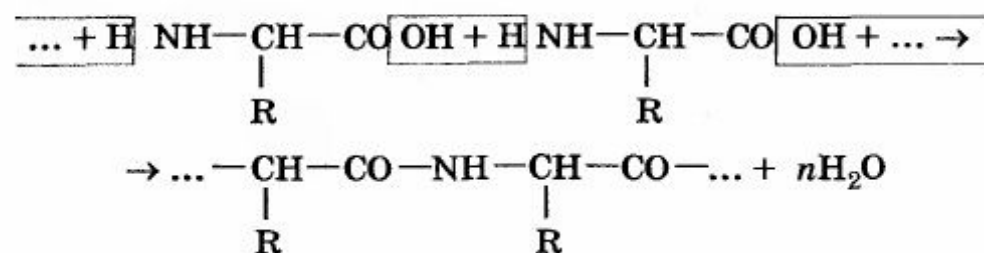
Синтетические полимеры — это многочисленные пластмассы, волокна, каучуки. Они играют большую роль в развитии всех отраслей промышленности, сельского хозяйства, транспорта, связи. Как без природных полимеров невозможна сама жизнь, так без синтетических полимеров немислима современная цивилизация. Наш век можно назвать веком полимеров — так велико их значение в существовании современного общества.

Вспомним реакции, с помощью которых получают полимеры, — реакции полимеризации и реакции поликонденсации.

С реакцией полимеризации вы знакомы на примере получения полиэтилена:



А реакцию поликонденсации мы рассматривали на примере соединения молекул аминокислот в биополимер — белок, в результате чего образуется еще и побочное низкомолекулярное вещество — вода:



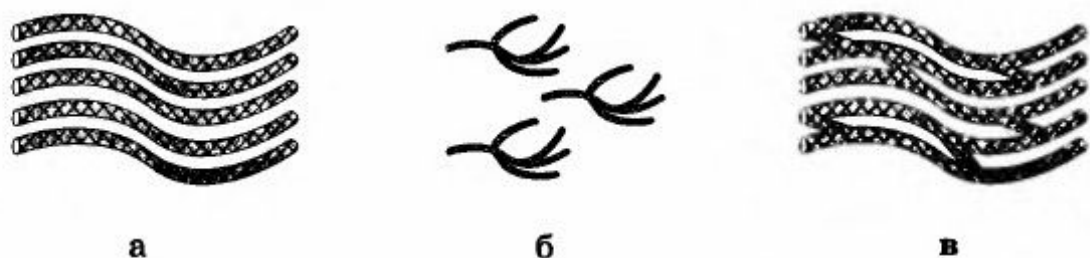


Рис. 52. Структура полимеров:
а — линейная; б — разветвленная; в — пространственная

Теперь, кроме понятий «реакция полимеризации», «реакция поликонденсации», «полимер», постарайтесь запомнить еще несколько других понятий, которые характеризуют химию полимеров:

макромолекулы — молекулы полимеров (греч. *макрос* — большой, длинный);

мономер — исходное вещество для получения полимеров;

структурное звено — многократно повторяющиеся в макромолекуле группы атомов (в записанной выше формуле полиэтилена это выражение в скобках);

степень полимеризации n — число структурных звеньев в макромолекуле.

В зависимости от строения основной цепи полимеры имеют разные структуры: *линейную*, например полиэтилен, *разветвленную*, например крахмал, и *пространственную*, например вторичная и третичная структуры белков (рис. 52).

Из полимерных материалов рассмотрим две важнейшие группы: пластмассы и волокна.



Пластмассы — это материалы, изготавливаемые на основе полимеров, способные приобретать при нагревании заданную форму и сохранять ее после охлаждения.

Полимеры легкие, обладают большой механической прочностью, высокой химической стойкостью, имеют хорошие теплоизоляционные и электроизоляционные свойства. Они производятся из доступного сырья (продуктов газо- и нефтехимического, угле- и лесохимического производств) и легко перерабатываются в разнообразные изделия. Поэтому такие пластмассы,

как, например, полиэтилен, поливинилхлорид, полистирол, фенолформальдегидные, широко применяются в различных отраслях промышленности, сельского хозяйства, в медицине, культуре, быту.

Волокна — это вырабатываемые из природных или синтетических полимеров длинные гибкие нити, из которых изготавливается пряжа и другие текстильные изделия. Волокна подразделяются на природные и химические.

Природные, или натуральные, волокна — это материалы растительного или животного происхождения. К ним относятся хорошо известные вам хлопок, лен, шерсть, шелк.

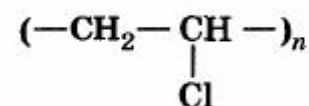
Химические волокна получают путем химической переработки природных или синтетических полимеров. Из природных полимеров, прежде всего целлюлозы, изготавливают *искусственные волокна*, например вискозное, ацетатное. Другая широко распространенная группа химических волокон — *синтетические волокна*, которые вырабатывают из синтетических полимеров. Из синтетических волокон вам, конечно, известны капрон, нейлон, лавсан.



1. Полимеры природные (органические и неорганические) и синтетические. 2. Реакции полимеризации и поликонденсации. 3. Мономер, макромолекула, структурное звено, степень полимеризации. 4. Структуры полимеров: линейная, разветвленная, пространственная. 5. Пластмассы. 6. Волокна природные и химические, искусственные и синтетические.

1

Поливинилхлорид имеет структурное звено, состав которого можно отразить с помощью следующей формулы:



Напишите формулу винилхлорида и уравнение реакции его полимеризации.

2

Напишите уравнение реакции полимеризации пропилена



Как называется продукт этой реакции?

3

Чем отличаются искусственные волокна от синтетических?

4

Приготовьте сообщения о таких пластмассах, как полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол и фенолформальдегидные пластмассы, и расскажите об областях их применения. Какую пластмассу получают с помощью реакции поликонденсации?

5

Приготовьте сообщения о таких волокнах, как вискозное, ацетатное, лавсан, капрон, нейлон, и расскажите об областях их применения.

Химический практикум III

Свойства органических веществ

Практическая работа № 10. Получение этилена и изучение его свойств

1. В пробирку налейте 1 мл этилового спирта и осторожно добавьте 6—9 мл концентрированной серной кислоты. Затем всыпьте немного прокаленного песка (песок или мелкие кусочки пемзы вводят для того, чтобы предотвратить толчки жидкости при кипении). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите ее в штативе и осторожно нагрейте содержимое пробирки (рис. 53). Что вы наблюдаете?

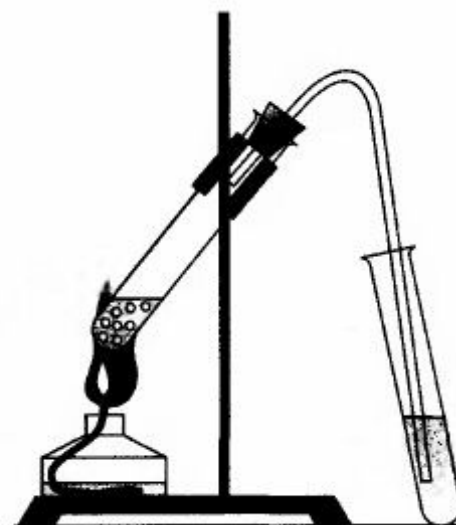


Рис. 53. Получение этилена

Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите ее в штативе и осторожно нагрейте содержимое пробирки (рис. 53). Что вы наблюдаете?

2. В другую пробирку налейте 2—3 мл бромной воды, опустите газоотводную трубку до дна этой пробирки и пропустите через бромную воду выделяющийся газ. Что вы наблюдаете?

3. В третью пробирку налейте 2—3 мл разбавленного раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой, и пропустите через него газ.

Что вы наблюдаете?

Запишите уравнение проделанной реакции.

4. Подожгите выделяющийся газ. Каким пламенем горит этилен? Почему?

Напишите уравнения всех проведенных вами реакций 1—4.

Практическая работа № 11. Экспериментальные задачи по распознаванию и получению веществ

1. Вам выданы пробирки с растворами, в одном из которых содержится глицерин, в другом — альдегид, в третьем — глюкоза.

При помощи одних и тех же реактивов определите каждое вещество.

2. В одной пробирке содержится машинное масло, полученное из нефти, в другой — растительное масло. Определите химическим способом, какое масло находится в каждой пробирке.

3. Исходя из этилового спирта, получите: а) сложный эфир, б) альдегид, в) кислоту.

4. Докажите на опыте, что обычный сахар содержит углерод.

5. Докажите опытным путем, что: а) картофель и белый хлеб содержат крахмал, б) спелое яблоко содержит глюкозу.

6. С помощью характерных реакций определите каждое из трех веществ в двух наборах: а) крахмал, сахароза, глюкоза, б) глицерин, мыло, крахмал (растворы).

7. Вам выданы пробирки с растворами, в одном из которых содержится глицерин, в другом — белок. При помощи одних и тех же реактивов определите каждое вещество.

Практическая работа № 12. Распознавание пластмасс

Вам предлагаются образцы двух пластмасс из следующего перечня: полиэтилен, поливинилхлорид, полистирол, фенопласт. Пользуясь таблицей 10, определите, какие именно пластмассы вам выданы.

Свойства пластмасс

Таблица 10

Название пластмассы и формула структурного звена	Физические свойства, определяемые органолептически	Отношение к нагреванию	Характер горения
Полиэтилен	Жирный на ощупь. В виде пленки прозрачный, эластичный	Размягчается, в размягченном состоянии легко меняет форму, вытягивается в нити	Горит ярким пламенем с запахом расплавленного парафина. Продолжает гореть вне пламени

Продолжение

Название пластмассы и формула структурного звена	Физические свойства, определяемые органолептически	Отношение к нагреванию	Характер горения
Поливинилхлорид	Эластичный, в толстых слоях жесткий. Прозрачный или непрозрачный	Размягчается и разлагается с выделением хлороводорода	Горит коптящим пламенем. Вне пламени гаснет
Полистирол	Хрупкий, неэластичный; прозрачный, но может быть и непрозрачным	Размягчается, легко вытягиваются нити	Горит коптящим пламенем, ощущается приятный запах стирола. Продолжает гореть и вне пламени
Фенолформальдегидная смола	Непрозрачная, неэластичная, хрупкая	Не размягчается, разлагается	Загорается, при длительном пребывании смолы в пламени ощущается характерный запах фенола

Практическая работа № 13. Распознавание волокон

Вам предлагаются образцы — нити или ткани — трех волокон из следующего перечня: хлопок, шерсть, натуральный шелк, вискозное волокно, ацетатное волокно, капрон, лавсан. Пользуясь таблицей 11, определите, какие именно волокна были вам выданы.

Название волокна	Характеристика горения и его результат	Отношение к концентрированным кислотам и щелочам		
		HNO ₃	H ₂ SO ₄	NaOH
Хлопок	Быстро сгорает, ощущается запах жженой бумаги. После сгорания остается серый пепел	Растворяется, раствор бесцветный	Растворяется	Набухает, но не растворяется
Вискозное	То же	Растворяется, раствор бесцветный	Растворяется. Раствор красно-коричневый	Растворяется
Шерсть и шелк натуральный	Горит, ощущается запах палевого пера. Образуется хрупкий черный шарик	Желтое окрашивание	Разрушается	Растворяется
Ацетатное	Горит в пламени, вне его гаснет. Спекается в темный нехрупкий шарик	Растворяется, раствор бесцветный	Растворяется	Желтеет и растворяется
Капрои	При нагревании размягчается, плавится, образуя твердый нехрупкий блестящий шарик. Из расплава вытягиваются нити. В пламени горит с неприятным запахом	Растворяется, раствор бесцветный	Растворяется. Раствор бесцветный	Не растворяется

Название волокна	Характеристика горения и его результат	Отношение к концентрированным кислотам и щелочам		
		HNO ₃	H ₂ SO ₄	NaOH
Лавсан	Горит, образуя темный твердый блестящий шарик. При нагревании плавится. Из расплава можно вытянуть нити	Не растворяется	Растворяется	Не растворяется

В том случае, если вам выданы образцы тканей, которые, как правило, состоят из сочетания волокон, из них следует извлечь отдельные нити, раскрутить их на волокна, а только затем исследовать по отдельности волокна каждого вида.

Приложение

Минеральные удобрения

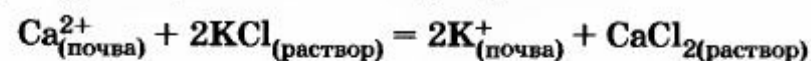
1. Общая классификация удобрений

В клетках растений содержится более 70 химических элементов — практически все, имеющиеся в почве. Но для нормального роста, развития и плодоношения растений необходимы лишь 16 из них. Это элементы, поглощаемые растениями из воздуха и воды, — кислород, углерод и водород, и элементы, поглощаемые из почвы, среди которых различают макроэлементы — азот, фосфор, калий, кальций, магний, сера и микроэлементы — молибден, медь, цинк, марганец, железо, бор и кобальт.

Отдельным растениям для нормального роста и развития требуются и другие химические элементы. Так, например, сахарной свекле для получения высокого урожая корнеплодов нужен натрий. Он также ускоряет рост и улучшает развитие кормовой свеклы, ячменя, цикория и других культур. Положительное влияние на обмен веществ у некоторых растений оказывают кремний, алюминий, никель, кадмий, иод и др.

Наиболее полно потребности сельскохозяйственных культур в питательных элементах удовлетворяются при внесении в почву удобрений. Недаром их образно называют витаминами полей.

Удобрения содержат питательные элементы в связанном виде, т. е. в виде их соединений. Растения поглощают эти соединения из почвы, при этом осуществляется ионный обмен. Если, например, взять пробу почвы, насыщенной кальцием, и взболтать ее с раствором какой-либо соли, например хлоридом калия, то часть ионов K^+ из раствора перейдет в соединение с почвой, а в раствор вместо K^+ перейдет Ca^{2+} :



По химическому составу удобрения делятся на неорганические, или минеральные, органические, органо-минеральные и бактериальные.

Минеральные удобрения — вещества неорганического происхождения. По действующему, питательному элементу минеральные удобрения подразделяются на *макроудобрения*: азотные, фосфорные, калийные и *микроудобрения* (борные, молибденовые и т. д.).

Для их изготовления используется природное сырье (фосфориты, селитры и др.), а также побочные продукты и отходы некоторых отраслей промышленности, например сульфат аммония — побочный продукт в коксохимии и производстве капрона. Минеральные удобрения получают в промышленности или механической обработкой неорганического сырья, например измельчением фосфоритов, или с помощью химических реакций. Выпускают твердые и жидкие минеральные удобрения.

Органические удобрения — вещества растительного и животного происхождения. В первую очередь, это навоз, торф, компосты, птичий помет, городские отходы и отбросы пищевых производств. Сюда относят и *зеленые удобрения* (растения люпин, бобы).

Внесенные в почву, эти удобрения под действием почвенных микроорганизмов разлагаются с образованием минеральных соединений азота, фосфора, калия и других питательных элементов.

Органо-минеральные удобрения содержат органические и минеральные вещества. Их получают путем обработки аммиаком и фосфорной кислотой органических веществ (торфа, сланцев, бурого угля и др.) или путем смешивания навоза или торфа с фосфорными удобрениями.

Бактериальные удобрения — препараты (азотобактерин, нитрагин почвенный), содержащие культуру микроорганизмов, поглощающих органические вещества почвы и удобрений и превращающих их в минеральные.

По агрохимическому воздействию минеральные удобрения разделяют на прямые и косвенные.

Прямые удобрения предназначены для непосредственного питания растений. Они содержат азот, фосфор, калий, магний, серу, железо и микроэлементы (В, Мо, Сu, Zn). Подразделяются на простые и комплексные удобрения.

Простые удобрения содержат один элемент питания (азот, фосфор, калий, молибден и т. д.). Это

— азотные удобрения, которые различают по форме соединений азота (аммиачные, аммонийные, амидные и их сочетания);

— фосфорные удобрения, которые разделяют на растворимые в воде (двойной суперфосфат) и нерастворимые в ней (фосфоритная мука и др., используемые на кислых почвах);

— калийные удобрения, которые разделяют на концентрированные (KCl , K_2CO_3 и др.) и сырые соли (сильвинит, каинит и др.);

— микроудобрения — вещества, содержащие микроэлементы (H_3BO_3 , молибдат аммония и др.).

Комплексные удобрения содержат не менее двух питательных элементов. По характеру их производства они подразделяются на

— смешанные — получают механическим смешиванием различных готовых порошкообразных или гранулированных удобрений;

— сложно-смешанные гранулированные удобрения — получают смешиванием порошкообразных готовых удобрений с введением в процессе смешивания жидких удобрений (жидкого аммиака, фосфорной кислоты, серной кислоты и др.);

— сложные удобрения — получают химической переработкой сырья в едином технологическом процессе.

Косвенные удобрения применяют для химического, физического, микробиологического воздействия на почву с целью улучшения условий использования удобрений. Например, для нейтрализации кислотности почв применяют молотые известняки, доломит, гашеную известь, для мелиорации солонцов — гипс, для кислования почв — гидросульфит натрия.

Питательную ценность удобрений условились выражать через массовую долю в них азота N , оксида фосфора (P_2O_5) или оксида калия K_2O .

Массовую долю азота в удобрении рассчитывают так же, как и массовую долю элемента в каком-либо соединении с известной молекулярной формулой. Например, для определения массовой доли азота в азотном удобрении — натриевой селитре $NaNO_3$ находят сначала относительную молекулярную массу $NaNO_3$:

$$M_r(NaNO_3) = 23 + 14 + 48 = 85$$

Далее относительную атомную массу азота $A_r(N) = 14$ делят на относительную молекулярную массу соединения и результат выражают в процентах:

$$\omega(N) = \frac{14}{85} = 0,165, \text{ или } 16,5\%$$

При определении массовой доли P_2O_5 и K_2O в удобрении нужно учитывать, что самих соединений, отвечающих этим формулам, в удобрениях нет, поэтому расчет носит условный характер. Например, массовую долю P_2O_5 в двойном суперфосфате $Ca(H_2PO_4)_2$ рассчитывают следующим образом:

1) находят относительную молекулярную массу дигидрофосфата кальция

$$M_r[Ca(H_2PO_4)_2] = 40 + 4 + 62 + 128 = 234$$

и относительную молекулярную массу оксида фосфора(V)

$$M_r(P_2O_5) = 62 + 80 = 142$$

2) зная относительную молекулярную массу оксида фосфора(V) и учитывая, что в молекулах обоих сравниваемых веществ содержится одинаковое число атомов фосфора (по два атома), делят второе число на первое, результат выражают в процентах. Итак,

$$\omega(P_2O_5) = \frac{142}{234} = 0,607, \text{ или } 60,7\%$$

Рассмотрим теперь, как определяют в удобрениях массовую долю K_2O . Пусть требуется найти массовую долю K_2O , отвечающую чистому хлориду калия KCl . Для этого поступают следующим образом:

1) вычисляют относительную молекулярную массу хлорида калия

$$M_r(KCl) = 39 + 35,5 = 74,5$$

и относительную молекулярную массу оксида калия

$$M_r(K_2O) = 78 + 16 = 94$$

2) зная относительную молекулярную массу оксида калия и учитывая, что в молекуле хлорида калия один атом калия, а в молекуле оксида калия — два атома, делят относительную молекулярную массу оксида калия на удвоенную относительную молекулярную массу хлорида калия, результат выражают в процентах:

$$\omega(K_2O) = \frac{94}{2 \cdot 74,5} = 0,631, \text{ или } 63,1\%$$



1. Ионнообменное поглощение растениями питательных элементов из почвы. 2. Классификация удобрений по происхождению (минеральные, органические, органоминеральные, бактериальные). 3. Классификация минеральных удобрений по действию на почву (прямые и косвенные). 4. Классификация простых удобрений по составу (азотные, фосфорные, калийные и микроудобрения). 5. Классификация комплексных удобрений (сложные и смешанные). 6. Расчет питательной ценности удобрений.

- 1 Рассчитайте массовые доли азота в следующих удобрениях: NaNO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4NO_3 . Какое из них наиболее концентрировано? Каковы экономические преимущества концентрированных удобрений?
- 2 Рассчитайте содержание питательных элементов в удобрениях, состав которых выражен формулами: KNO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, K_3PO_4 .
- 3 Все ли удобрения можно смешивать друг с другом? Можно ли смешивать аммиачную селитру с известью?
- 4 На основании пройденного материала опишите биологическую роль макро- и микроэлементов для живых организмов. Охарактеризуйте значение азота, калия и фосфора для нормальной жизнедеятельности растений.
- 5 Основоположник агрохимии Ю. Либих писал о том, что великие цивилизации процветают и гибнут вместе со своей почвой: «Рим выбрасывает в сточные трубы плодородие Сицилии». Обоснуйте это утверждение. Почему Сицилия, бывшая житница Рима, превратилась со временем в район с одними из самых бедных почв в мире?
- 6 На основании пройденного материала опишите круговороты калия, азота и фосфора в природе. Как в этих круговоротах участвуют удобрения? Какими свойствами должны обладать удобрения, чтобы не вызывать загрязнения водоемов, морей и океанов?
- 7 Д. И. Менделеев в 1867 г. писал: «Я восстаю против тех, кто печатно и устно проповедует, что все дело в удобрении, что, хорошо удабривая, можно и кое-как пахать». Объясните эту позицию великого химика. Какое значение имеет применение удобрений в комплексе с другими приемами агротехники?

2. Химическая мелиорация почв

Мелиорация (от лат. *мелиорацио* — улучшение) — это методы, посредством которых долго улучшают свойства почв. К ним относятся гидротехнические, лесотехнические и химические методы.

Для растений на каждой стадии их развития наиболее благоприятные условия создаются при определенном составе почвенного раствора. Особое значение имеет реакция раствора, зависящая от концентрации в нем ионов водорода, т. е. кислотность почв.

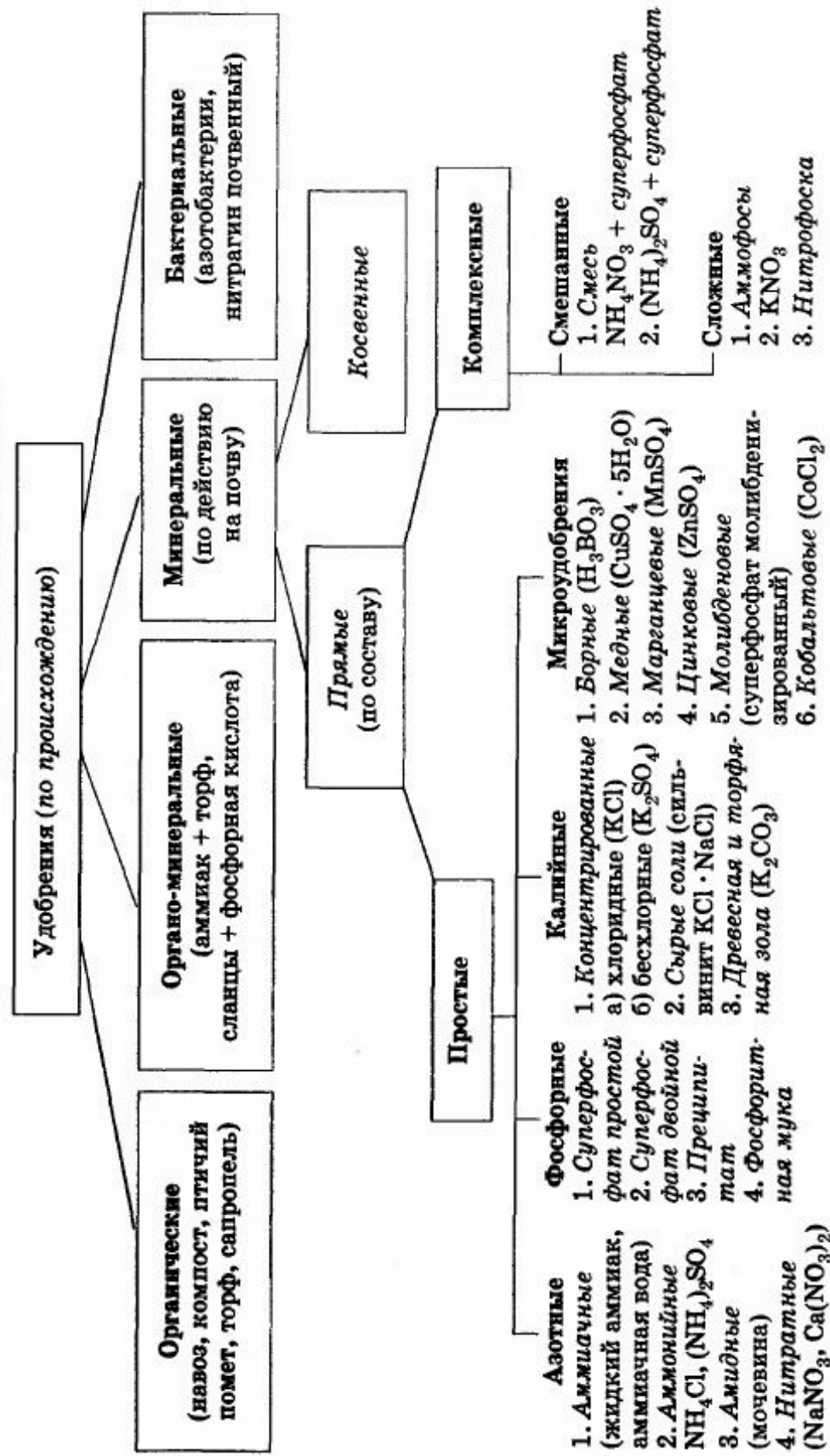
Кислотность почвы — это один из важнейших показателей, характеризующих ее плодородие.

Кислотность почвенного раствора обуславливается наличием в нем катионов H^+ , а щелочность — анионов OH^- . В чистой воде содержится одинаковое число ионов H^+ и OH^- . С увеличением концентрации H^+ раствор становится кислотным, при повышении концентрации OH^- — щелочным. Концентрацию H^+ выражают в виде отрицательных степеней от числа 10, например 10^{-3} , 10^{-4} моль ионов на 1 л. Для характеристики кислотности пользуются одним показателем степени, взяв его с обратным знаком. Он называется водородным показателем или рН. Цифра при знаке рН показывает степень кислотности. Например, рН = 5 означает, что в растворе находится 0,00001 моль ионов H^+ , т. е. среда почвенного раствора среднекислотная; при рН = 7 — среда нейтральная, т. е. концентрации ионов H^+ и OH^- равны; при рН > 7 реакция среды щелочная.

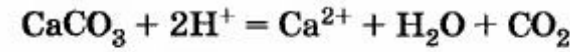
Значение рН	Степень кислотности почвы
Ниже 4,5	Сильнокислотная
4,5—5,0	Среднекислотная
5,1—5,5	Слабокислотная
5,5—6,0	Близкая к нейтральной
7,0	Нейтральная
8,0	Щелочная

Многие почвы в России кислотные. Ионы водорода, когда они находятся в значительном избытке, вредны для растений не только сами по себе. В чрезмерно кислотных почвах резко снижается жизнедеятельность полезных микроорганизмов. Физические свойства таких почв неудовлетворительны, они плохо проницаемы для воздуха и воды.

Схема
Общая классификация удобрений



Улучшения свойств кислотных почв добиваются химической мелиорацией путем известкования, т. е. путем внесения в почву известковых материалов — гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или известняка CaCO_3 . Наиболее часто используют измельченный известняк, очень распространенный природный минерал. В кислотной почве эти соединения реагируют с ионами водорода:



Известкование улучшает деятельность клубеньковых и азотфиксирующих бактерий, повышает ионообменную способность почвенных частиц, а потому на 30—40% повышает эффективность применения минеральных удобрений, улучшает структуру почв, их водный и воздушный режим, способствует развитию корневой системы растений.

Культурные растения по-разному реагируют на кислотность почвы и известкование. Люцерна, капуста, клевер, свекла очень чувствительны к кислотности почв, им нужна реакция почвы, близкая к нейтральной (рН 6,2—7,2), поэтому они хорошо отзываются на известкование. Пшеница, ячмень, кукуруза, горох, бобы, вика, турнепс, брюква хорошо растут при слабокислотной реакции (рН 5,1—6) и известковании. Рожь, овес, тимофеевка, гречиха переносят умеренную кислотность (рН 4,5—5,0) и положительно реагируют на высокие дозы извести. Картофель, лен, подсолнечник легко переносят умеренную кислотность и требуют известкования только на сильно- и среднекислотных почвах. Люпин, сераделла, чайный куст малочувствительны к повышенной кислотности почв и в известковании не нуждаются.

Кроме известняков в качестве известковых удобрений применяют известковый туф, мергель, доломит, мел и др.



1. Мелиорация. 2. Химическая мелиорация. 3. Кислотность почвы. 4. Известкование и его значение.

1

Напишите молекулярное уравнение реакции, соответствующее приведенному в разделе сокращенному ионному уравнению. Почему нерастворимый карбонат кальция растворяется?

2

Какие значения имеет рН слюны и желудочного сока? Вспомните из уроков биологии, что слюна имеет щелочную среду. О том, что среда желудочного сока кислая, вам известно также из курса химии. Почему стоматологи

рекомендуют после еды почистить зубы или же пожевать некоторые сорта жевательных резинок?

3 Для супесчаных почв при pH менее 4,5 (что это означает?) норма внесения извести составляет 4 т/га. Рассчитайте дозу извести, необходимую для внесения на 6 соток дачного участка с этим типом почв. Напишите уравнения реакций, происходящих в почвенном растворе при известковании.

4 Формула доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Напишите уравнения реакций, происходящих при известковании почв доломитом.

5 Какие способы гидротехнической и лесотехнической мелиорации вам известны? Можно ли ограничиться только одной группой мелиоративных методов?

3. Азотные, калийные и фосфорные удобрения

Азотные удобрения получают из аммиака и азотной кислоты на химических заводах. Наиболее типичные азотные удобрения представлены в таблице 12.

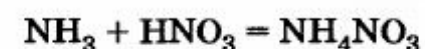
Удобрения, содержащие азот

Таблица 12

Название удобрения	Химический состав
Простые	
<i>Твердые</i>	
Аммиачная селитра	NH_4NO_3
Карбамид (мочевина)	$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
Сульфат аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Натриевая селитра	NaNO_3
Кальциевая селитра	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Название удобрения	Химический состав
<i>Жидкие</i>	
Жидкий безводный аммиак	NH_3
Аммиачная вода	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Водный раствор аммиачной селитры и аммиака	$\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Комплексные	
Калиевая селитра	KNO_3
Аммофос	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
Аммофоска	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{KCl}$
Нитроаммофос	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{NH}_4\text{NO}_3$
Нитроаммофоска	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{KCl}$

Аммиачная селитра NH_4NO_3 — довольно концентрированное азотное удобрение (34,5% азота) получается по реакции:



Выпускается в мелкокристаллическом виде или в форме гранул. Относится к лучшим азотным удобрениям и пригодна к применению на кислых и щелочных почвах. Дальнейшее совершенствование технологии производства аммиачной селитры должно идти в направлении улучшения ее физических свойств: чтобы селитра не слеживалась, важно повысить прочность гранул, которая позволяла бы смешивать аммиачную селитру механизированным способом с другими удобрениями.

Мочевина также является эффективной формой азотных удобрений. Она имеет высокое содержание азота (46%) и меньше слеживается по сравнению с аммиачной селитрой.

Жидкий аммиак — это высококонцентрированное удобрение (82% азота). Применяется самостоятельно, а также в форме аммиаков, получаемых при растворении в нем аммиачной селитры или смеси аммиачной и кальциевой селитры.

Калийные удобрения представлены в таблице 13. Основным сырьем для их производства служит минерал сильвинит $KCl \cdot NaCl$, богатейшие залежи которого располагаются в Соликамске. Здесь на глубине от 100 до 300 м залегают миллиарды тонн сильвинита.

Каким образом отделить хлорид калия от хлорида натрия? Растворимость хлорида натрия с понижением температуры почти не изменяется, а растворимость хлорида калия резко уменьшается. Поэтому при охлаждении до комнатной температуры насыщенного при 100 °С раствора сильвинита в воде значительная часть хлорида калия выпадает в осадок. Кристаллы отделяют фильтрованием, а раствор используют для растворения следующей порции сильвинита. Этот способ осуществляется в промышленности.

Удобрения, содержащие калий

Таблица 13

Название удобрения	Химический состав
Простые	
Хлорид калия	KCl
Сульфат калия	K_2SO_4
Зола растительного происхождения	Сложный состав, содержит K_2CO_3
Комплексные	
Калиевая селитра	KNO_3
Фосфат калия	K_3PO_4
Аммофоска	$(NH_4)_2HPO_4 + NH_4H_2PO_4 + KCl$

Фосфорные удобрения (табл. 14) получают при переработке руд, содержащих фосфор (фосфориты и апатиты), из костей животных в небольшом количестве и отходов металлургического производства (шлаки).

Удобрения, содержащие фосфор

Таблица 14

Название удобрения	Химический состав
Простые	
Суперфосфат двойной	$Ca(H_2PO_4)_2$
Суперфосфат простой	$Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$
Фосфоритная мука	$Ca_3(PO_4)_2$
Костяная мука	$Ca_3(PO_4)_2$
Преципитат	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$
Шлак мартеновских печей	Сложный состав. Содержит P, Ca, Si, C, Fe и другие элементы
Комплексные	
Аммофос	$(NH_4)_2HPO_4 + NH_4H_2PO_4$
Аммофоска	$(NH_4)_2HPO_4 + NH_4H_2PO_4 + KCl$
Нитроаммофос	$NH_4H_2PO_4 + NH_4NO_3$

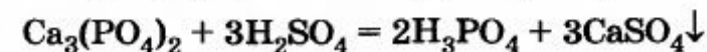
Простой суперфосфат $Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$ получают при взаимодействии фосфоритной или апатитовой муки с серной кислотой по уравнению:



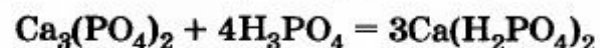
Простой суперфосфат применяется для питания всех культур. К недостаткам его относится наличие гипса $CaSO_4$, который является балластом и тем самым удорожает транспортировку удобрения от завода до поля. Поэтому особое значение он имеет для культур, нуждающихся, кроме фосфора, в гипсе (клевер и другие бобовые). Лучшей формой его применения является гранулированный простой суперфосфат.

Двойной суперфосфат $Ca(H_2PO_4)_2$ отличается от простого тем, что не содержит гипса. Выпускается в виде порошка и гранул. Его производство осуществляется в две стадии:

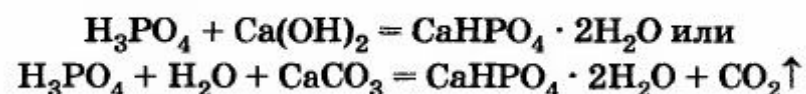
а) получают фосфорную кислоту (экстракционный способ):



б) жидкую часть отделяют от осадка (гипса и других примесей) и обрабатывают ею новую порцию сырья:



Преципитат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ получают взаимодействием H_3PO_4 , полученной экстракционным способом, с известковым молоком или мелом:



Наш отечественный агрохимик Д. Н. Прянишников предложил получать преципитат путем обработки фосфатного сырья азотной кислотой. При этом дополнительно образуется кальциевая селитра. Преципитат можно смешивать с любым удобрением. Он может применяться на всех почвах и под различные культуры.

В последнее время большой интерес вызывает возможность применения в качестве удобрения красного фосфора. Он неядовит, является самым концентрированным фосфорсодержащим продуктом (229% в пересчете на P_2O_5). Его можно вносить в почву «в запас» на ряд лет. Агрохимические исследования показали, что из общего количества внесенного в почву красного фосфора за сезон в растение переходит 15—17%, остальное количество остается в почве и используется в последующие годы.



1. Азотные удобрения, их классификация и представители.
2. Аммиачная селитра и ее получение.
3. Калийные удобрения, их классификация и представители.
4. Хлорид калия и его получение.
5. Фосфорные удобрения, их классификация и представители.
6. Простой и двойной суперфосфаты, преципитат и их получение.
7. Красный фосфор как удобрение.

1 Почему фосфоритную муку целесообразно вносить в почву до посева?

2 Почему внесенная в почву фосфоритная мука действует в течение нескольких лет?

3 Почему некоторые фосфорные удобрения (фосфоритная мука, преципитат, красный фосфор), внесенные в почву,

сохраняют свои питательные свойства в течение нескольких лет, а калийные удобрения нужно вносить в почву ежегодно?

4 Какие питательные элементы содержатся в комплексных удобрениях: фосфат калия, калийная селитра, дигидрофосфат аммония (аммофос)? Какова массовая доля каждого питательного элемента в этих удобрениях?

5 Комнатные растения можно поливать подкормкой из минеральных удобрений: в 1 л воды растворяют 2,5 г KNO_3 , 2,5 г KH_2PO_4 и 10 г $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Какова массовая доля (%) каждого из компонентов в такой подкормке?

6 В образце суперфосфата массовая доля оксида фосфора(V) составляет 20%. Найдите массовую долю дигидрофосфата кальция в удобрении.

7 Водный раствор содержит 39,2 г фосфорной кислоты. Его нейтрализовали раствором, содержащим 37 г гидроксида кальция. Найдите массу полученного преципитата.

4. Практическая работа № 14. Распознавание минеральных удобрений

1. Определите цвет, запах, влажность, характер кристаллов образцов удобрения.

2. Определите растворимость удобрений. Для этого насыпьте 1—2 г удобрения в чистую пробирку, добавьте в нее 5—7 мл дистиллированной воды, встряхните. Отметьте степень растворимости вещества: полностью растворимо, заметно растворимо (растворяется половина взятого количества), слабо растворимо (растворяется меньше половины взятого количества) или нерастворимо (объем взятого удобрения не изменяется). Раствор хорошо растворимого удобрения разлейте в три сухие пробирки.

3. В первую пробирку с раствором удобрения прилейте 1%-ный раствор щелочи ($1/2$ от объема раствора удобрения) и подогрейте. Осторожно понюхайте раствор. Опустите в пробирку, не касаясь ее стенок, влажную лакмусовую бумажку. Характерный запах аммиака и посинение красной лакмусовой бумажки свидетельствует о том, что удобрение представляет собой соль аммония.

4. Во вторую пробирку с раствором удобрения внесите три капли раствора хлорида бария. Выпадение белого осадка укажет на наличие в составе удобрения сульфат-иона. Для окончательного вывода об этом прилейте к осадку соляную кислоту или раствор уксусной кислоты (осадок не должен раствориться).

5. В третью пробирку прилейте 2—3 капли 2%-ного раствора нитрата серебра. Выпадение белого творожистого осадка укажет на присутствие хлорид-ионов, а желтого — на присутствие фосфат-ионов. При добавлении азотной кислоты осадок хлорида серебра не растворяется, а фосфат серебра образует растворимую соль.

Сульфаты тоже дают осадки с нитратом серебра, но они белые, тяжелые, кристаллические, не растворяются при добавлении раствора аммиака.

6. Частично растворимые в воде удобрения отфильтруйте и проведите с фильтратом описанные выше реакции.

7. К нерастворимому удобрению прибавьте осторожно по каплям 1%-ную HCl. «Вскипание» укажет на наличие в удобрении карбонат-иона.

8. Возьмите в петлю проволоки небольшое количество удобрения и внесите его в бесцветную часть пламени горелки. Устойчивое окрашивание пламени в кирпично-красный цвет укажет на присутствие ионов кальция, в желтый цвет — присутствие ионов натрия, в фиолетовый цвет — ионов калия.

9. На раскаленный уголь насыпьте немного сухого некрупного кристаллического удобрения и наблюдайте за быстротой сгорания, цветом пламени и дыма, запахом и остатком после сгорания.

Распознавание минеральных удобрений можно провести, руководствуясь таблицей 15.

Основные физические и химические свойства минеральных удобрений

Таблица 15

Удобрение	Внешний вид	Растворимость в воде	Взаимодействие раствора удобрения				Окрашивание пламени
			с серной кислотой и медью	с раствором хлорида бария и уксусной кислотой	с раствором щелочи (при нагревании)	с раствором нитрата серебра	
Аммиачная селитра	Белая кристаллическая, иногда слегка желтоватая масса или гранулы	Хорошая	Выделяется бурый газ	—	Ощущается запах аммиака	—	Желтый цвет (от примесей)
Натриевая селитра	Крупные бесцветные кристаллы	Хорошая	Выделяется бурый газ	Наблюдается небольшое помутнение (от примесей)	Запах аммиака не ощущается	Выделяется небольшой осадок (от примесей)	Желтый цвет
Сульфат аммония	Мелкие светлые серые кристаллы	Хорошая	Бурый газ не выделяется	Выпадает белый осадок, не растворимый в уксусной кислоте	Выделяется аммиак	Наблюдается небольшое помутнение	Желтый цвет (от примесей)

Продолжение

Супер-фосфат	Светло-серый порошок или гранулы	Растворяется частично	Бурый газ не выделяется	Выпадает белый осадок, частично растворимый в уксусной кислоте	Запах аммиака не ощущается	Выпадает желтый осадок	Желтый цвет (от примесей)
Сильвинит	Розовые кристаллы	Хорошая	Бурый газ не выделяется	—	Запах аммиака не ощущается	Выпадает белый творожистый осадок	Желтый цвет. При рассмотрении пламени через нее стекло заметно фиолетовое окрашивание
Калийная соль	Бесцветные кристаллы	Хорошая	Бурый газ не выделяется	—	Запах аммиака не ощущается	Выпадает белый осадок	Желтый цвет. При рассмотрении пламени через нее стекло заметно фиолетовое окрашивание

Оглавление

ВВЕДЕНИЕ. Общая характеристика химических элементов

§ 1. Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева..... 3

§ 2. Характеристика химического элемента по кислотно-основным свойствам образуемых им соединений. Амфотерные оксиды и гидроксиды 9

§ 3. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева 11

ГЛАВА I. Металлы

§ 4. Век медный, бронзовый, железный..... 18

§ 5. Положение металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева и строение их атомов 23

§ 6. Физические свойства металлов..... 25

§ 7. Сплавы 28

§ 8. Химические свойства металлов 34

§ 9. Получение металлов 37

§ 10. Коррозия металлов 41

§ 11. Щелочные металлы 44

§ 12. Бериллий, магний и щелочноземельные металлы 50

§ 13. Алюминий 57

§ 14. Железо 63

ХИМИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ I. Свойства металлов и их соединений

Практическая работа № 1. Определение выхода продукта реакции..... 69

<i>Практическая работа № 2. Осуществление цепочки химических превращений</i>	70
<i>Практическая работа № 3. Экспериментальные задачи по распознаванию и получению веществ</i>	70
<i>Практическая работа № 4. Качественные реакции на ионы металлов</i>	71

ГЛАВА II. Неметаллы

§ 15. Неметаллы: атомы и простые вещества. Кислород, озон, воздух.....	72
§ 16. Химические элементы в клетках живых организмов.....	76
§ 17. Галогены.....	78
§ 18. Соединения галогенов.....	83
§ 19. Получение галогенов. Биологическое значение и применение галогенов и их соединений.....	87
§ 20. Кислород.....	91
§ 21. Сера.....	96
§ 22. Соединения серы.....	100
§ 23. Азот.....	107
§ 24. Аммиак.....	111
§ 25. Соли аммония.....	116
§ 26. Кислородные соединения азота.....	118
§ 27. Фосфор и его соединения.....	122
§ 28. Углерод.....	126
§ 29. Кислородные соединения углерода.....	134
§ 30. Кремний и его соединения.....	138

ХИМИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ II. Свойства соединений неметаллов

<i>Практическая работа № 5. Получение соляной кислоты и изучение ее свойств</i>	145
<i>Практическая работа № 6. Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа кислорода»</i>	146
<i>Практическая работа № 7. Получение аммиака и изучение его свойств</i>	147
<i>Практическая работа № 8. Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа азота»</i>	149
<i>Практическая работа № 9. Получение оксида углерода(IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов</i>	149

ГЛАВА III. Органические вещества

§ 31. Предмет органической химии.....	151
---------------------------------------	-----

§ 32. Предельные углеводороды.....	156
§ 33. Непредельные углеводороды. Этилен и его гомологи.....	161
§ 34. Непредельные углеводороды. Ацетилен.....	164
§ 35. Ароматические углеводороды. Бензол.....	166
§ 36. Спирты.....	169
§ 37. Альдегиды.....	173
§ 38. Предельные одноосновные карбоновые кислоты. Сложные эфиры.....	176
§ 39. Жиры.....	180
§ 40. Аминокислоты и белки.....	183
§ 41. Углеводы.....	189
§ 42. Полимеры.....	195

ХИМИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ III. Свойства органических веществ

<i>Практическая работа № 10. Получение этилена и изучение его свойств</i>	199
<i>Практическая работа № 11. Экспериментальные задачи по распознаванию и получению веществ</i>	200
<i>Практическая работа № 12. Распознавание пластмасс</i>	200
<i>Практическая работа № 13. Распознавание волокон</i>	201

Практикум III. Минеральные удобрения

1. Общая классификация удобрений.....	204
2. Химическая мелиорация почв.....	208
3. Азотные, калийные и фосфорные удобрения.....	212
4. <i>Практическая работа № 14. Распознавание минеральных удобрений</i>	217