

П. П. Попель, А. С. Крикля

ХИМИЯ

Учебник

10

класс

Неметаллические элементы,
их простые вещества и соединения

Металлические элементы,
их простые вещества и соединения



Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

(Наказ Міністерства освіти і науки України від 03.03.2010 р. № 177)

Експерти, які рекомендували підручник до видання:

учитель Тульчинської спеціалізованої школи-інтернату
І—ІІІ ступенів — ліцею Вінницької області, учитель-методист
Л. П. Барановська;

кандидат хімічних наук, доцент, завідувач кафедри хімії
Кіровоградського державного педагогічного університету
імені Володимира Винниченка *Ю. В. Бохан;*

методист Канівського міського методичного кабінету, учитель-
методист *Л. І. Гнед;*

учитель Луганського ліцею іноземних мов, учитель-методист
Т. І. Єніна;

кандидат педагогічних наук, завідувач лабораторії дидактики
Інституту педагогіки АПН України *В. І. Кизенко*

Дорогие десятиклассники!

В 9 классе вы узнали много нового и интересного из мира химии. Теперь вы имеете представление о том, что происходит при растворении веществ в воде, почему в растворе появляются ионы. Стала понятной суть реакций обмена с участием неорганических соединений в растворах. Вы расширили и углубили свои знания о типах химических реакций, узнали об особенностях их протекания. Состоялось ваше знакомство с органическими соединениями, в том числе и теми, которые находятся в живых организмах.

На уроках химии в 10 классе вы будете изучать важнейшие металлические и неметаллические элементы, их простые и сложные вещества, узнаете о распространенности элементов в природе. Вам станут известны причины кислотных дождей, особенности питания растений, значение озонового слоя в атмосфере для живых организмов. Узнаете об общих способах получения металлов и о химических реакциях, которые происходят при выплавке чугуна и стали.

Как и раньше, вы будете выполнять различные химические опыты на уроках, а также дома, получив согласие родителей.

При осуществлении химического эксперимента очень важно записывать все действия и наблюдения. Старайтесь всегда найти объяснение увиденному во время опытов и делать соответствующие выводы.

Напоминаем, что к практическим работам нужно готовиться заранее. Вариант практической работы, задания и опыты, которые вам следует выполнить, определит учитель. Вы должны соблюдать правила работы и техники безопасности при проведении химических опытов.

Этот учебник поможет вам изучать химию. В начале каждого параграфа указано, какое значение имеет для вас изложенный материал, а в конце — сформулированы выводы. Основные определения выделены цветом, а новые термины, важные утверждения и слова с логическим ударением — курсивом. Мелким шрифтом представлен материал, предназначенный

для учеников, желающих углубить свои знания по химии. Дополнительная информация и интересные факты размещены на полях, а также в рубрике «Для любознательных». После параграфов приведены задания, упражнения и задачи различных типов преимущественно по возрастанию сложности. В учебнике выделены фрагменты текста, касающиеся лабораторных опытов и практических работ.

Для учеников гуманитарных классов материал, связанный с решением задач, не является обязательным. Надеемся, что ученики классов физико-математического профиля с интересом будут решать комбинированные расчетные задачи, помещенные в § 16.

В приложении имеются схемы по классификации неорганических соединений, их химическим свойствам и способам получения. Они пригодятся вам при повторении соответствующего материала, подготовке к урокам и выполнении домашних заданий.

В конце учебника приведены ответы к некоторым задачам и упражнениям, словарь основных терминов, а также предметный указатель. Он поможет быстро найти страницу учебника, на которой идет речь об определенном термине, веществе, явлении и т. п. Кроме того, для учеников, интересующихся химией, предложен список дополнительной литературы и интернет-сайтов.

Желаем вам успехов в изучении химии.

Авторы

1 раздел

Неметаллические элементы, их простые вещества и соединения

Неметаллические элементы находятся в главных подгруппах III—VIII групп периодической системы Д. И. Менделеева¹ и занимают правую часть ее длинного варианта:

[illegible]

В начале этого раздела учебника приведена общая характеристика неметаллических элементов, их атомов и ионов. Прочитав материал, изложенный в параграфах, вы узнаете или вспомните о свойствах важнейших неметаллов, соединений неметаллических элементов, их получении, использовании и экологическом значении.

¹ Гидроген помещают не только в VII, но и в I группу.

1

Неметаллические элементы

Материал параграфа поможет вам:

- получить представление о распространенности неметаллических элементов в природе;
- вспомнить особенности строения их атомов и ионов;
- характеризовать и прогнозировать некоторые свойства атомов неметаллических элементов.

Распространенность в природе. На нашей планете неметаллические элементы более распространены, чем металлические.

Это интересно

Самые распространенные элементы во Вселенной — Гидроген (92 % всех атомов) и Гелий (7 %).

Атмосфера состоит преимущественно из азота и кислорода — простых веществ Нитрогена и Оксигена. В воздухе имеются примеси инертных газов, водяного пара, углекислого газа, некоторых других соединений неметаллических элементов.

Основное вещество гидросферы — вода. В ней растворены газы, содержащиеся в воздухе, а также соли хлоридной, карбонатной, сульфатной кислот.

В литосфере обнаружены почти 90 химических элементов, однако и среди них больше неметаллических. Они входят в состав многих минералов (рис. 1).

В живых организмах преобладают органические вещества и вода, а это — также соединения неметаллических элементов.

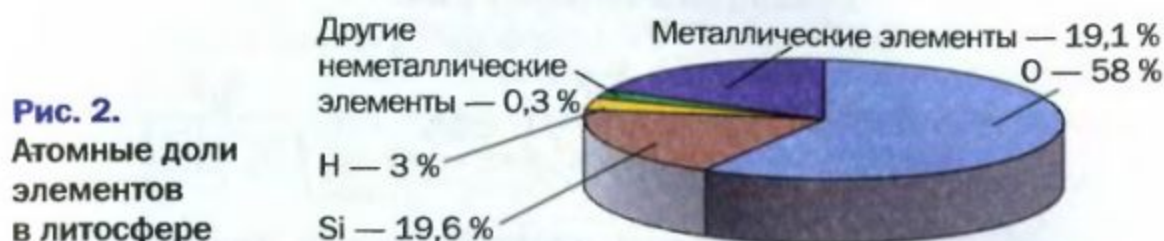
Распространенность химических элементов оценивают, сопоставляя количества их атомов.



Рис. 1.
Минералы

Отношение числа атомов элемента к числу атомов всех элементов в определенной среде называют *атомной долей элемента*.

Атомные доли выражают в процентах (рис. 2).



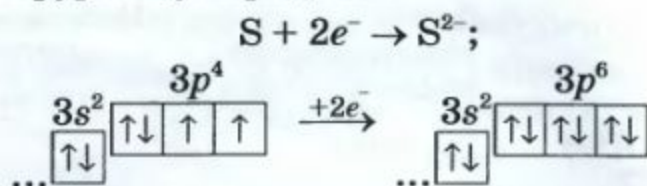
Атомы и ионы. В соответствии с электронным строением внешнего энергетического уровня атомов большинство неметаллических элементов относят к *p*-элементам, а Гидроген и Гелий — к *s*-элементам (табл. 1).

Таблица 1

Электронные формулы внешнего энергетического уровня атомов неметаллических элементов и значения их электроотрицательности

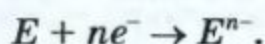
| Периоды | Группы | | | | | |
|---------|---|---|---|---|---|--|
| | III | IV | V | VI | VII | VIII |
| 1 | | | | | (₁ H) 1s ¹ 2,1 | ₂ He 1s ² |
| 2 | ₅ B ...2s ² 2p ¹ 2,0 | ₆ C ...2s ² 2p ² 2,5 | ₇ N ...2s ² 2p ³ 3,0 | ₈ O ...2s ² 2p ⁴ 3,5 | ₉ F ...2s ² 2p ⁵ 4,0 | ₁₀ Ne ...2s ² 2p ⁶ |
| 3 | | ₁₄ Si ...3s ² 3p ² 1,8 | ₁₅ P ...3s ² 3p ³ 2,1 | ₁₆ S ...3s ² 3p ⁴ 2,5 | ₁₇ Cl ...3s ² 3p ⁵ 3,0 | ₁₈ Ar ...3s ² 3p ⁶ |
| 4 | | | ₃₃ As ...4s ² 4p ³ 2,0 | ₃₄ Se ...4s ² 4p ⁴ 2,4 | ₃₅ Br ...4s ² 4p ⁵ 2,8 | ₃₆ Kr ...4s ² 4p ⁶ |
| 5 | | | | ₅₂ Te ...5s ² 5p ⁴ 2,1 | ₅₃ I ...5s ² 5p ⁵ 2,5 | ₅₄ Xe ...5s ² 5p ⁶ |
| 6 | | | | | ₈₅ At ...6s ² 6p ⁵ 2,2 | ₈₆ Rn ...6s ² 6p ⁶ |

Атомы неметаллических элементов на внешнем энергетическом уровне имеют, как правило, от 4 до 8 электронов. Почти все они могут присоединять определенное число электронов и превращаться в отрицательно заряженные ионы — анионы¹. Пример превращения атома Сульфура в сульфид-ион:



На внешнем энергетическом уровне новой частицы (аниона) имеется 8 электронов, т. е. электронный октет.

Проиллюстрируем рассмотренное свойство атомов неметаллических элементов общей схемой:



Таким образом, эти атомы могут быть окислителями; в соответствующих химических реакциях они восстанавливаются.

- Запишите схему превращения атома Хлора в ион, используя электронные формулы частиц.

Анионы неметаллических элементов вместе с катионами металлических элементов входят в состав бинарных ионных соединений — оксидов (например, Li_2O , BaO , Al_2O_3), солей (NaF , K_2S и т. д.), некоторых других соединений (например, CaH_2 , Mg_3N_2).

- Назовите неметаллический элемент, который образует не только анион, но и катион.

В молекулах многих веществ (H_2 , HF , CO_2 , H_2SO_4 , C_2H_5OH и др.) имеются атомы неметаллических элементов, соединенные ковалент-

¹ Атомы инертных элементов очень устойчивы; они не присоединяют и не отдают электроны.

ными связями. Химическая связь такого типа реализуется вследствие образования общих электронных пар из неспаренных электронов двух атомов. Области перекрывания орбиталей могут быть равноудалены от ядер атомов (например, в молекуле $\text{H} : \text{H}$) или смещены к одному из них ($\text{H} : \text{Br}$). В первом случае ковалентная связь является неполярной, а во втором — полярной. Смещение общей электронной пары показывают стрелкой или записью зарядов над символами элементов:



Величину, которая характеризует способность атома притягивать электроны, называют электроотрицательностью. Сопоставляя ее значения для разных элементов (см. табл. 1), можно выяснить, смещается ли общая электронная пара, а если смещается, то к какому из атомов.

► Сравните химические связи в таких молекулах: а) O_2 , H_2O и OF_2 ; б) H_2 , H_2S и PH_3 .

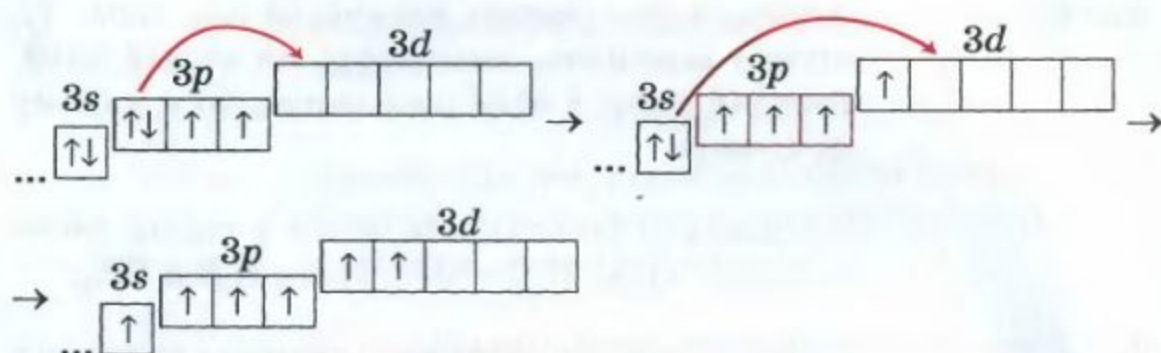
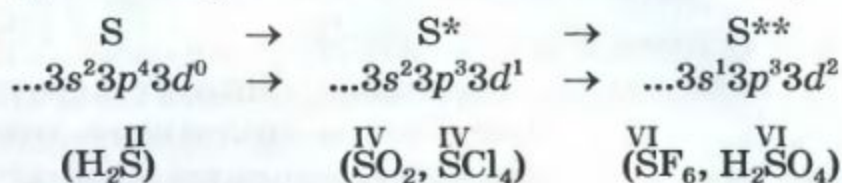
Способность атомов неметаллических элементов присоединять электроны или смещать их в свою сторону возрастает в периоде слева направо, а в группе — снизу вверх¹. Поэтому самый типичный неметаллический элемент находится в правом верхнем углу периодической системы. Это — Флуор.

Валентность. Значение валентности химического элемента определяется числом общих электронных пар, которые образует его атом с другими атомами. Вам известно, что валентные возможности элемента можно спрогнозировать по числу неспаренных электронов в атоме. Например, в атоме Оксигена — два неспаренных электрона, поэтому он должен быть двухвалентным.

¹ В таких же направлениях в периодах и группах уменьшаются радиусы атомов.

При наличии вакантных орбиталей внешнего энергетического уровня атомы могут переходить в возбужденное состояние. Его обозначают звездочками справа от символа элемента. Для атома Бора существует одно возбужденное состояние, для атома Сульфура возможны два таких состояния, а для атома Хлора — три.

Покажем процесс возбуждения атома Сульфура с помощью электронных формул и их графических вариантов (в скобках — формулы соединений с указанием валентности элемента):



Элементы, атомы которых не бывают в возбужденном состоянии, — Флуор, Оксиген (они имеют постоянную валентность), Нитроген.

Степени окисления. Вам известно, что степень окисления элемента — это условный целочисленный заряд его атома в веществе. Значения степеней окисления неметаллического элемента можно спрогнозировать, приняв во внимание заряд его простого иона, возможные значения валентности атома и сопоставляя этот элемент с другими элементами по электроотрицательности. При определении степени окисления элемента в веществе используют правило электронейтральности: *сумма степеней окисления всех атомов в веществе равна нулю.*

Значение степени окисления элемента (без учета знака) в веществе часто совпадает со значением его валентности:



Существуют вещества, в которых степени окисления элементов отличаются от значений валентности. Это — простые вещества (кроме инертных газов), некоторые неорганические соединения, множество органических соединений.

ВЫВОДЫ

Неметаллические элементы более распространены в природе, чем металлические.

Распространенность химического элемента характеризуют его атомной долей, т. е. отношением числа атомов элемента к числу атомов всех элементов в определенной среде.

Атомы неметаллических элементов имеют на внешнем энергетическом уровне от 4 до 8 электронов и могут присоединять электроны, превращаясь в анионы. Это свойство усиливается в периодах слева направо, а в группах — снизу вверх.

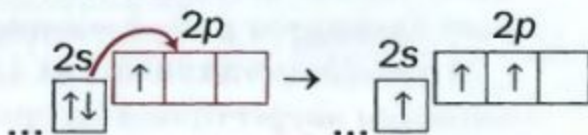
Значение валентности неметаллического элемента определяется числом неспаренных электронов в его атоме, которые приняли участие в образовании ковалентных связей с другими атомами.

Степени окисления неметаллических элементов в соединениях могут быть отрицательными или положительными числами.



1. В какой группе (группах) периодической системы находится больше всего неметаллических элементов, а в какой (каких) — меньше всего?
2. Используя материалы Интернета и другие источники информации, подготовьте краткое сообщение о роли Флуора, Иода и Фосфора в организме человека.

- Используя представление о возбужденном состоянии атома, предположите возможные значения валентности: а) Силиция; б) Хлора.
- Какое строение — молекулярное или ионное — имеет каждое из веществ с такими формулами: LiCl , HCl , NaH , Na_2S , MgO , CO , NF_3 , CaF_2 ?
- Определите степени окисления галогенов в таких соединениях: Cl_2O , I_2O_5 , IF_7 , CBr_4 , KBrO_3 , HClO_4 , AlBr_3 .
- Сопоставьте значения валентности и степени окисления каждого элемента: а) в водороде; б) в кислороде; в) в азоте; г) в перекиси водорода H_2O_2 .
- Укажите, какая связь наиболее полярна, а какая — наименее полярна: C-H , S-Cl , P-F , N-H . Используйте данные, приведенные в таблице 1.
- Элемент Гидроген имеет два природных изотопа — Протий и Дейтерий. Какие частицы находятся в атоме каждого нуклида?
- Сформулируйте несколько вопросов, используя приведенную схему, и дайте на них ответы:



- Элемент образует два соединения с Сульфуром, в которых проявляет валентность 3 и 5. Массовые доли Сульфура в этих соединениях относятся как 1 : 1,323. Определите элемент и напишите формулы соединений.
- Массовая доля Гидрогена в гидросфере составляет 10,8 %. Приняв, что гидросфера состоит только из морей и океанов и представляет собой раствор натрия хлорида, вычислите массовую долю ионов Хлора в этом растворе.

2 Неметаллы

Материал параграфа поможет вам:

- расширить свои представления о строении неметаллов;
- узнать о явлении аллотропии и его причинах;
- вспомнить некоторые свойства неметаллов;
- выяснить сферы применения неметаллов.

Рис. 3.
Неметаллы



Простые вещества неметаллических элементов называют неметаллами (рис. 3).

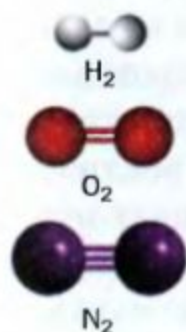
Строение. Часть неметаллов имеет атомное строение. Из отдельных атомов состоят инертные газы — гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон. В графите, алмазе, силиции, боре, красном фосфоре все атомы соединены друг с другом.

Остальные неметаллы — молекулярные вещества. Вам известно, что существуют неметаллы, состоящие из двухатомных молекул. (Назовите эти вещества.) Больше количество атомов содержат молекулы озона O_3 , белого фосфора P_4 , серы S_8 . В 1985 г. ученые открыли простое вещество Карбона с 60 атомами в молекуле — C_{60} . Его название — фуллерен. Позже были получены подобные вещества, молекулы которых содержат 70 и более атомов Карбона.

Атомы в неметаллах соединены ковалентными неполярными связями — простыми, двойными, тройными (рис. 4).

Аллотропия. Из вышеизложенного следует, что для некоторых неметаллических элементов известны два или больше простых веществ.

Рис. 4.
Шаро-
стержневые
модели
некоторых
молекул



Явление образования элементом нескольких простых веществ называют аллотропией¹.

¹ Термин происходит от греческих слов *allos* — другой и *tropos* — свойство.



Рис. 5.
Масштабные
модели
молекул O_2 и O_3

Простые вещества элемента могут различаться строением, числом атомов в молекулах, способом их соединения. Это отражается на физических свойствах веществ, а часто и на их активности в химических реакциях.

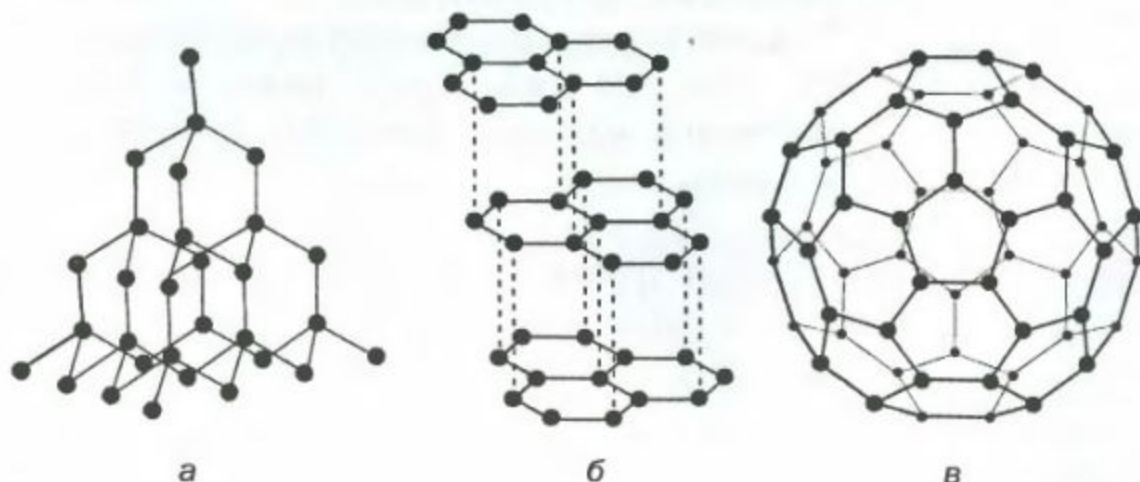
Для Оксигена существуют два простых вещества — *кислород* O_2 и *озон* O_3 (рис. 5). Озон имеет запах, ядовит; его температуры плавления и кипения выше, чем кислорода. Он проявляет значительно бóльшую химическую активность.

Общее название простых веществ Карбона — *углерод*. Среди них есть вещества атомного строения — *алмаз* и *графит*, а также молекулярное вещество *фуллерен* (рис. 6).

Рис. 6.
Строение
простых
веществ
Карбона:
а — фрагмент
кристалличес-
кой решетки
алмаза;
б — фрагмент
кристалличес-
кой решетки
графита;
в — модель
молекулы
фуллерена

Алмаз — бесцветное кристаллическое вещество, которое не проводит электрический ток и является самым твердым из природных веществ. В алмазе каждый атом Карбона соединен простыми ковалентными связями с четырьмя другими атомами (рис. 6, а).

Графит — темно-серое вещество со слабым металлическим блеском, электропроводное и тугоплавкое. Графит имеет слоистое строение (рис. 6, б). Связи между атомами реализуются лишь в слое, который напоминает пчелиные соты. Каждый атом Карбона соединен с тремя другими атомами простыми ковалентными связями за счет трех валентных элек-



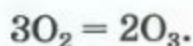
тронов. Четвертый электрон переходит от одного атома к другому в пределах слоя. Такие электроны обуславливают электропроводимость графита. Благодаря слоистому строению графит — достаточно мягкое вещество. Когда мы пишем карандашом, слои атомов легко отделяются друг от друга и остаются на бумаге. В химических реакциях графит более активен, чем алмаз.

Молекула фуллерена C_{60} напоминает футбольный мяч, сшитый из 20 шестиугольников и 12 пятиугольников (рис. 6, в).

Распространенность в природе. Вам известно, что воздух состоит в основном из азота и кислорода. В нем содержатся небольшие количества инертных газов, среди которых больше всего аргона. В верхних слоях атмосферы преобладают самые легкие газы — водород и гелий.

В воздухе есть и озон. Он сконцентрирован в слое атмосферы, нижняя граница которого проходит на высоте приблизительно 20 км, а верхняя — 25 км. Это так называемый озоновый слой. Объемная доля озона в нем не превышает 0,0003 %. Если бы можно было собрать весь озон в атмосфере, то толщина его слоя составила бы всего 2—3 мм.

Озон образуется из кислорода под действием космической радиации или электрических разрядов (когда возникает молния)¹:



Озон неустойчив и быстро превращается в кислород, поглощая при этом часть ультрафиолетовых лучей солнечного света (рис. 7), вредных для живых организмов. Таким образом, разлагаясь, озон защищает человека, животных, растения.

¹ В лабораторном опыте степень превращения кислорода в озон обычно не превышает 10 %.

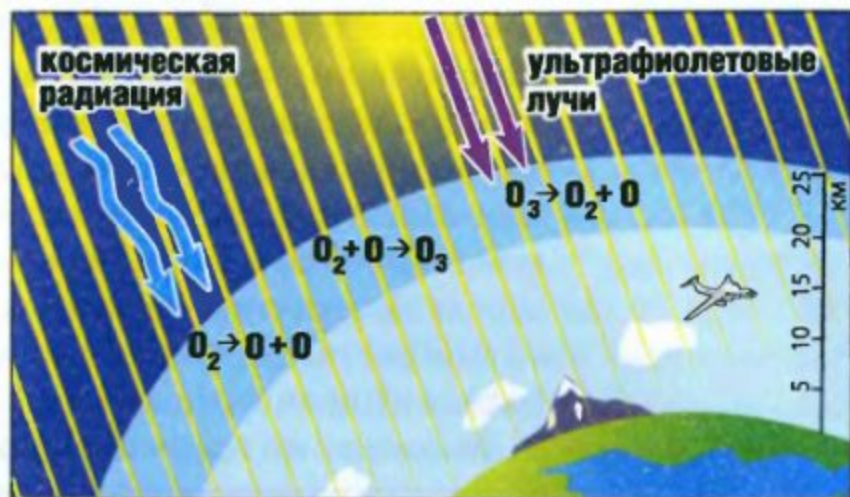


Рис. 7.
Озоновый слой

В природе процессы образования и разложения озона компенсируют друг друга. Тем не менее, в последнее время ученые обнаруживают периодическое разрушение озонового слоя, фиксируют появление в атмосфере озоновых «дыр». Одна из причин этого явления — химические реакции между озоном и веществами промышленного происхождения. Сейчас в мире осуществляется ряд мер по охране озонового слоя в атмосфере.

В литосфере встречаются три простых вещества — сера, графит и алмаз. В Украине имеются месторождения серы (во Львовской, Ивано-Франковской и Тернопольской областях) и графита (в Кировоградской и Запорожской областях).

Уголь нередко принимают за простое вещество Карбона. Однако в нем, кроме атомов Карбона, имеются атомы других элементов. Подробно об угле будет идти речь в материале, помещенном под заголовком «Для любознательных» после этого параграфа.

- Почему, по вашему мнению, в природе нет галогенов — фтора, хлора, брома, иода?

Физические свойства. Неметаллы отличаются друг от друга по физическим свойствам в значительно большей степени, чем металлы. Для

Это интересно

За получение и исследование «самого агрессивного» неметалла — фтора французский ученый А. Муассан в 1906 г. был удостоен Нобелевской премии по химии.

них характерны невысокие температуры плавления и кипения. Простые вещества инертных элементов, азот, кислород, озон, водород, фтор и хлор в обычных условиях являются газами, бром — жидкостью, а остальные — твердыми веществами. Почти все неметаллы не проводят электрический ток, не растворяются или слабо растворяются в воде.

Химические свойства. Неметаллы имеют ряд общих химических свойств. Они взаимодействуют с металлами, между собой, а наиболее активные реагируют еще и с водой, некоторыми кислотами, щелочами, другими соединениями. В этом параграфе рассмотрим реакции между простыми веществами.

Вы знаете, что каждая реакция с участием простого вещества является окислительно-восстановительной. Поскольку атомы неметаллических элементов способны присоединять электроны, то для неметаллов характерна роль окислителя. Самыми активными окислителями являются простые вещества наиболее электроотрицательных элементов — фтор, кислород, озон, хлор.

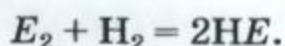
Реакции с металлами. Большинство реакций неметаллов с металлами протекает быстро, с выделением теплоты, а иногда появляется пламя.

► Напишите уравнение реакции серы с алюминием.

Реакции с водородом. Водород — один из наименее электроотрицательных неметаллических элементов. Поэтому в реакциях водорода с неметаллами атомы Гидрогена, как правило, отдают электроны и являются восстановителями, а атомы других неметаллических элементов присоединяют электроны, выступая окислителями.

Чем выше электроотрицательность элемента, тем активнее его простое вещество реагирует с водородом. Пример этой закономерности —

взаимодействие галогенов с водородом. Общее уравнение такой реакции:



Это интересно

Бор и силиций не взаимодействуют с водородом. Однако соединения соответствующих элементов с водородом известны.

Фтор реагирует с водородом со взрывом, хлор — с таким же эффектом, но на свету (в темноте хлор и водород не взаимодействуют). Реакции брома и иода с водородом происходят лишь при нагревании и не приводят к полному расходованию веществ.

Реакции с кислородом. Роль кислорода в реакциях с неметаллами противоположна только что рассмотренной роли водорода. Атомы Оксигена являются окислителями и восстанавливаются, атомы другого неметаллического элемента — восстановителями и окисляются. Чем ниже электроотрицательность элемента, тем активнее его простое вещество взаимодействует с кислородом. С другой стороны, галогены — фтор, хлор, бром и иод — с кислородом не реагируют.

Многие неметаллы могут гореть в кислороде (или на воздухе). Продуктами таких реакций являются оксиды. Если неметаллический элемент имеет переменную валентность, то при недостатке кислорода часто образуется оксид с низшей степенью окисления элемента, а при избытке кислорода — высший оксид:



Применение. Большинство неметаллов получили применение на практике. О сферах использования кислорода вы узнали в 7 классе. Озон и хлор обладают бактерицидными свойствами; они служат для обеззараживания воды. Кроме того, хлор является исходным веществом в производстве хлорной извести, органических растворителей, средств защиты растений от болезней и вредителей и т. п. Обработывая прозрачные алмазы, изготавливают бриллианты. Алмазный порошок исполь-



Рис. 8.
Режущая машина



Рис. 9.
Солнечные батареи

Это интересно

Массовая доля примесей в силиции, применяемом в микроэлектронике, не превышает $10^{-7} \%$.

зуют в шлифовальных и режущих инструментах (рис. 8). Благодаря слоистому строению графит служит смазочным материалом, а его электропроводимость позволяет изготавливать из него электрические контакты и электроды. Стержни из графита применяют в ядерных реакторах. Водород является сырьем для химической и нефтеперерабатывающей промышленности. Силиций используют в качестве полупроводника в электронной технике, солнечных батареях (рис. 9), разнообразных приборах. Химически пассивным газом азотом наполняют колбы электрических ламп. Из азота и водорода получают аммиак, а из него — нитратную кислоту, удобрения. Азот, аргон и гелий используют в технике и научных исследованиях в качестве инертной газовой среды для предотвращения окисления веществ кислородом воздуха.

ВЫВОДЫ

Неметаллы — простые вещества неметаллических элементов.

Некоторые неметаллические элементы образуют по несколько простых веществ. Такое явление называют аллотропией.

Неметаллы имеют атомное или молекулярное строение. Для них характерны невысокие температуры плавления и кипения, неспособность проводить электрический ток.

Неметаллы вступают в реакции с металлами, водородом, кислородом и преимущественно являются окислителями.

Большинство неметаллов используют в технике, химической промышленности.

?

12. В каких утверждениях речь идет о галогенах как элементах, а в каких — о галогенах как простых веществах?
- А. Все галогены окрашены.
 - Б. Галогены входят в состав соединений, общее название которых — галогениды.
 - В. Галогены являются активными неметаллами.
 - Г. Электроотрицательность галогенов довольно высока.
13. Чем различаются простые вещества:
- а) Оксигена;
 - б) Карбона?
14. Какие физические свойства графита определяют его практическое применение? Объясните эти свойства, исходя из строения вещества.
15. Допишите схемы реакций и превратите их в химические уравнения:
- | | |
|---|---|
| а) $\text{As} + \text{Na} \xrightarrow{t} \dots;$ | б) $\text{P}_4 + \dots \xrightarrow{t, p} \text{PH}_3;$ |
| $\dots + \text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Mg}_2\text{Si};$ | $\text{B} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \dots;$ |
| $\text{N}_2 + \text{Al} \xrightarrow{t} \dots;$ | $\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}.$ |
16. Сера вступает в реакции с водородом и кислородом. Напишите соответствующие химические уравнения, составьте схемы окисления и восстановления. Какую роль выполняет сера в каждой реакции?
17. Углерод при высокой температуре реагирует с водяным паром. Какие вещества должны быть продуктами этой реакции — CO и H_2 или CH_4 и O_2 ? Ответ обоснуйте, приведите соответствующее химическое уравнение.
18. Составьте уравнения реакций хлора с калием, цинком, алюминием, силицием, фосфором. Учтите, что Силиций и Фосфор в продуктах соответствующих реакций имеют наивысшие степени окисления.
19. Между двумя наиболее активными галогенами могут протекать реакции с образованием соединений AB , AB_3 и AB_5 . Расшифруйте формулы соединений, записав в них символы элементов. Примите во внимание, что каждая буква отвечает определенному галогену. Объясните свой выбор.

20. Какое количество вещества содержится: а) в 0,48 г озона; б) в 4,48 л аргона (н. у.)? (Устно.)
21. Массовая доля озона в смеси с кислородом составляет 7,2 %. Вычислите объемную долю озона в смеси.
22. В двух закрытых сосудах, наполненных кислородом, сожгли фосфор и серу. Изменилось ли давление в каждом сосуде? Если да, то увеличилось или уменьшилось? Ответ обоснуйте.

для ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Простые вещества Сульфура и Фосфора

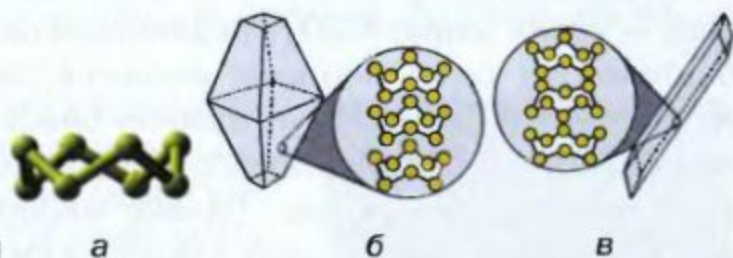
Сульфур и Фосфор образуют по несколько простых веществ.

Ромбическая и моноклинная сера состоят из молекул S_8 , но порядок их расположения в кристалле каждого вещества разный (рис. 10). Эти вещества почти не отличаются друг от друга по свойствам.

Рис. 10.

Шаростержневая модель молекулы S_8 (а).

Строение кристаллов ромбической (б) и моноклинной (в) серы



Если серу расплавить, нагреть почти до кипения, а потом вылить в холодную воду, то она застывает в массу, напоминающую пластилин. Это — пластическая сера (рис. 11), которая состоит из цепных молекул S_4 , S_6 и др. Со временем такие молекулы разрушаются, и пластическая сера превращается в твердую и хрупкую ромбическую серу.

Фосфор образует несколько простых веществ. Важнейшими являются белый и красный фосфор. Белый фосфор состоит из молекул P_4 , а красный — из атомов, соединенных друг с другом (рис. 12). Белый фосфор, в отличие от красного, имеет чесночный запах, очень ядовит и химически более активен. При нагревании на воздухе до $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ он воспламеняется, а в обычных условиях медленно окисляется с выделением энергии в виде света (поэтому его хранят под водой).



Рис. 11.

Образование пластической серы



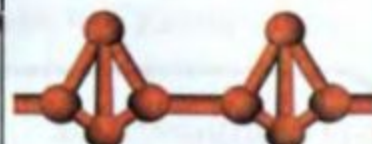
Белый фосфор



Модель
молекулы P_4



Красный фосфор



Модель фрагмента
строения красного
фосфора

Рис. 12.
Простые
вещества
Фосфора

История спички

Первые спички появились на рубеже XVIII—XIX в. В них была использована полученная известным химиком К. Л. Бертолле соль — калий хлорат $KClO_3$ (тривиальное название соединения — бертолетова соль), которая является сильным окислителем. Нанесенная на деревянную палочку смесь калий хлората, серы, смолы и сахара при контакте с концентрированной сульфатной кислотой воспламенялась. Однако иногда реакция протекала достаточно интенсивно, даже с маленьким взрывом. Кроме того, носить с собой бутылочку с кислотой было неудобно и опасно.

Более совершенные спички, уже без кислоты, были изобретены в 1832 г. Их головки состояли из бертолетовой соли, серы и клея. Такая спичка загоралась, если ею чиркали по наждачной бумаге. Однако вероятность взрывов и ожогов все же существовала.

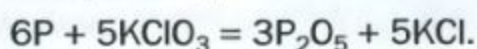
В 1831 г. француз Ш. Сория, а через год немец И. Каммерер добавили к смеси бертолетовой соли и серы белый фосфор. Теперь, чтобы зажечь спичку, было достаточно провести ею по любой поверхности (например, деревянной), а взрывов уже не было. К сожалению, новые спички имели другие недостатки: они содержали ядовитый белый фосфор и могли самовоспламеняться при температуре выше $30^\circ C$.

Безопасные спички (рис. 13) были изобретены в 1855 г. в Швеции (поэто-



Рис. 13.
Спички

му их называли шведскими). Они загорались лишь в результате трения о твердую поверхность, покрытую смесью из красного фосфора, марганца(IV) оксида, стеклянного порошка и клея. Таким образом, белый фосфор удалось заменить неядовитым и более безопасным красным фосфором. Головка шведской спички содержала смесь бертолетовой соли, серы, толченого стекла, клея, некоторых других веществ. При ее трении о боковую поверхность коробки с соответствующим покрытием красный фосфор загорался вследствие экзотермической реакции с бертолетовой солью:



Через мгновение загорались сера и деревянная палочка.

Шведскими спичками пользуется каждый из нас.

Уголь

Горение угля обычно описывают химическим уравнением $C + O_2 = CO_2$, считая, что уголь — простое вещество Карбона. Но это не совсем так.

Уголь — твердое горючее ископаемое, которое образовалось много миллионов лет назад в недрах нашей планеты в результате длительного разложения огромных масс растительных остатков. В угле преобладают атомы Карбона; кроме них в небольшом количестве содержатся атомы Гидрогена, Оксигена, некоторых других элементов. Различают три вида угля: антрацит



Рис. 14.
Антрацит

(рис. 14), каменный и бурый уголь. Массовая доля Карбона в антраците наибольшая (94—97 %), а в буром угле наименьшая (после удаления из него воды — 64—80 %).

Украина имеет большие залежи угля. Наибольшее месторождение каменного угля находится в Донецкой и Луганской областях. Значительно меньше его добывают во Львовско-Волинском бассейне. Бурый уголь сосредоточен преимущественно в Днепровском бассейне, а залежи антрацита — в Донбассе.

Процесс образования угля в природе можно симитировать, нагревая в пробирке кусочек дерева. Происходит обугливание древесины, из пробирки выделяются водяной пар и газообразные вещества, имеющие неприятный запах. В пробирке остается

пористое вещество черного цвета — так называемый древесный уголь. Он почти полностью состоит из атомов Карбона, беспорядочно размещенных в этом веществе (поэтому его часто называют аморфным¹ углеродом).

Древесный уголь способен поглощать различные вещества. Их атомы, молекулы проникают в поры угля и остаются там. Явление поглощения атомов, молекул, ионов поверхностью твердого вещества называют адсорбцией². Для увеличения числа пор древесный уголь обрабатывают горячим водяным паром. Полученное таким способом вещество называют активированным углем. Его используют для очистки воды, промышленных газовых выбросов, а также как лекарственное средство при отравлении.

Во время Первой мировой войны немецкие войска применили против английских войск очень ядовитый газ хлор. Для защиты от хлора и других опасных для здоровья газов русский химик М. Д. Зелинский в 1915 г. изобрел противогаз (рис. 15). Воздух, которым дышит человек в противогазе, проходит через слой активированного угля, помещенного в специальную коробку, и очищается.

Если нагреть активированный уголь после адсорбции, происходит обратный процесс — выделение поглощенных атомов и молекул из вещества.



Рис. 15.
Современный
противогаз

ЭКСПЕРИМЕНТИРУЕМ ДОМА

Адсорбция веществ

В три небольшие аптечные бутылочки поместите по одной таблетке активированного угля. В две бутылочки налейте воды. В одну из них добавьте несколько капель иодной настойки, во вторую — 1—2 капли раствора бриллиантового зеленого (медицинский препарат под названием «зеленка»). В третью бутылочку налейте очень разбавленный раствор калий перманганата (рис. 16). Содер-

¹ Термин происходит от греческого слова *amorphos* — бесформенный.

² Термин происходит от латинских слов *ad* — на, возле, поблизости и *sorbere* — поглощать.

жимое каждой бутылочки периодически перемешивайте. Изменяется ли цвет растворов? Если да, то насколько быстро?

Рис. 16.

Начало эксперимента по обнаружению поглотительной способности активированного угля



3 Соединения неметаллических элементов с Водородом

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить состав и названия соединений неметаллических элементов с Водородом;
- сопоставить свойства этих соединений.

Состав и названия соединений. Соединения с Водородом известны для большинства неметаллических элементов; их не образуют лишь инертные элементы.

Составить формулу соединения неметаллического элемента с Водородом довольно просто. Чтобы выяснить значение валентности элемента в таком соединении, нужно от числа 8 отнять номер группы периодической системы, в которой находится элемент¹.

В таблице 2 приведены формулы важнейших соединений неметаллических элементов с Водородом.

¹ Исключением является Бор — элемент III группы, имеющий постоянную валентность, равную 3.

**Формулы соединений неметаллических элементов
с Гидрогеном¹ в клетках периодической системы**

| Периоды | Группы | | | |
|---------|------------------------|------------------------|-------------------------|-----------|
| | IV | V | VI | VII |
| 2 | C CH ₄ | N NH ₃ | O H ₂ O | F HF |
| 3 | Si SiH ₄ | P PH ₃ | S H ₂ S | Cl HCl |
| 4 | | As AsH ₃ | Se H ₂ Se | Br HBr |
| 5 | | | Te H ₂ Te | I HI |

► Определите степени окисления элементов в соединениях неметаллических элементов 3-го периода с Гидрогеном.

Соединения
неметалли-
ческих
элементов
с Гидрогеном



Общая формула соединений элементов с Гидрогеном имеет два варианта написания — H_nE и EH_n . Последовательность записи элементов в формулах этих соединений обусловлена традицией: символы элементов VI и VII групп размещают после символа Гидрогена, а символы элементов других групп — перед ним. Общие формулы соединений неметаллических элементов каждой группы с Гидрогеном указывают в некоторых вариантах периодической системы в отдельной строке (см. форзац I).

Для соединений неметаллических элементов с Гидрогеном чаще используют тривиальные названия (аммиак, метан, вода, хлороводород, сероводород и др.), иногда — химические (гидроген хлорид, гидроген сульфид и т. п.).

Строение. Соединения неметаллических элементов с Гидрогеном состоят из молекул (рис. 17). Атомы в них соединены ковалент-

¹ Для Карбона существует множество соединений с Гидрогеном; их общее название — углеводороды.



Рис. 17.
Масштабные
модели
молекул
 HCl , H_2S ,
 NH_3 и CH_4

ными связями. Если электроотрицательность элемента и Гидрогена одинакова, то эти связи неполярны (например, в молекуле PH_3), а если различна — полярны.

► Изобразите электронные и графические формулы молекул HF и SiH_4 . Покажите в графических формулах смещение общих электронных пар к соответствующим атомам.

Если положительные и отрицательные заряды, возникшие на атомах вследствие смещения общих электронных пар, равномерно распределены в молекуле, то она является неполярной (например, молекула CH_4). В другом случае в одной части молекулы сосредоточивается небольшой отрицательный заряд, а в противоположной — положительный. Такая молекула полярна; она имеет два электрических полюса и называется диполем. Полярными являются молекулы HF , H_2O , NH_3 (рис. 18) и некоторые другие.

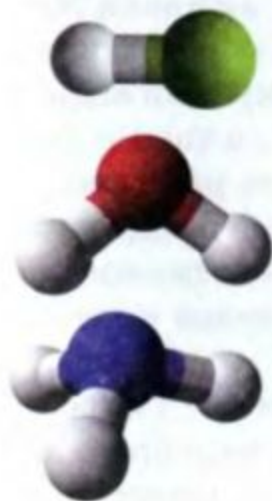


Рис. 18.
Шаро-
стержневые
модели
молекул HF ,
 H_2O и NH_3

► Докажите, что молекула воды полярная.

Физические свойства. Большинство соединений неметаллических элементов с Гидрогеном в обычных условиях являются газами, а фтороводород HF (при температуре ниже $19,5^\circ\text{C}$) и вода — жидкостями. Все эти соединения бесцветны; многие можно обнаружить по характерному запаху — неприятному, иногда резкому.

Температуры плавления и кипения соединений с Гидрогеном неметаллических элементов каждой группы периодической системы возрастают с увеличением относительных молекулярных масс¹. Однако соединения элементов 2-го периода — вода, аммиак и фтороводород — «выпадают» из этой зависимости (рис. 19). Аномально высокие температуры их плавления и

¹ Вам известна аналогичная зависимость для алканов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

кипения обусловлены существованием водородных связей между молекулами (рис. 20).

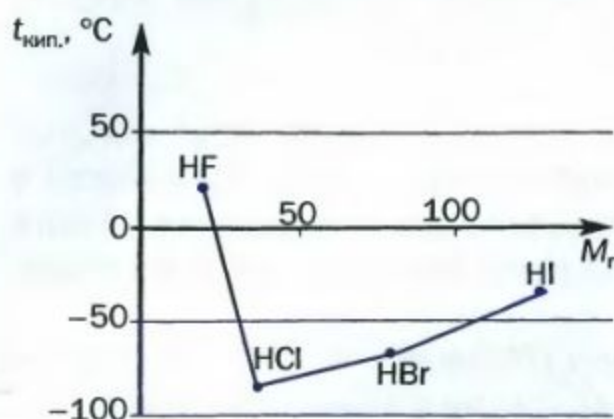


Рис. 19.

Зависимость температур кипения соединений элементов VII группы с Гидрогеном от значений их относительных молекулярных масс



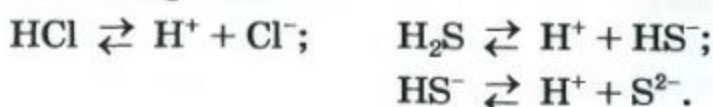
Рис. 20.

Водородные связи в жидком фтороводороде

Наибольшую растворимость в воде имеют соединения галогенов с Гидрогеном и аммиак. Например, в 1 л воды при нормальном давлении растворяется 534 л газа бромоводорода HBr (при 25 °C) или 702 л газа аммиака NH₃ (при 20 °C). Это объясняется образованием водородных связей между молекулами воды и галогеноводорода или аммиака, а также диссоциацией молекул HBr в водном растворе.

Метан очень слабо растворяется в воде из-за неполярности молекул CH₄, невозможности образования ими водородных связей и способности к диссоциации.

Растворы соединений галогенов с Гидрогеном и Сульфура¹ с Гидрогеном в воде проявляют свойства кислот. Полярные связи H—E обуславливают диссоциацию молекул этих соединений в водном растворе с образованием катионов Гидрогена:



Это интересно

Большинство соединений неметаллических элементов с Гидрогеном ядовиты.

¹ А также Селена и Теллура.

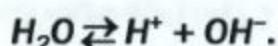
Водные растворы HCl , HBr и HI ведут себя как сильные одноосновные кислоты, HF — как кислота средней силы, а H_2S — как слабая двухосновная кислота.

► Как называется раствор каждого соединения?

Метан CH_4 инертен по отношению к воде (в обычных условиях).

Водный раствор аммиака NH_3 , в отличие от растворов других соединений неметаллических элементов с Гидрогеном, имеет щелочную реакцию (§ 5).

Вам известно, что вода является слабым электролитом. Крайне незначительная часть ее молекул диссоциирует с образованием ионов H^+ и OH^- :



Таким образом, воду можно считать очень слабой кислотой и вместе с тем очень слабым основанием.

ВЫВОДЫ

Неметаллические элементы, кроме инертных, образуют соединения с Гидрогеном. Их общая формула — H_nE или EH_n . Для этих соединений чаще используют тривиальные названия.

Соединения неметаллических элементов с Гидрогеном имеют молекулярное строение. Почти все они являются газами. Водные растворы соединений галогенов с Гидрогеном и Сульфура с Гидрогеном проявляют свойства кислот.

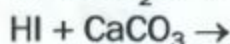
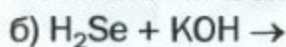
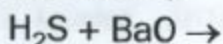
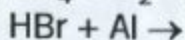
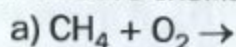


23. Какие значения может принимать индекс n в общей формуле соединений неметаллических элементов с Гидрогеном?
24. Почему галогеноводороды очень хорошо растворяются в воде?

25. Впишите в таблицу сведения о соединении HBr (используйте дополнительную литературу):

| | |
|--|--|
| Формула молекулы (электронная, графическая) | |
| Название соединения (тривиальное, химическое) | |
| Физические свойства | |

26. Составьте схемы реакций и превратите их в химические уравнения:



27. Напишите уравнения реакций иодидной кислоты с цинком, литий оксидом, алюминий гидроксидом, аргентум нитратом.

28. Сколько соединений неметаллических элементов с Гидрогеном имеют молярные массы 34 г/моль? Напишите их формулы.

29. Какую массу 10 %-го раствора бромоводорода необходимо взять для реакции с магний оксидом массой 4 г?

30. В 1 л воды при нормальных условиях растворили 2 л сероводорода. Вычислите массовую долю этого соединения в образовавшемся растворе.

31. Соединения элементов А и В с Гидрогеном содержат, соответственно, 12,5 и 2,74 % Гидрогена по массе. Назовите элементы А и В, запишите формулы их соединений с Гидрогеном.

4

Гидроген хлорид. Хлоридная кислота. Хлориды

Материал параграфа поможет вам:

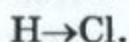
- закрепить свои знания о строении молекулы гидроген хлорида;
- узнать о физических свойствах и методах получения гидроген хлорида;
- повторить химические свойства хлоридной кислоты;
- выяснить сферы использования гидроген хлорида, хлоридной кислоты и ее солей.

Гидроген хлорид. Гидроген хлорид, или хлороводород, HCl является одним из важнейших неорганических соединений. Он служит реагентом в различных процессах в химической технологии. Водный раствор хлороводорода — хлоридная кислота — широко применяется в промышленности, научных исследованиях, химических лабораториях.

Гидроген хлорид, как и другие аналогичные соединения неметаллических элементов, имеет молекулярное строение. Электронная и графическая формулы молекулы хлороводорода:



Ковалентная связь между атомами Гидрогена и Хлора является полярной; атом более электроотрицательного Хлора смещает в свою сторону общую электронную пару:



На атоме Хлора возникает небольшой отрицательный заряд, а на атоме Гидрогена — такой же по значению, но положительный: $\delta^+ \delta^-$
 $\text{H}-\text{Cl}$ ($\delta < 1$). Молекула гидроген хлорида полярна.

Хлороводород — бесцветный газ с резким запахом. Он тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде. При температуре 20°C и нормальном давлении в 1 л воды растворяется 445 л этого газа. Во влажном воздухе хлороводород «дымит» вследствие образования мелких капелек его водного раствора.

Хлороводород сильно раздражает дыхательные пути. Поэтому опыты с этим газом и его концентрированным водным раствором (концентрированной хлоридной кислотой) проводят в вытяжном шкафу.

Хлоридная кислота. Водный раствор гидроген хлорида называют хлоридной кислотой. Тривиальное название этого раствора — соляная кислота. Оно обусловлено тем, что раньше для получения кислоты использовали природную соль (натрий хлорид).

Это интересно

В XVII в. хлоридную кислоту считали оксиген-содержащей кислотой некоего элемента мурия.

Для подтверждения высокой растворимости хлороводорода в воде и кислотных свойств водного раствора этого соединения демонстрируют эффектный опыт. В сосуд с водой добавляют несколько капель раствора лакмуса или метилоранжа. Хлороводородом наполняют колбу, добавляют в нее 1—2 капли воды, быстро закрывают пробкой, в которую вставлена стеклянная трубка, и погружают конец трубки в раствор индикатора в сосуде (рис. 21). В результате растворения газа давление в колбе понижается; жидкость заполняет колбу, создавая фонтан, и приобретает красный цвет.



Рис. 21.
Растворение
хлороводорода
в воде (опыт
«Фонтан»)

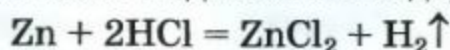
Почти насыщенный водный раствор гидроген хлорида (массовая доля HCl в нем составляет 34—36 %) называют концентрированной хлоридной кислотой. Из этого раствора постоянно выделяется хлороводород.

Хлоридная кислота относится к сильным кислотам; степень ее диссоциации в разбавленных растворах превышает 90 %.

► Объясните, почему и как молекула HCl распадается на ионы в водном растворе.

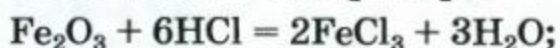
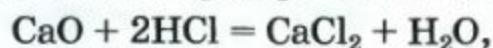
Химические свойства. Хлоридная кислота, как и другие кислоты, реагирует:

- с металлами с выделением водорода

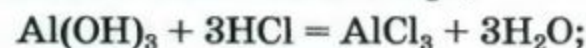
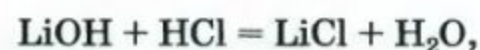


(металлы, расположенные в ряду активности справа от водорода, с хлоридной кислотой не взаимодействуют);

- с основными и амфотерными оксидами

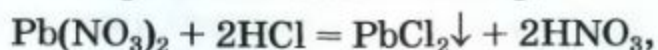


- с основаниями и амфотерными гидроксидами



Это интересно
Небольшое количество хлоридной кислоты содержится в желудочном соке.

- с большинством солей



- Для трех последних реакций составьте ионно-молекулярные уравнения.

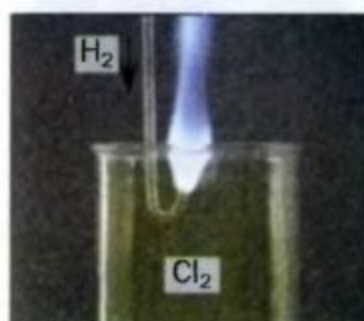
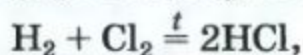
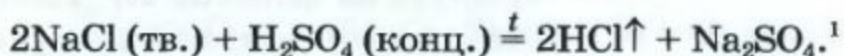


Рис. 22.
Горение
водорода
в атмосфере
хлора

Получение гидроген хлорида и хлоридной кислоты. В промышленности хлороводород получают сжиганием водорода в атмосфере хлора (рис. 22)



а в лаборатории — реакцией обмена между твердой солью (натрий хлоридом) и концентрированной сульфатной кислотой:



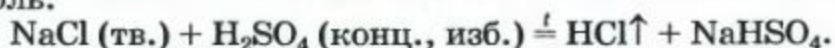
Таким способом раньше получали хлороводород в промышленности.

- Можно ли вместо твердой соли использовать ее водный раствор, а вместо концентрированной кислоты — разбавленную? Ответ аргументируйте.

Хлороводород растворяют в воде; при этом образуется хлоридная кислота.

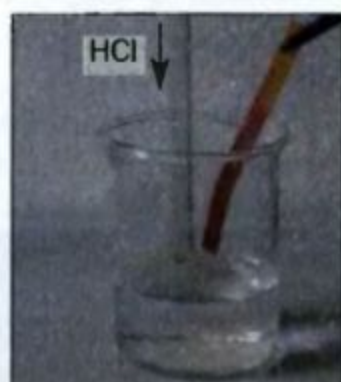
Прибор, в котором получают гидроген хлорид и хлоридную кислоту в лаборатории, изображен на рисунке 23. Хлороводород, будучи тяжелее воздуха, вытесняет его из стакана и растворяется в воде. Обратите внимание: свободный конец газоотводной трубки не должен касаться воды. Иначе вода вследствие быстрого растворения в ней хлороводорода попадет в трубку, а затем — в концентрированную

¹ В случае избытка сульфатной кислоты образуется так называемая кислая соль:

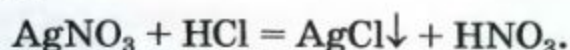


сульфатную кислоту. Произойдет сильное разогревание, пробирка может треснуть, а кислота — попасть на кожу и вызвать ожоги.

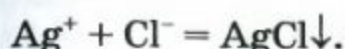
Рис. 23.
Получение
хлороводорода
и хлоридной
кислоты
в лаборатории



Хлориды. Для всех металлических элементов известны соли хлоридной кислоты — хлориды. Большинство этих соединений растворимо в воде (см. таблицу растворимости, помещенную на форзаце II). Плюмбум(II) хлорид $PbCl_2$ имеет незначительную растворимость. Аргентум хлорид $AgCl$ практически не растворяется в воде; это свойство соединения используют для обнаружения ионов Cl^- в растворе. Если раствор содержит хлорид-ионы, то при добавлении к нему раствора соли Аргентума, например $AgNO_3$, выпадает белый творожистый осадок, который не растворяется и в кислотах:



Реакции, характерные для определенных ионов, называют *качественными реакциями*. Для них обычно записывают ионно-молекулярные уравнения:



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1

Качественная реакция на хлорид-ионы

В одну пробирку налейте 1—2 мл раствора натрия хлорида, в другую — столько же разбавленной хлорид-

ной кислоты. В обе пробирки добавьте по 1—2 капли раствора аргентум нитрата. Что происходит? Какое соединение выпало в осадок? Каковы цвет и характер осадка?

Можно ли по результатам опыта утверждать, что осадок аргентум хлорида не растворяется в кислотах?

Хлориды могут реагировать со щелочами, кислотами, солями.

► Напишите уравнения реакций магний хлорида с натрий гидроксидом, сульфатной кислотой, натрий карбонатом. Укажите, в каких условиях происходит каждая реакция.

Хлориды — важнейшая группа солей. Среди них есть безводные соли и кристаллогидраты (рис. 24). Цвет кристаллогидратов обусловлен цветом гидратированных катионов.

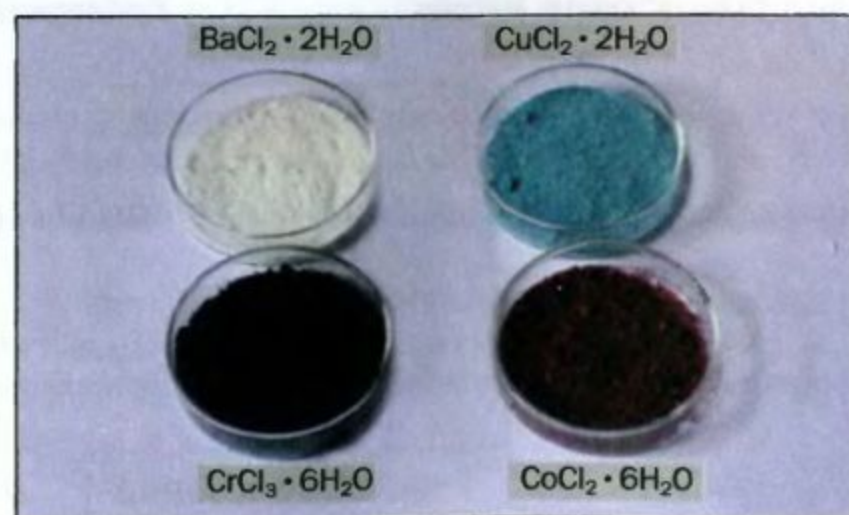


Рис. 24.
Хлориды

Применение гидроген хлорида, хлоридной кислоты и хлоридов. Практическое значение гидроген хлорида и его водного раствора иллюстрирует схема 1.

Среди хлоридов чаще применяют соединения Натрия, Калия и Кальция (схема 2).

В лаборатории из хлоридов получают другие соли, а также нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды.

Схема 1

Применение хлороводорода и хлоридной кислоты



Схема 2

Применение важнейших хлоридов



Гидроген хлорид (хлороводород) — бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде. Соединение состоит из полярных молекул.

В промышленности гидроген хлорид получают по реакции между водородом и хлором, а в лаборатории — взаимодействием твердой соли (натрий хлорида) с концентрированной сульфатной кислотой.

Водный раствор гидроген хлорида проявляет кислотные свойства; его называют хлоридной кислотой. Хлоридная кислота реагирует с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами, большинством солей. Хлориды могут вступать в реакции со щелочами, некоторыми кислотами, солями.

Гидроген хлорид, хлоридную кислоту и ее соли широко используют в различных отраслях.



32. Хлор и хлороводород существенно отличаются друг от друга по растворимости в воде. Как это объяснить?
33. Почему хлоридной кислотой называют не гидроген хлорид, а его водный раствор?
34. Как объяснить то, что температура плавления натрия хлорида (+801 °C) намного выше, чем хлороводорода (−114 °C)?
35. Составьте уравнения таких реакций:
а) $\text{HCl} + \text{Ca} \rightarrow$ б) $\text{HCl} + \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow$ в) $\text{HCl} + \text{MgCO}_3 \rightarrow$
 $\text{HCl} + \text{ZnO} \rightarrow$ $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{AlCl}_3 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
36. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:
 $\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$.
37. Какой объем хлора вступил в реакцию с водородом, если образовалось 2,8 л хлороводорода? (Устно.)
38. Плотность хлороводорода при нормальных условиях составляет 1,63 г/л. Вычислите по этим данным молярную массу соединения.

39. Какой объем газа (н. у.) выделится при взаимодействии достаточного количества хлоридной кислоты с кальций карбонатом массой 10 г? (Устно.)
40. В растворе хлороводорода на каждую молекулу этого соединения приходится 14 ионов. Вычислите степень диссоциации хлороводорода в этом растворе. (Устно.)
41. Элемент образует два хлорида, в которых проявляет степени окисления +2 и +3. Массовые доли Хлора в этих солях относятся как 1,172 : 1. Определите элемент и напишите формулы хлоридов.
42. Массовая доля Хлора в кристаллогидрате $\text{BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ составляет 29,1 %. Выведите формулу соединения.

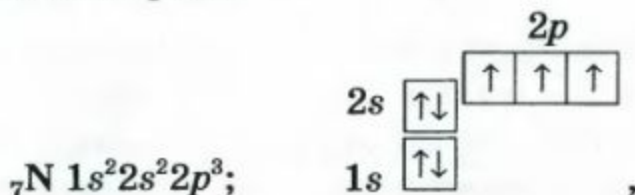
5 Аммиак

Материал параграфа поможет вам:

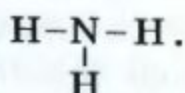
- получить представление о строении молекулы аммиака;
- понять, как образуется катион NH_4^+ ;
- выяснить свойства водного раствора аммиака;
- узнать о методах получения аммиака и сферах его использования.

Аммиак NH_3 — одно из важнейших соединений Нитрогена. Этот газ используют в химической промышленности. Его водный раствор является распространенным химическим реактивом, а также применяется в качестве удобрения.

Строение молекулы. Аммиак состоит из молекул. Атом Нитрогена, имея три неспаренных электрона



образует три ковалентные связи с атомами Гидрогена:



► Запишите электронную формулу молекулы аммиака.

Приведенная графическая формула не отображает реального расположения атомов в молекуле. Поскольку три *p*-орбитали направлены вдоль осей координат — *x*, *y* и *z*, то молекула NH_3 имеет форму треугольной пирамиды (рис. 25). На ее вершине находится атом Нитрогена, а в углах основания (правильного треугольника) — атомы Гидрогена.

Связи N–H являются полярными; общие электронные пары смещены к более электроотрицательному атому Нитрогена, который имеет еще и «неподеленную» электронную пару (2*s*-электроны). На этом атоме сосредоточен небольшой отрицательный заряд, а на атомах Гидрогена — положительные заряды.

Из вышеизложенного вытекает, что молекула аммиака является полярной, т. е. представляет собой диполь (рис. 26).



Рис. 25.
Шаростержневая
модель молекулы
аммиака

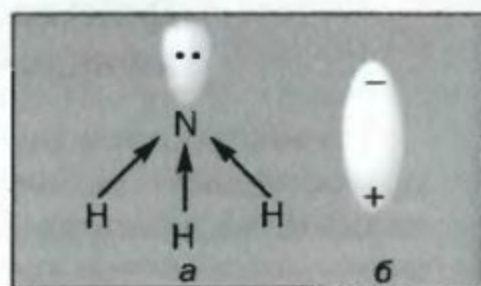


Рис. 26.
Смещение общих
электронных пар
в молекуле аммиака (а)
и изображение диполя (б)

Физические свойства. Аммиак — бесцветный газ с резким запахом. Этот запах имеет и

водный раствор соединения; его техническое название — аммиачная вода, а бытовое — нашатырный спирт. Растворимость аммиака в воде довольно высока: в 1 л воды при температуре 20 °С и давлении 760 мм рт. ст. растворяется почти 700 л этого газа. Такое свойство соединения можно продемонстрировать, выполнив опыт, аналогичный описанному на с. 32.

Аммиак легче воздуха (вычислите, во сколько раз). При охлаждении до температуры -33,4 °С и нормальном давлении он превращается в жидкость.

Аммиак — токсичное вещество. Он раздражает слизистую оболочку глаз, вызывает удушье, головокружение, боль в желудке. Опыты с аммиаком и его концентрированным раствором необходимо проводить в вытяжном шкафу и быть осторожным.

Химические свойства. Рассмотрим несколько важных реакций с участием аммиака.

Реакция с водой. Водный раствор аммиака NH_3 , в отличие от растворов галогеноводородов и сероводорода, проявляет основные свойства.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 2

Действие водного раствора аммиака на индикатор

С помощью пипетки или стеклянной палочки нанесите каплю водного раствора аммиака на полоску универсальной индикаторной бумаги. Как изменяется цвет индикатора? О чем это свидетельствует?

В водном растворе аммиака содержатся ионы OH^- , причем в значительно большем количестве, чем в чистой воде. Выясним причину их появления.

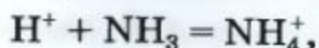
Между молекулами аммиака и воды образуются водородные связи, в частности



Рис. 27.
Модели иона
аммония NH_4^+

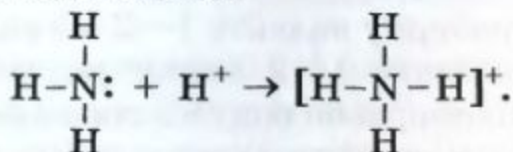
$\delta- \quad \delta+$

$\text{H}_3\text{N}\cdots\text{HOH}$. Они способствуют отщеплению катионов H^+ от некоторых молекул воды, т. е. диссоциации этих молекул: $\text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Катионы Гидрогена тут же соединяются с молекулами аммиака с образованием *ионов аммония* (рис. 27)



а анионы OH^- остаются в растворе, создавая в нем щелочную среду.

Объясним, почему взаимодействуют ион H^+ и молекула NH_3 . Ион H^+ не имеет электронов; $1s$ -орбиталь в нем вакантная. При контакте частиц H^+ и NH_3 в эту орбиталь переходит пара $2s$ -электронов атома Нитрогена, и частицы соединяются:



Таким образом, атом Нитрогена образует четвертую связь. Поскольку эта связь обусловлена парой электронов, она является ковалентной, как и три другие связи.

Реакция аммиака с водой обратима:



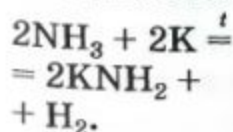
Установлено, что в обычных условиях в реакцию вступает менее 1 % растворенного аммиака. Часть газа постепенно выделяется из раствора и обуславливает его характерный запах.

В химических реакциях раствор аммиака ведет себя как сильно разбавленный раствор щелочи. Поэтому его иногда называют раствором аммонийного основания. Выделить это основание не удастся из-за его полного разложения на аммиак и воду.

Формулу аммонийного основания правильно записывать так: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. В химических уравнениях будем использовать другую формулу — NH_4OH . Такая запись указывает на сходство водного раствора аммиака с

Это интересно

Аммиак реагирует с активными металлами как кислота:



растворами щелочей по химическим свойствам. Кроме формулы NH_4OH для гипотетического соединения используют название «аммоний гидроксид».

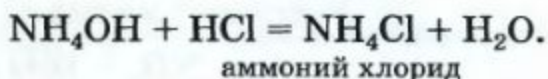
Реакции с кислотами. Раствор аммиака благодаря основным свойствам взаимодействует почти со всеми кислотами. Это — реакции нейтрализации, в результате которых образуются соли аммония.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 3

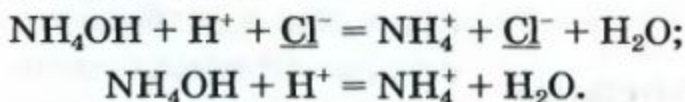
Взаимодействие водного раствора аммиака с кислотой

В пробирку налейте 1—2 мл водного раствора аммиака, добавьте 1—2 капли раствора фенолфталеина и постепенно, небольшими порциями, добавляйте разбавленную хлоридную кислоту. Что наблюдаете?

Химическое уравнение проведенной реакции:



Превратим молекулярное уравнение в ионно-молекулярное, учитывая, что аммонийное основание является слабым (количество ионов NH_4^+ и OH^- в растворе незначительно), а аммоний хлорид — растворимым в воде ионным соединением:



Аммиак может взаимодействовать с хлороводородом и в отсутствие воды. Часто проводят соответствующий опыт, известный под названием «Дым без огня». Одну стеклянную палочку погружают в концентрированный раствор аммиака, другую — в концентрированную хлоридную кислоту. Затем палочки сближают. Появляется

белый дым (рис. 28). Он состоит из очень мелких кристалликов аммоний хлорида — продукта реакции между газами (аммиак и хлороводород постоянно выделяются из капель растворов, которые остались на палочках):

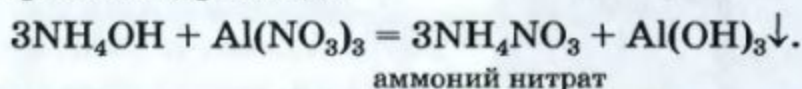


Такой же эффект можно наблюдать, если поставить рядом стаканы с указанными растворами.



Рис. 28.
Опыт
«Дым без огня»

Реакции с солями. Аммиак в водном растворе взаимодействует со многими солями. Реакции происходят в случае образования нерастворимого в воде основания или амфотерного гидроксида:



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 4

Реакция аммиака с солью в водном растворе

В пробирку налейте 1—2 мл раствора феррум(III) хлорида и добавьте 1—2 мл водного раствора аммиака. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Окислительно-восстановительные реакции. Нитроген в аммиаке имеет минимальную степень окисления, равную -3 . Поэтому это соединение может быть восстановителем. В атмосфере кислорода (но не на воздухе) аммиак

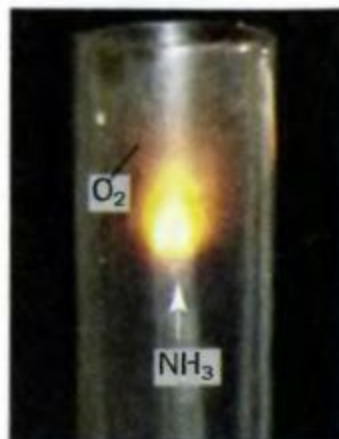


Рис. 29.
Горение аммиака
в кислороде

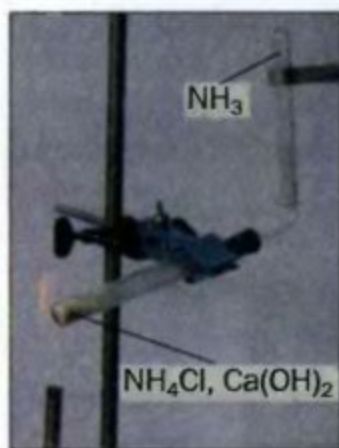
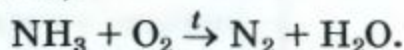
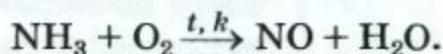


Рис. 30.
Получение
аммиака
в лаборатории

горит с образованием азота и водяного пара (рис. 29):



Если реакция происходит при наличии катализатора (платины), то вместо азота образуется нитроген(II) оксид:



► Составьте для этих реакций схемы окисления и восстановления и подберите коэффициенты.

Получение. В лаборатории аммиак получают, нагревая смесь соли аммония с избытком щелочи или кальций гидроксид:

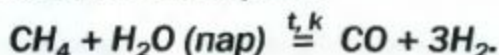


Поскольку аммиак легче воздуха, его собирают в сосуд, перевернутый вверх дном (рис. 30).

В промышленности аммиак производят в большом количестве, осуществляя реакцию между простыми веществами — азотом и водородом. Этот процесс называют синтезом¹ аммиака.

Азот для производства аммиака получают из воздуха, который сначала сильно охлаждают до превращения в жидкость, а затем постепенно повышают температуру. Азот выделяется из жидкого воздуха раньше, чем кислород, поскольку имеет более низкую температуру кипения.

Водород получают взаимодействием природного газа с водяным паром:



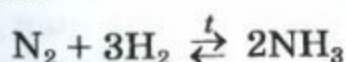
Азот и водород очищают и осушают. Соотношение объемов этих газов в смеси, которую

¹ Термин происходит от греческого слова synthesis — соединение.



Рис. 31.
Завод по
производству
аммиака

подают в колонну синтеза аммиака (рис. 31), отвечает химическому уравнению



и составляет 1 : 3.

Реакцию между азотом и водородом осуществляют при температуре 450—500 °С, давлении 200—300 атм и наличии катализатора.

В указанных условиях в аммиак превращается лишь 20—25 % взятого количества реагентов. Из промышленной установки вместе с аммиаком выходят азот и водород, которые не прореагировали. Смесь этих трех газов охлаждают. Аммиак превращается в жидкость, а газы азот и водород возвращают в технологический процесс, добавляя к исходной азотоводородной смеси. Так добиваются максимального использования веществ.

Полученный аммиак сжижают под давлением и загружают в цистерны (рис. 32).

Рис. 32.
Цистерна для
транспортировки
жидкого
аммиака



Применение. Аммиак широко используют в различных отраслях (схема 3).

Схема 3



Аммиак NH_3 — газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде. Соединение состоит из полярных молекул.

Водный раствор аммиака проявляет основные свойства. Он взаимодействует с кислотами с образованием солей аммония, а также реагирует с солями.

Производство аммиака осуществляют, проводя реакцию между азотом и водородом. В лаборатории это соединение получают нагреванием смеси соли аммония со щелочью или кальций гидроксидом.

Аммиак широко применяют на практике.



43. Как можно объяснить то, что азот плохо растворяется в воде, а аммиак — хорошо?
44. Опишите опыт, изображенный на рисунке 33, и объясните наблюдаемые внешние эффекты.
45. Составьте уравнения реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах) водного раствора аммиака:
 - а) с нитратной кислотой;
 - б) с хром(III) хлоридом;
 - в) с манган(II) сульфатом.
46. Укажите вещества, с которыми реагирует водный раствор аммиака: водород, сульфур(IV) оксид, калий гидроксид, сульфатная кислота, барий карбонат, плюмбум(II) нитрат. Ответы объясните и проиллюстрируйте химическими уравнениями.
47. Превратите приведенные схемы реакций в химические уравнения, укажите в каждом случае элемент-окислитель и элемент-восстановитель:
 - а) $\text{NH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} \text{N}_2 + \text{HCl}$;
 - б) $\text{NH}_3 + \text{CuO} \xrightarrow{t} \text{N}_2 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.Сделайте вывод о поведении аммиака в окислительно-восстановительных реакциях.

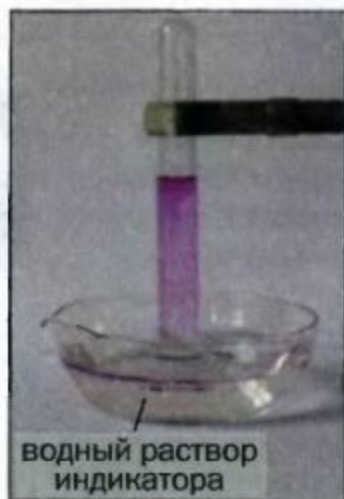


Рис. 33.
Эксперимент
с аммиаком

48. Вычислите плотность аммиака при нормальных условиях и его относительную плотность по водороду.
49. Какой объем аммиака (н. у.) необходимо растворить в 100 г воды, чтобы приготовить раствор с массовой долей NH_3 5 %?
50. Вычислите объем раствора аммиака с массовой долей NH_3 10 % и плотностью $0,96 \text{ г/см}^3$, необходимый для осаждения 26 г алюминий гидроксида из раствора соли Алюминия.
51. При определенной температуре половина аммиака разложилась на азот и водород. Вычислите объемные доли газов в полученной смеси.
52. Смешали 2 л аммиака и 8 л хлора. Увеличится или уменьшится объем смеси по окончании взаимодействия веществ? Во сколько раз? Схема реакции приведена в задании 47, а.

6 Соли аммония

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о свойствах солей аммония;
- выяснить сферы их применения.



Рис. 34.
Соли аммония

Соли аммония отличаются от других солей тем, что содержат сложные катионы NH_4^+ . Это кристаллические, растворимые в воде соединения (см. форзац II); они диссоциируют на ионы, которыми образованы:

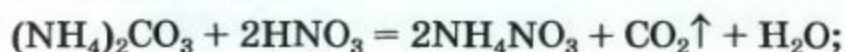


Большинство солей аммония бесцветны, а окраска, например, аммоний дихромата $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ обусловлена анионами (рис. 34).

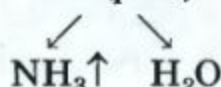
Некоторые соли аммония при слабом нагревании плавятся (аммоний нитрат NH_4NO_3 — при температуре 170°C), многие разлагаются еще до плавления.

Соли аммония, как и соли металлических элементов, вступают в реакции обмена:

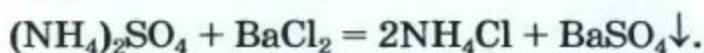
- с кислотами



- со щелочами



- с солями



► Напишите соответствующие ионно-молекулярные уравнения.

Реакции солей аммония со щелочами используют для получения аммиака в лаборатории. Кроме того, такая реакция является *качественной на ионы аммония*: аммиак, который выделяется, легко обнаружить по запаху (сами соли — хлорид, сульфат или нитрат аммония — запаха не имеют).

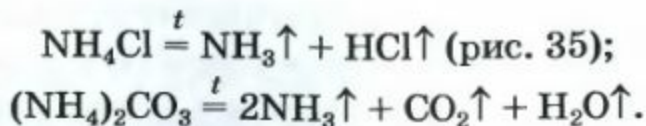
ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 5

Качественная реакция на ионы аммония

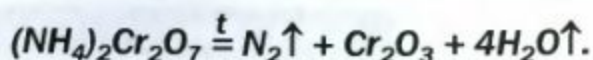
В пробирку налейте немного воды и растворите в ней небольшую порцию соли аммония (хлорида, сульфата или нитрата). Добавьте к приготовленному раствору 1—2 мл раствора щелочи. Появляется ли характерный запах аммиака?

Нагрейте содержимое пробирки, но не до кипения, и поднесите к ее отверстию смоченную водой полоску универсальной индикаторной бумаги. Как изменяется цвет индикатора?

Все соли аммония при нагревании разлагаются. При этом в большинстве случаев образуются аммиак и соответствующие кислоты (или продукты их разложения):



Разложение аммоний дихромата является окислительно-восстановительной реакцией:



Соответствующий опыт имеет название «Химический вулкан». На керамическую плитку насыпают горкой небольшое количество аммоний дихромата (оранжевое кристаллическое вещество). К соединению подносят зажженную спичку и держат несколько секунд, пока не начнется реакция. Ее протекание напоминает извержение вулкана (рис. 36): оранжевые кристаллики вещества, раскаляясь, превращаются в темно-зеленый «пепел» — хром(III) оксид, а из-под твердых частичек веществ выделяются газы — азот и водяной пар.

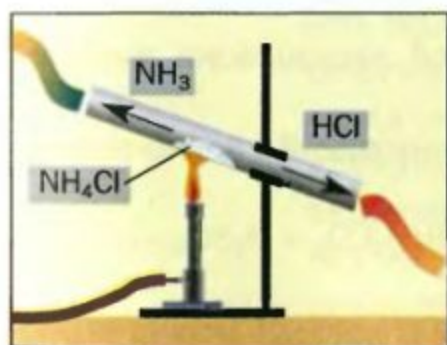


Рис. 35.
Разложение аммоний хлорида

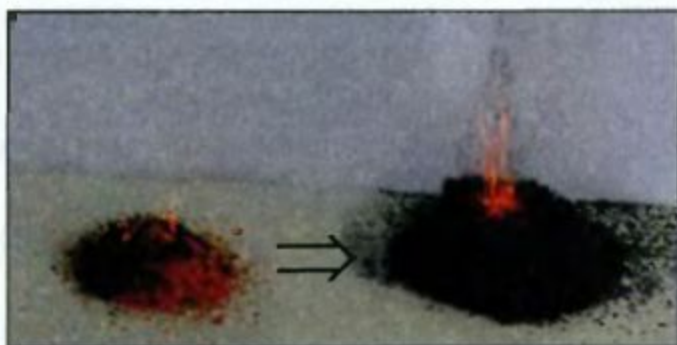


Рис. 36.
Разложение аммоний дихромата

Некоторые соли аммония применяют на практике. Аммоний нитрат NH_4NO_3 (тривиальное название — аммиачная селитра), аммоний сульфат $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, а также аммонийные кислые соли ортофосфатной кислоты (§ 12) являются эффективными минеральными удобрениями. Аммоний хлорид NH_4Cl используют в сухих гальванических элементах. Соль $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ добавляют на хлебокомбинатах и кондитерских фабриках в тесто для

его разрыхления при выпекании. Это соединение уже при слабом нагревании полностью разлагается с образованием лишь газообразных веществ.

ВЫВОДЫ

Соли аммония содержат сложные катионы NH_4^+ . Это кристаллические вещества, растворимые в воде. Почти все они бесцветны, а окраска некоторых соединений обусловлена анионами.

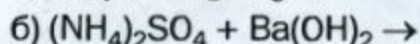
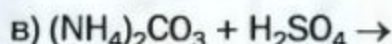
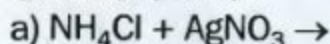
Соли аммония вступают в реакции обмена с кислотами, щелочами, другими солями, а при нагревании разлагаются.

Некоторые соли аммония получили практическое применение.

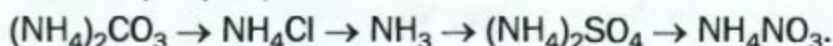


53. Напишите уравнение электролитической диссоциации аммоний нитрата и аммоний сульфида.

54. Составьте химические уравнения (в молекулярной и ионно-молекулярной формах):



55. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:



56. Как экспериментально различить растворы:

а) калий сульфата и аммоний сульфата;

б) аммоний сульфата и аммоний нитрата?

57. Напишите по одному уравнению реакций, в результате которых образуется аммоний бромид, если реагентами являются:

а) основание и кислота;

в) две соли.

б) основание и соль;

58. Какой объем аммиака (н. у.) должен вступить в реакцию с сульфатной кислотой, чтобы образовалось 33 г аммоний сульфата?

59. В результате реакции 20,5 г смеси хлорида и бромиды аммония с достаточным количеством кальция гидроксида получено 0,3 моль аммиака. Вычислите массовые доли солей в исходной смеси.

7 Расчеты по химическим уравнениям (I)

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что называют относительным выходом продукта реакции;
- определять, полностью ли реагент вступит в определенную реакцию;
- вычислять или использовать в задачах относительный выход продукта реакции;
- проводить расчеты по химическим уравнениям в случае избытка одного из реагентов.

Относительный выход продукта реакции.

Осуществление любого технологического процесса невозможно без потерь веществ. Потери происходят уже при транспортировке сырья, его измельчении, растворении, загрузке в реакторы. Многие реакции, проводимые на химических заводах, обратимы. Поэтому достичь полного превращения исходных веществ в целевые продукты не удастся. Кроме того, иногда одновременно с основной реакцией происходит другая (побочная), и часть реагентов расходуется на образование посторонних веществ. Если производство состоит из нескольких стадий, потери веществ увеличиваются. Таким образом, продукта всегда получаем меньше, чем рассчитано по химическому уравнению.

Величину, характеризующую полноту протекания химической реакции или степень превращения одного вещества в другое, называют *относительным выходом продукта реакции*. Эту величину обозначают греческой буквой η (эта) и вычисляют по формулам

$$\eta(A) = \frac{n_{\text{практ.}}(A)}{n_{\text{теор.}}(A)} \cdot 100 \% ; \quad \eta(A) = \frac{m_{\text{практ.}}(A)}{m_{\text{теор.}}(A)} \cdot 100 \% ,$$

а если в результате реакции образуется газ — еще и по формуле

$$\eta(A) = \frac{V_{\text{практ.}}(A)}{V_{\text{теор.}}(A)} \cdot 100 \%,$$

где $n_{\text{практ.}}$, $m_{\text{практ.}}$ и $V_{\text{практ.}}$ — полученные количество вещества, масса или объем вещества A ; $n_{\text{теор.}}$, $m_{\text{теор.}}$ и $V_{\text{теор.}}$ — количество вещества, масса или объем вещества A , рассчитанные по химическим уравнениям.

Покажем, как решают задачи на вычисление относительного выхода продукта реакции и как используют эту величину в химических расчетах.

ЗАДАЧА 1. Из 46,8 г натрия хлорида в результате реакции с достаточным количеством концентрированной сульфатной кислоты получено 21,9 г гидроген хлорида. Найти относительный выход продукта реакции.

Дано:

$$m(\text{NaCl}) = 46,8 \text{ г}$$

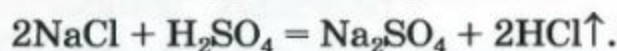
$$m_{\text{практ.}}(\text{HCl}) = 21,9 \text{ г}$$

$$\eta(\text{HCl}) = ?$$

Решение

1-й способ

1. Записываем уравнение реакции:



2. Вычисляем количество вещества гидроген хлорида, которое должно образоваться из 46,8 г NaCl (при отсутствии потерь).

Согласно уравнению реакции, из 2 моль NaCl образуется 2 моль HCl, т. е. такое же количество вещества гидроген хлорида:

$$\begin{aligned} n_{\text{теор.}}(\text{HCl}) &= n(\text{NaCl}) = \\ &= \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{46,8 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль.} \end{aligned}$$

3. Находим количество вещества полученного гидроген хлорида:

$$\begin{aligned} n_{\text{практ.}}(\text{HCl}) &= \frac{m_{\text{практ.}}(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \\ &= \frac{21,9 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,6 \text{ моль.} \end{aligned}$$

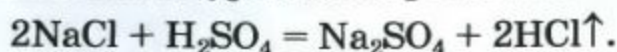
4. Рассчитываем относительный выход продукта реакции:

$$\eta(\text{HCl}) = \frac{n_{\text{практ.}}(\text{HCl})}{n_{\text{теор.}}(\text{HCl})} \cdot 100 \% =$$

$$= \frac{0,6 \text{ моль}}{0,8 \text{ моль}} \cdot 100 \% = 75 \%$$

2-й способ

1. Записываем уравнение реакции:

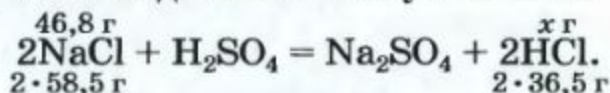


2. Вычисляем массу гидроген хлорида, которая должна образоваться из 46,8 г NaCl (при отсутствии потерь).

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}.$$

Делаем подготовительную запись:



- По химическому уравнению
из 2 · 58,5 г NaCl образуется 2 · 36,5 г HCl,
из 46,8 г NaCl — x г HCl;

$$x = m_{\text{теор.}}(\text{HCl}) = \frac{46,8 \text{ г} \cdot 2 \cdot 36,5 \text{ г}}{2 \cdot 58,5 \text{ г}} = 29,2 \text{ г}.$$

3. Рассчитываем относительный выход продукта реакции:

$$\eta(\text{HCl}) = \frac{m_{\text{практ.}}(\text{HCl})}{m_{\text{теор.}}(\text{HCl})} \cdot 100 \% =$$

$$= \frac{21,9 \text{ г}}{29,2 \text{ г}} \cdot 100 \% = 75 \%$$

Ответ: $\eta(\text{HCl}) = 75 \%$.

ЗАДАЧА 2. Вычислить объем водорода, находившегося в смеси с азотом, если в результате реакции между веществами образовалось 5,6 м³ аммиака NH₃ с относительным выходом 20 %.

Дано:

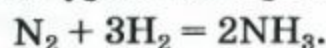
$$V(\text{NH}_3) = 5,6 \text{ м}^3$$

$$\eta(\text{NH}_3) = 20 \%$$

$$V(\text{H}_2, \text{исх.}) — ?$$

Решение

1. Записываем уравнение реакции:



2. Вычисляем объем водорода, который вступил в реакцию, используя закон объемных соотношений газов.

Согласно уравнению реакции,

$$\begin{array}{ccc} \text{из каждых } 3 \text{ м}^3 \text{ H}_2 \text{ образуется } 2 \text{ м}^3 \text{ NH}_3, \\ x \text{ м}^3 \text{ H}_2 & \text{—} & 5,6 \text{ м}^3 \text{ NH}_3; \end{array}$$

$$x = V(\text{H}_2, \text{прореаг.}) = \frac{3 \text{ м}^3 \cdot 5,6 \text{ м}^3}{2 \text{ м}^3} = 8,4 \text{ м}^3.$$

3. Рассчитываем объем водорода, который был в смеси с азотом.

Поскольку относительный выход аммиака составил 20 %, то прореагировало 20 % взятого водорода. Отсюда

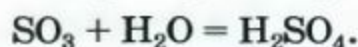
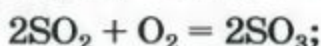
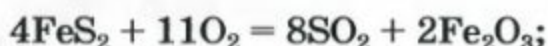
8,4 м³ H₂ составляют 20 %,

$x \text{ м}^3 \text{ H}_2$ — 100 %;

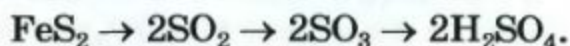
$$x = V(\text{H}_2, \text{исх.}) = \frac{8,4 \text{ м}^3 \cdot 100 \%}{20 \%} = 42 \text{ м}^3.$$

Ответ: $V(\text{H}_2, \text{исх.}) = 42 \text{ м}^3$.

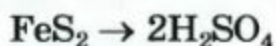
Некоторые технологические процессы являются многостадийными. Так, производство сульфатной кислоты состоит из трех стадий. Если сырьем является пирит, то происходят такие реакции:



На каждой стадии одно сульфурсодержащее соединение превращается в другое. Атомы Сульфура «переходят» из пирита сначала в сульфур(IV) оксид, далее — в сульфур(VI) оксид и, наконец, в сульфатную кислоту. Сопоставляя формулы этих соединений, приходим к выводу, что из 1 моль FeS₂ должно образоваться 2 моль SO₂, затем — 2 моль SO₃ и после третьей стадии — 2 моль H₂SO₄:



Если нужно выяснить, какая масса кислоты может образоваться из определенной массы пирита, то расчет проще выполнить с помощью одного математического действия, используя стехиометрическую¹ схему



¹ Слово происходит от греческих слов stoicheion — основа и metreō — измеряю.

вместо последовательного проведения вычислений по трем уравнениям реакций.

Расчеты по химическим уравнениям в случае избытка одного из реагентов. Для осуществления некоторых реакций ученые или технологи берут одного из реагентов больше, чем необходимо по химическому уравнению, т. е. в избытке. Это обеспечивает достаточную скорость реакции не только в ее начале, но и к завершению.

Иногда нужно осуществить реакцию в смеси веществ, количественный состав которой известен. В этом случае с помощью расчета по химическому уравнению выясняют, достаточно ли каждого вещества для взаимодействия с другим веществом. Если окажется, что один из реагентов взят в избытке, то по массе другого реагента (он полностью вступит в реакцию), его количеству вещества или объему вычисляют массу, количество вещества или объем продукта, которые должны образоваться.

Решим задачи на расчеты по химическим уравнениям, когда один из реагентов имеется в избытке.

ЗАДАЧА 3. Для проведения реакции взяли 9,2 г натрия и 35,5 г хлора. Вычислить массу образовавшегося натрий хлорида.

Дано:

$$m(\text{Na}) = 9,2 \text{ г}$$

$$m(\text{Cl}_2) = 35,5 \text{ г}$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

Решение

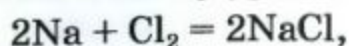
1. Выясняем, полностью ли вступит в реакцию каждое вещество.

Определяем количества вещества натрия и хлора:

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{9,2 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{m(\text{Cl}_2)}{M(\text{Cl}_2)} = \frac{35,5 \text{ г}}{71 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

Согласно химическому уравнению



с каждым 2 моль натрия взаимодействует 1 моль хлора. С 0,4 моль натрия должны прореагировать 0,2 моль хлора, но взято 0,5 моль хлора. Следовательно, не весь хлор вступит в реакцию (его останется 0,3 моль).

2. Вычисляем количество вещества натрия хлорида по количеству вещества натрия (металл прореагирует полностью):

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{Na}) = 0,4 \text{ моль.}$$

3. Находим массу натрий хлорида:

$$\begin{aligned} m(\text{NaCl}) &= n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = \\ &= 0,4 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 23,4 \text{ г.} \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{NaCl}) = 23,4 \text{ г.}$

ЗАДАЧА 4. Для получения феррум(II) сульфата по реакции железа с разбавленной сульфатной кислотой рекомендуют использовать 10 %-й избыток кислоты. Вычислить массу сульфатной кислоты, которая должна быть в растворе, необходимом для получения 20 г феррум(II) сульфата.

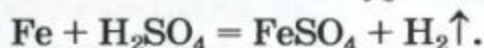
Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{FeSO}_4) &= 20 \text{ г} \\ \text{изб. H}_2\text{SO}_4 &= 10 \% \end{aligned}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{общ.}) = ?$$

Решение

1. Составляем химическое уравнение:



2. Вычисляем массу сульфатной кислоты, которая реагирует с железом с образованием 20 г феррум(II) сульфата.

По химическому уравнению из 98 г H_2SO_4 образуется 152 г FeSO_4 , а по условию задачи

$$\text{из } x \text{ г H}_2\text{SO}_4 \quad \quad \quad \text{—} \quad \quad \quad 20 \text{ г FeSO}_4;$$

$$\begin{aligned} x &= m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{прореаг.}) = \\ &= \frac{98 \text{ г} \cdot 20 \text{ г}}{152 \text{ г}} = 12,9 \text{ г.} \end{aligned}$$

3. Находим общую массу сульфатной кислоты, которая должна быть в растворе с учетом ее 10 %-го избытка:

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{общ.}) &= m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{прореаг.}) + \\ &+ 0,1m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{прореаг.}) = \\ &= 12,9 \text{ г} + 0,1 \cdot 12,9 \text{ г} = 14,19 \text{ г.} \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{общ.}) = 14,19 \text{ г.}$

ВЫВОДЫ

Полноту химического превращения характеризуют относительным выходом продукта реакции. Его рассчитывают делением полученного

количества вещества или массы продукта реакции на количество вещества или массу продукта, которые должны образоваться, исходя из химического уравнения.

Для осуществления некоторых реакций берут избыток одного из реагентов. Этим обеспечивают достаточную скорость реакции и максимально возможный выход ее продукта.

Задачи на вычисление или использование относительного выхода продукта реакции, а также на определение избытка одного из реагентов решают с привлечением соответствующих химических уравнений.



60. Из 400 г кальций бромида получено 280 г брома. Вычислите относительный выход брома.
61. Какая масса хлоридной кислоты с массовой долей хлороводорода 35 % получена в результате реакции 1,17 кг натрия хлорида с избытком концентрированной сульфатной кислоты, если относительный выход хлороводорода составил 80 %?
62. Достаточно ли взять для реакции с кислородом 20 г алюминия, чтобы получить алюминий оксид массой 25,5 г?
63. Магний массой 10 г сожгли в кислороде массой 12 г. Какая масса магний оксида образовалась? Осталось ли после реакции одно из исходных веществ? Если да, то какое именно? Вычислите массу его остатка.
64. В результате реакции некоторой массы алюминия с хлором массой 7,1 г образовалось 8,9 г алюминий хлорида. Весь ли хлор вступил в реакцию? Если нет, то какая масса этого вещества осталась?
65. При нагревании оксида NO_2 объемом 4 л образовался оксид NO объемом 2 л и кислород. Вычислите объем кислорода. Произошло ли полное превращение азот(IV) оксида? Если нет, то определите объем его остатка.
66. После смешивания негашеной извести массой 130 г с водой массой 100 г образовался кальций гидроксид (основа гашеной извести) массой 148 г. Какая масса кальций оксида содержалась в негашеной извести?
67. В результате реакции аммиака с кислородом в присутствии катализатора объем газовой смеси увеличился на 100 мл, и осталось

600 мл кислорода, который не прореагировал. Вычислите массовые доли газов в исходной смеси.

68. Смесь 10 мл водорода и 15 мл метана сожгли в избытке воздуха. Вычислите суммарный объем газообразных продуктов реакций, если до и после опыта условия были одинаковыми. Рассмотрите случаи образования водяного пара и жидкой воды.

8

Оксиды неметаллических элементов

Материал параграфа поможет вам:

- вспомнить состав и названия оксидов;
- углубить свои знания о строении и свойствах оксидов неметаллических элементов;
- выяснить сферы использования этих соединений;
- узнать о значении и влиянии на окружающую среду некоторых оксидов.

Состав и названия соединений. С соединениями, которые называют оксидами, вы подробно ознакомились в 8 классе. Оксиды являются бинарными соединениями Кислорода, в которых степень окисления этого элемента равна -2 .

Гидроген пероксид H_2O_2 и кислород фторид OF_2 не относят к оксидам. В первом соединении Кислород имеет степень окисления -1 , а во втором $+2$.

Общая формула оксидов — E_mO_n . Почти все неметаллические элементы образуют оксиды. Исключениями являются Фтор и три инертных элемента — Гелий, Неон, Аргон.

Для большинства неметаллических элементов существует по несколько оксидов, а для Бора и Гидрогена — по одному. Больше всего оксидов образует Азот; их формулы — N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 .

Формулы важнейших оксидов неметаллических элементов (кроме воды) приведены в таблице 3.

Таблица 3

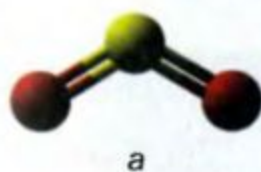
Формулы некоторых оксидов в клетках периодической системы

| Периоды | Группы | | |
|---------|--------------------------|------------------------------------|--|
| | IV | V | VI |
| 2 | C CO, CO ₂ | N NO, NO ₂ | |
| 3 | Si SiO ₂ | P P ₂ O ₅ | S SO ₂ , SO ₃ |

Оксиды CO₂, SiO₂, P₂O₅, SO₃ называют высшими. В таком оксиде степень окисления элемента совпадает с номером группы, в которой он находится. Общие формулы высших оксидов для элементов каждой группы помещены во вспомогательной строке периодической системы (форзац I).

Для оксидов преимущественно используют химические названия. Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента в скобках указывают римской цифрой его степень окисления, причем без знака «плюс»: сульфур(IV) оксид, карбон(II) оксид.

► Дайте химические названия высшим оксидам Карбона, Фосфора и Сульфура.



а



б

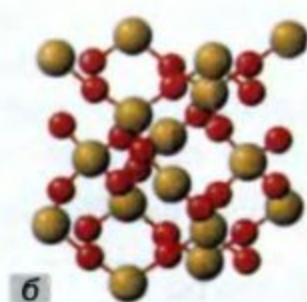
Некоторые оксиды имеют еще и тривиальные названия. Среди них — соединения с формулами CO (угарный газ), CO₂ (углекислый газ), SO₂ (сернистый газ).

Строение соединений. Почти все оксиды неметаллических элементов состоят из молекул. В них ковалентные связи между атомами являются полярными, а сами молекулы могут быть полярными и неполярными.

► Докажите, что молекула SO₂ полярная, а CO₂ — неполярная. Воспользуйтесь моделями молекул, приведенными на рисунке 37.

Рис. 37.
Шаро-
стержневые
модели молекул
SO₂ (а) и CO₂ (б)

Рис. 38.
Минерал
кварц SiO_2 (а)
и модель
строения его
кристалла (б)



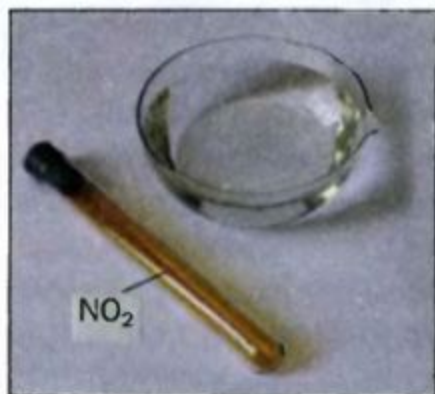
Силиций(IV) оксид имеет атомное строение (рис. 38).

Физические свойства. Оксиды неметаллических элементов в обычных условиях пребывают в различных агрегатных состояниях. Так, соединения SO_2 , NO_2 , NO , CO_2 , CO являются газами (первые два имеют характерные запахи), N_2O_4 — жидкость, а оксиды P_2O_5 , SiO_2 — твердые вещества.

Интересный факт связан с существованием двух оксидов Нитрогена(IV). Один оксид имеет формулу NO_2 (бурый газ), второй — N_2O_4 (бесцветная жидкость или белое твердое вещество). При охлаждении соединение NO_2 превращается в N_2O_4 , а при нагревании происходит обратная реакция.

Соединения SO_2 , SO_3 , NO_2 , CO_2 , P_2O_5 и многие другие оксиды неметаллических элементов растворяются в воде (рис. 39), взаимодействуя с ней и превращаясь в кислоты.

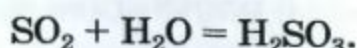
Рис. 39.
Растворение
кислотного
оксида
в воде



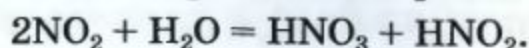
Химические свойства. Почти все оксиды неметаллических элементов относятся к

кислотным оксидам. Оксиды H_2O , CO , N_2O и NO являются несолеобразующими. Они не реагируют со щелочами и кислотами, а солей, соответствующих этим оксидам, не существует.

Реакции с водой. Вы знаете, что кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием кислот:



Оксид NO_2 отличается от других кислотных оксидов тем, что не имеет «собственной» кислоты. Продуктами его реакции с водой являются две кислоты — нитратная и нитритная:



Это — окислительно-восстановительная реакция; в ней окисляется и восстанавливается один и тот же элемент — Нитроген. Часть его атомов повышает степень окисления от +4 до +5 (в соединении HNO_3), а другая — понижает от +4 до +3 (в соединении HNO_2).

Кислотные свойства высших оксидов неметаллических элементов в каждом периоде усиливаются слева направо. В этом же направлении возрастает сила соответствующих кислот. Например, оксид SiO_2 не взаимодействует с водой, а P_2O_5 активно вступает в реакцию с ней; кислота H_2SiO_3 является очень слабой, а H_3PO_4 — кислота средней силы.

Существует еще одна закономерность: чем выше валентность неметаллического элемента в оксиде, тем в большей мере выражены кислотные свойства у оксида и соответствующей кислоты. Так, в обычных условиях реакция оксида SO_2 с водой является обратимой, а оксид SO_3 взаимодействует с ней полностью; кислота H_2SO_3 относится к кислотам средней силы, а H_2SO_4 — сильная кислота.

Реакции с основными и амфотерными оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами. Вам известно, что при взаимодействии кислотных оксидов с соединениями основной или амфотерной природы образуются соли.

Это интересно
Фосфор(V) оксид используют в научных исследованиях для осушки газов.

- Составьте уравнение реакции сульфур(IV) оксида с литий оксидом.

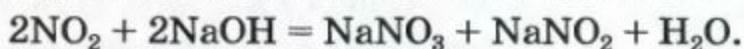
ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 6

Взаимодействие карбон(IV) оксида с раствором кальций гидроксида

Налейте в пробирку раствор кальций гидроксида (известковую воду). В другую пробирку осторожно поместите несколько кусочков мрамора, добавьте 3—5 мл разбавленной хлоридной кислоты и закройте эту пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Трубку быстро погрузите в раствор кальций гидроксида. Что наблюдаете? Каковы цвет и характер осадка?

Напишите уравнение реакции карбон(IV) оксида с кальций гидроксидом.

Нитроген(IV) оксид, реагируя со щелочами, образует соли нитратной и нитритной кислот:

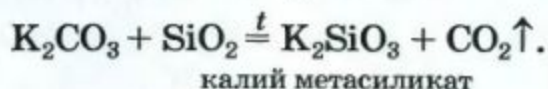


Другие реакции. Некоторые оксиды могут взаимодействовать с кислородом или разлагаться с образованием других оксидов:



- Как изменяются степени окисления Карбона и Сульфура в этих реакциях?

Оксид SiO_2 , будучи нелетучим, при нагревании реагирует с солями, образованными летучими кислотными оксидами:



Получение оксидов. Многие оксиды неметаллических элементов можно получить, осуществив реакцию между неметаллом и кислородом. Эти превращения, как правило, сопровождаются выделением теплоты, а нередко и горением

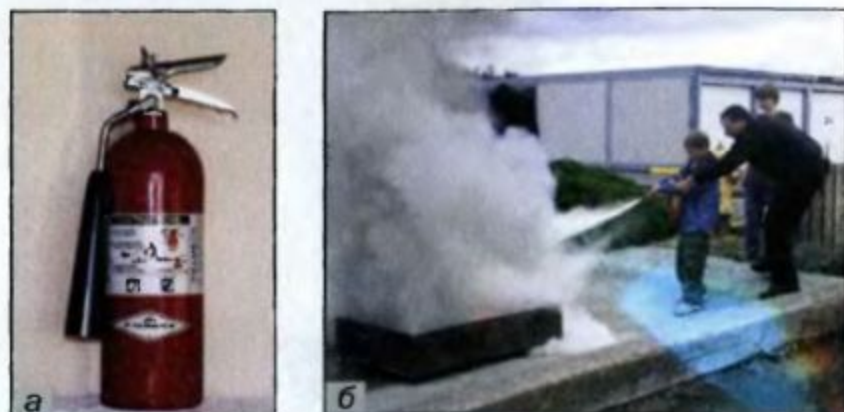
веществ. Не взаимодействуют с кислородом галогены и инертные газы. Соответствующие оксиды получают, проводя другие реакции.

Если для элемента существует несколько оксидов, то предугадать, какой из них образуется в результате реакции неметалла с кислородом, не всегда удается. Продуктом горения углерода на воздухе является углекислый газ CO_2 (иногда — с примесью угарного газа CO), а продуктом горения серы — сернистый газ SO_2 (с примесью оксида SO_3). Взаимодействие азота и кислорода, которое происходит при очень высокой температуре, приводит к образованию nitrogen(II) оксида NO , хотя существуют другие оксиды Нитрогена.

Применение. Оксиды многих неметаллических элементов используют на практике.

Углекислый газ применяют в средствах для тушения пожаров. Он не поддерживает горения и, будучи тяжелее воздуха, изолирует от него горящие предметы или вещества. Современные огнетушители (рис. 40) содержат жидкий карбон(IV) оксид, а в их предшественниках углекислый газ образовывался в результате реакции соды с сульфатной кислотой. Добавление углекислого газа в воздух теплиц ускоряет созревание ранних овощей. Этот газ используют для приготовления газированных напитков.

Рис. 40.
Огнетушитель (а)
и его
применение (б)



Песок, состоящий в основном из силиций(IV) оксида, применяют в строительстве, для производства стекла, бетона.

Оксиды NO и NO_2 являются промежуточными продуктами в производстве нитратной кислоты, а SO_2 — сульфатной. Карбон(II) оксид CO входит в состав горючих газовых смесей и служит исходным веществом для синтеза метанола. Из фосфор(V) оксида P_2O_5 производят часть ортофосфатной кислоты H_3PO_4 .

Оксиды неметаллических элементов и окружающая среда. Особое значение среди всех оксидов для окружающей среды имеет вода. Это вещество принимает участие в геологических процессах, изменяет рельеф планеты, влияет на климат и погоду. Все процессы в живых организмах происходят в водных растворах.

Роль карбон(IV) оксида, или углекислого газа, не менее важна. Это соединение вместе с водой принимает участие в фотосинтезе, регулирует тепловой баланс на Земле.

Парниковый эффект. Нагретая Солнцем поверхность нашей планеты отдает в космическое пространство часть полученной тепловой энергии в виде инфракрасных лучей. Углекислый газ способен поглощать эти лучи¹ и, несмотря на незначительное содержание в атмосфере ($\varphi(\text{CO}_2) \approx 0,04\%$), задерживает часть теплоты на Земле (рис. 41).

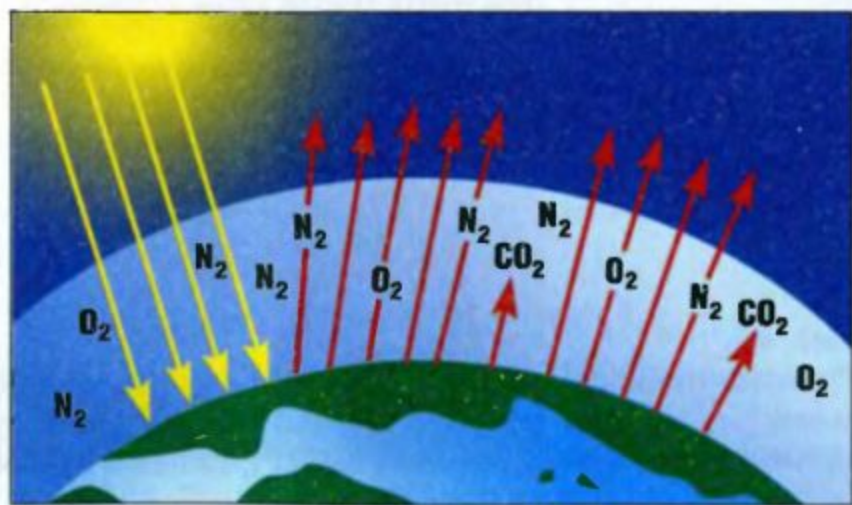


Рис. 41.
Парниковый эффект

¹ Этим свойством обладают также метан и некоторые другие газы (они являются примесями в воздухе).

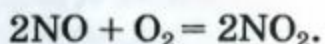


Рис 42.
Плакат о
возможном
глобальном
потеплении

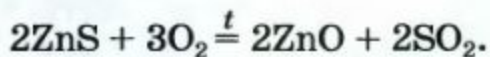
Такое явление называют парниковым эффектом. Ныне растения не успевают поглощать в процессе фотосинтеза углекислый газ, который выделяют промышленные и теплоэнергетические предприятия, а также автотранспорт. Ученые допускают, что на планете скоро может потеплеть на несколько градусов. Растает значительное количество льда в Арктике и Антарктиде (рис. 42), повысится уровень Мирового океана, и будут затоплены большие территории. Для того чтобы предотвратить это, необходи-

мо ограничить поступление углекислого газа в атмосферу, постепенно заменяя тепловую энергетику другой, в том числе альтернативной, уменьшая потребление топлива и горючего, а также расширять площади зеленых насаждений.

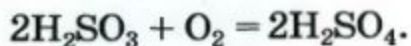
Кислотные осадки. Оксиды Нитрогена и Сульфура являются одними из основных загрязнителей воздуха. При высокой температуре, которая достигается при горении топлива и горючего, азот начинает взаимодействовать с кислородом. Образующийся нитроген(II) оксид реагирует с кислородом уже в обычных условиях:



Сульфур(IV) оксид попадает в воздух при сжигании угля¹, а также с газовыми выбросами при обжиге сульфидных руд:



Оксиды NO_2 и SO_2 взаимодействуют с атмосферной влагой. Продуктами этих реакций являются нитратная, нитритная и сульфитная кислоты, а сульфитная еще и окисляется кислородом в сульфатную кислоту:



¹ Уголь содержит примеси соединений Сульфура.

Эти кислоты вместе с дождем и снегом попадают на земную поверхность.

Кислотные осадки наносят большой ущерб окружающей среде. Они уменьшают урожаи сельскохозяйственных культур, вызывают различные заболевания у животных и людей, разрушают здания и памятники из мрамора, известняка (рис. 43), усиливают коррозию металлических изделий. Кроме того, оксиды NO , NO_2 и SO_2 принимают участие в образовании смога над большими городами и промышленными центрами.

Рис. 43.
Последствия
кислотных
осадков



Предотвратить образование оксидов Нитрогена можно, снизив температуру сгорания топлива и горючего. С целью уменьшения выбросов сернистого газа теплоэнергетические предприятия отдают предпочтение топливу с меньшим содержанием Сульфур, а отработанные газы очищают от сульфур(IV) оксида пропусканием через водную суспензию кальций гидроксида, раствор натрий сульфита либо распыляют в них мел, негашеную известь.

Физиологическое действие оксидов. Большинство оксидов неметаллических элементов токсичны. Угарный газ CO очень ядовит. Он не имеет запаха, и человек его не ощущает. Нередки случаи смертельного отравления людей угарным газом из-за плохой тяги в домах с печным отоплением, а также в гаражах при длительной работе автомобильного двигателя.

В течение часа двигатель автомобиля может «выработать» от 3 до 6 м³ угарного газа. В современных автомобилях выхлопные газы проходят через катализаторы. Благодаря им происходят реакции карбон(II) оксида и остатков горючего с кислородом воздуха. Продуктами таких реакций являются углекислый газ и вода.

Углекислый газ не считают токсичным веществом. Однако, если объемная доля этого газа в воздухе достигает 0,25 %, человек начинает ощущать удушье. Высокая концентрация карбон(IV) оксида может привести к смерти из-за остановки дыхания.

ВЫВОДЫ

Почти все неметаллические элементы образуют оксиды.

Большинство оксидов неметаллических элементов относится к кислотным оксидам. Они взаимодействуют с водой с образованием кислот, а также с основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами с образованием солей.

Оксиды H_2O , CO , N_2O и NO являются несолеобразующими.

Вода и углекислый газ принимают участие в геологических и биохимических процессах, а оксиды Нитрогена и Сульфура являются причиной кислотных осадков.

Оксиды неметаллических элементов широко используют на практике.



69. Напишите по одной формуле оксидов неметаллических элементов различного состава.
70. Какие значения могут иметь индексы в общей формуле оксидов?

71. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:
- а) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$ б) $\text{CO}_2 + \text{MgO} \rightarrow$ в) $\text{CO}_2 + \text{LiOH} \rightarrow$
 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{BaCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow$ $\text{CaCO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
72. Напишите формулы продуктов реакций и подберите коэффициенты методом электронного баланса:
- а) $\text{CuS} + \text{O}_2 \rightarrow$
б) $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$
73. Используя материалы Интернета или другие источники информации, подготовьте небольшое сообщение о влиянии оксидов Нитрогена и Сульфура на организм человека.
74. Какой из газов тяжелее — углекислый или угарный? Во сколько раз?
75. Вычислите среднюю молярную массу и плотность по водороду смеси оксидов Карбона, если объем угарного газа в ней втрое больше объема углекислого газа.
76. Смесь оксидов Карбона объемом 22 мл сожгли в избытке воздуха. Объем кислорода, который вступил в реакцию, составил 9 мл. Вычислите объем карбон(IV) оксида в исходной смеси.
77. Двигатель автомобиля, работая вхолостую, выделяет каждую минуту 80 мг CO. За какое время в гараже 4 м x 5 м x 3 м содержание угарного газа в воздухе достигнет 0,03 мг/л?
78. На сжигание 3,8 г смеси метана и угарного газа израсходовано 10,4 г кислорода. Вычислите массы газов в смеси.
79. Элемент VI группы образует два оксида. Один оксид содержит 50 % Оксигена по массе и имеет относительную молекулярную массу, которая в 1,25 раза меньше относительной молекулярной массы другого оксида. Выведите формулы оксидов.

9

Сульфатная кислота. Сульфаты

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о физических свойствах сульфатной кислоты;
- сопоставить химические свойства концентрированной и разбавленной сульфатной кислоты;
- расширить свои знания о сульфатах;
- выяснить сферы использования сульфатной кислоты и ее солей.

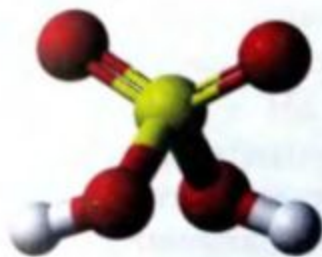
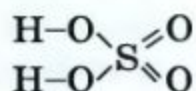


Рис. 44.
Шаростержневая
модель молекулы
сульфатной
кислоты

Сульфатная кислота. Сульфатная, или серная, кислота имеется в каждом школьном химическом кабинете. Вам хорошо известна ее формула — H_2SO_4 .

Строение молекулы. Сульфатная кислота, как и другие кислоты, — молекулярное соединение (рис. 44). Графическая формула молекулы:



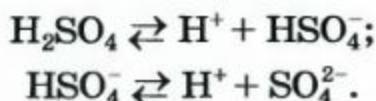
- Укажите значения валентности и степени окисления Сульфура в сульфатной кислоте.

Физические свойства. В обычных условиях чистая сульфатная кислота — бесцветная маслянистая жидкость без запаха, которая почти вдвое тяжелее воды ($\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$). Температура плавления соединения составляет $+10,3^\circ\text{C}$, а кипения $+280^\circ\text{C}$. При кипении кислота начинает разлагаться на сульфур(VI) оксид и воду.

Это интересно
Сульфатную кислоту раньше называли купоросным маслом.

Сульфатная кислота неограниченно растворяется в воде, т. е. смешивается с ней в любых соотношениях, образуя раствор. Растворение кислоты в воде сопровождается выделением большого количества теплоты. Для того чтобы из концентрированной сульфатной кислоты приготовить ее разбавленный раствор, кислоту добавляют в воду, а не наоборот. Тогда температура жидкости возрастает медленнее, и удастся предотвратить ее закипание и разбрызгивание.

Химические свойства. Сульфатная кислота благодаря наличию в молекуле двух ковалентных полярных связей $\text{O}-\text{H}$ является двухосновной. Ее диссоциация по первой стадии в разбавленном растворе происходит почти полностью (это сильная кислота), а по второй — частично:

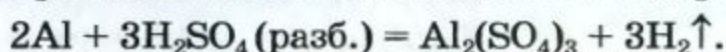


Однако в ионно-молекулярных уравнениях сульфатную кислоту принято записывать такой совокупностью ионов: $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Реакции с металлами. Сульфатная кислота взаимодействует почти со всеми металлами. Возможность этих реакций, а также состав их продуктов зависят от концентрации кислоты и химической активности металла. Металл всегда является восстановителем. Поэтому сульфатная кислота, реагируя с ним, выполняет роль окислителя и восстанавливается.

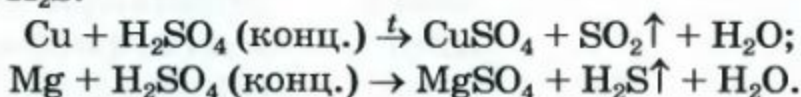
В молекуле $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$ могут восстанавливаться (понижать степень окисления) два элемента — Гидроген и Сульфур.

Если с металлом взаимодействует разбавленная сульфатная кислота, то восстанавливается Гидроген. Продукты реакции — сульфат металлического элемента и водород:



Напоминаем, что «вытеснять» водород из кислот могут металлы, расположенные в ряду активности перед ним. С разбавленной сульфатной кислотой не реагируют медь (рис. 45, а), ртуть, золото, платина, другие химически пассивные металлы.

Если реагентом является концентрированная сульфатная кислота, то восстанавливается Сульфур. С концентрированной кислотой реагируют также металлы, которые расположены в ряду активности после водорода (кроме золота и платины). Чем активнее металл, тем сильнее восстанавливается Сульфур. Малоактивные металлы восстанавливают кислоту до $\overset{+4}{\text{SO}}_2$ (рис. 45, б), а очень активные — до $\overset{-2}{\text{H}}_2\text{S}$:



► Составьте схемы окисления, восстановления и подберите коэффициенты методом электронного баланса.

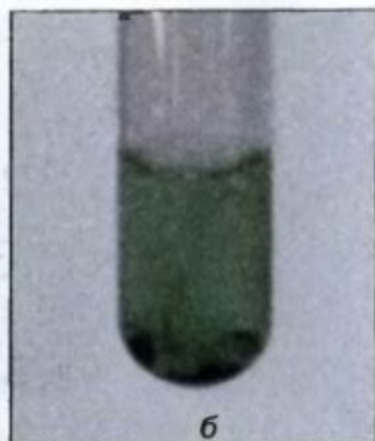
Это интересно

Массовая доля воды в концентрированной сульфатной кислоте обычно составляет от 2 до 7,5 %.

Рис. 45.

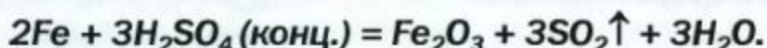
Отношение меди
к сульфатной
кислоте:

а — разбавленной;
б — концентриро-
ванной



В случае участия в реакции металла средней активности образуется сера или одновременно происходят две реакции — с образованием H_2S и S или S и SO_2 .

Если в холодную концентрированную сульфатную кислоту поместить кусочек железа, то мы не заметим взаимодействия веществ. На самом деле кислота начинает реагировать с металлом:



Однако реакция сразу прекращается, так как на поверхности металла образуется тонкая пленка феррум(III) оксида, инертная по отношению к кислоте (оксид реагирует с кислотой только при нагревании). Это явление называют пассивацией. Аналогично ведет себя в такой ситуации алюминий.

Реакции со сложными веществами. Сульфатная кислота взаимодействует с основными и амфотерными оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами с образованием в каждом случае соли (сульфата) и воды. Будучи нелетучей и сильной кислотой, она вступает в реакции обмена с большинством солей.

► Напишите уравнения реакций сульфатной кислоты с соединениями, которые имеют такие формулы: Li_2O , $Fe(OH)_3$, Na_3PO_4 .

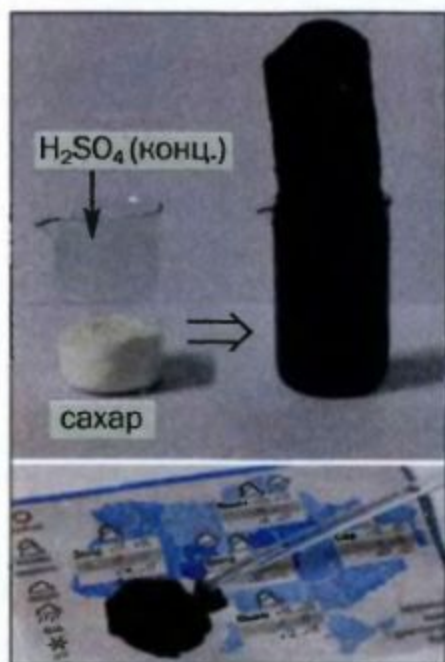


Рис. 46.

Разложение сахара и целлюлозы под действием концентрированной сульфатной кислоты

Чистая сульфатная кислота, а также ее концентрированный раствор разрушают бумагу, ткани, древесину, полимерные материалы (рис. 46). Одной из причин являются водоотнимающие свойства этой кислоты. Она хорошо поглощает и водяной пар.

Применение. Сульфатную кислоту широко используют на практике (схема 4).

Сульфаты. Сульфатная кислота образует соли, общее название которых — сульфаты (рис. 47). Большинство сульфатов растворяется в воде. При выпаривании их растворов часто выделяются кристаллогидраты, например $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$. Малорастворимыми являются соли CaSO_4 и Ag_2SO_4 , а практически нерастворимыми — BaSO_4 и PbSO_4 . Образование осадка барий сульфата используют как качественную реакцию на ионы SO_4^{2-} .

Схема 4

Применение сульфатной кислоты



Рис. 47.
Сульфаты



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 7

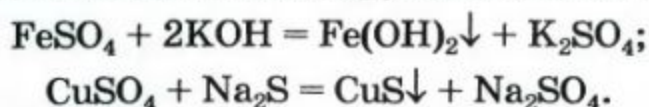
Качественная реакция на сульфат-ионы

В одну пробирку налейте немного раствора натрия сульфата, в другую — разбавленной сульфатной кислоты. В обе пробирки добавьте по 1—2 мл раствора барий хлорида (или барий нитрата). Что происходит? Какое соединение выпало в осадок? Каковы цвет и характер осадка?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Можно ли без проведения дополнительного опыта сделать вывод о нерастворимости осадка барий сульфата в сильных кислотах? Ответ обоснуйте.

Водорастворимые сульфаты проявляют свойства, характерные для солей, и могут реагировать со щелочами, другими солями:



► Укажите, почему эти реакции происходят.

Поскольку сульфатная кислота является сильной и нелетучей, то сульфаты, как правило, не взаимодействуют с другими кислотами.

Рис. 48.
Применение
гипса



Многие сульфаты применяют на практике. Натрий сульфат используют в производстве соды и стекла. Калий сульфат является калийным удобрением. Кальций сульфат, дигидрат, или гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, используют в строительстве, монументальном искусстве, медицине (рис. 48). Купрум(II) сульфат, пентагидрат, или медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, применяют в сельском хозяйстве против болезней и вредителей растений.

ВЫВОДЫ

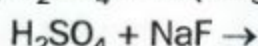
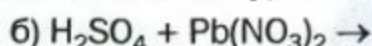
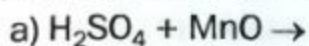
Сульфатная кислота H_2SO_4 — бесцветная маслянистая жидкость без запаха, которая неограниченно растворяется в воде. Это сильная и нелетучая двухосновная кислота. Она взаимодействует с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами, а также солями с образованием сульфатов.

Сульфатную кислоту и ее соли широко применяют в различных отраслях.

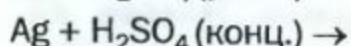
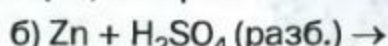
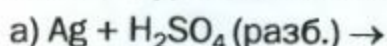
?

80. Как объяснить то, что при продолжительном пропускании воздуха в концентрированную сульфатную кислоту ее масса немного увеличивается?
81. Можно ли применить для нейтрализации концентрированной сульфатной кислоты, брызги которой попали на кожу, раствор натрий гидроксида? Почему?

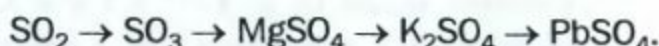
82. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:



83. Составьте уравнения только тех реакций, которые возможны:



84. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:



85. Каких молекул — H_2SO_4 или H_2O — больше в концентрированной сульфатной кислоте с массовой долей H_2SO_4 98 %? Во сколько раз? (Устно.) Электролитической диссоциацией кислоты пренебречь.

86. Соотношение масс сульфатной кислоты и воды в некотором растворе составляет 1 : 7. Вычислите массовую долю кислоты в растворе. (Устно.)

87. В какую массу воды нужно добавить 60 г концентрированной сульфатной кислоты с массовой долей H_2SO_4 98 %, чтобы приготовить раствор с массовой долей H_2SO_4 20 %?

88. Выведите формулу кристаллогидрата натрий сульфата, если массовая доля Сульфура в кристаллогидрате составляет 9,94 %.

89. На предприятии из 1000 м^3 сульфур(IV) оксида (н. у.) произведено 2352 л концентрированной сульфатной кислоты с массовой долей H_2SO_4 95 % и плотностью $1,835 \text{ г/см}^3$. Вычислите относительный выход кислоты.

10

Нитратная кислота. Нитраты

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о физических свойствах нитратной кислоты;
- сопоставить свойства концентрированной и разбавленной нитратной кислоты;
- расширить свои знания о нитратах;
- выяснить сферы применения нитратной кислоты и ее солей.



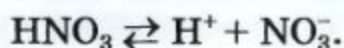
Рис. 49.
Масштабная
модель
молекулы HNO_3

Это интересно
Нитратную
кислоту
получали и
использовали
еще алхимики
в XVII в.

Нитратная кислота. Нитратная, или азотная, кислота HNO_3 — одна из важнейших кислот (рис. 49). Степень окисления Нитрогена в ней равна +5 и является наивысшей для этого элемента.

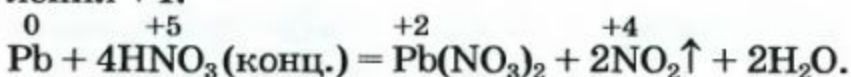
Физические свойства. Чистая нитратная кислота в обычных условиях — бесцветная жидкость с неприятным запахом, которая тяжелее воды ($\rho = 1,513 \text{ г/см}^3$). Это летучая кислота; ее температура кипения при нормальном давлении равна $+83^\circ\text{C}$. Соединение смешивается с водой в любых соотношениях, образуя раствор.

Химические свойства. Нитратная кислота относится к сильным кислотам. В разбавленных растворах она почти полностью диссоциирует на ионы:



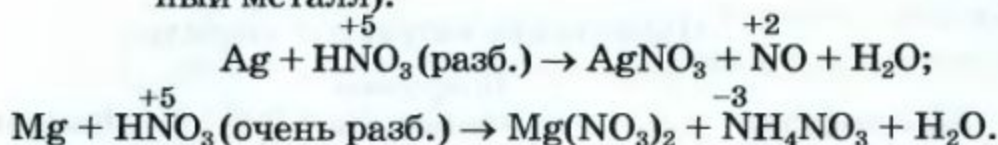
Реакции с металлами. Нитратная кислота взаимодействует почти со всеми металлами за исключением наиболее пассивных — золота, платины. В результате этих реакций *водород не выделяется*. Причина состоит в том, что атом Нитрогена в степени окисления +5, находящийся в молекуле HNO_3 , проявляет большую способность присоединять электроны, чем атом Гидрогена в степени окисления +1. Таким образом, окислителем в азотной кислоте является Нитроген, а не Гидроген.

Восстановление кислоты HNO_3 может происходить до оксидов NO_2 , NO , N_2O , азота N_2 и аммоний нитрата¹ NH_4NO_3 . Если реагентом является концентрированный раствор кислоты, то Нитроген независимо от активности металла восстанавливается до степени окисления +4:



¹ Аммиак NH_3 не образуется, поскольку реагирует с нитратной кислотой: $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$.

В разбавленном растворе кислота восстанавливается как минимум до нитроген(II) оксида ($\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$). Чем активнее металл и чем меньше концентрация кислоты в растворе, тем существеннее понижается степень окисления Нитрогена. Проиллюстрируем два крайних случая реакциями с серебром (очень пассивный металл) и магнием (очень активный металл):



► Напишите схемы окисления, восстановления и подберите коэффициенты.

Холодная концентрированная нитратная кислота, как и концентрированная сульфатная, пассивирует алюминий, железо (с. 71, 166, 175), некоторые другие металлы.

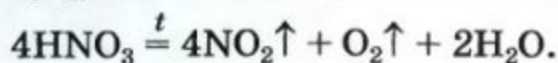
Реакции со сложными веществами. Нитратная кислота реагирует с основными и амфотерными оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами, многими солями. Среди продуктов всех этих реакций — соли нитратной кислоты (нитраты).

► Напишите уравнения реакций нитратной кислоты с магний оксидом, алюминий гидроксидом, кальций карбонатом.



Рис. 50.
Нитратная
кислота

Термическое разложение. При нагревании или на свету концентрированная нитратная кислота разлагается с образованием нитроген(IV) оксида (бурый газ), благодаря которому приобретает желтую окраску (рис. 50) и неприятный запах:



Можно было ожидать, что продуктами разложения будут вода и оксид N_2O_5 , от

которого происходит кислота. Однако нитроген(V) оксид неустойчив даже в обычных условиях ($2\text{N}_2\text{O}_5 = 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$) и потому не образуется.

Нитратная кислота токсична. Она вызывает ожоги, пожелтение кожи.

Применение. Нитратную кислоту используют во многих отраслях (схема 5).

Схема 5

Применение нитратной кислоты



Нитраты. Нитратная кислота образует соли — нитраты (рис. 51). Это кристаллические, растворимые в воде соединения. При выпаривании их растворов в большинстве случаев образуются кристаллогидраты.

Нитраты проявляют все характерные свойства солей. Они вступают в реакции обмена со



Рис. 51.
Нитраты

щелочами, другими солями, некоторыми кислотами.

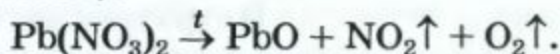
- Напишите уравнения реакций магний нитрата с барий гидроксидом, аммоний карбонатом, сульфатной кислотой. Укажите, в каких условиях протекает каждая реакция.

Нитраты, как и нитратная кислота, разлагаются при нагревании. Известны три варианта таких превращений.

1. Соли щелочных и щелочноземельных элементов (кроме Магния) разлагаются на нитриты (соли нитритной кислоты HNO_2) и кислород:



2. Нитраты большинства металлических элементов (им соответствуют металлы в ряду активности от магния до меди включительно) разлагаются на оксиды этих элементов, nitrogen(IV) оксид и кислород (рис. 52):



Эта реакция по своим продуктам напоминает реакцию разложения нитратной кислоты (с. 77).

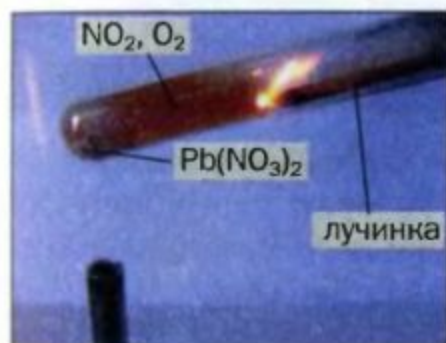
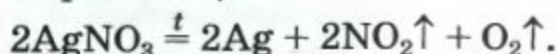


Рис. 52.
Термическое разложение
плюмбум(II) нитрата

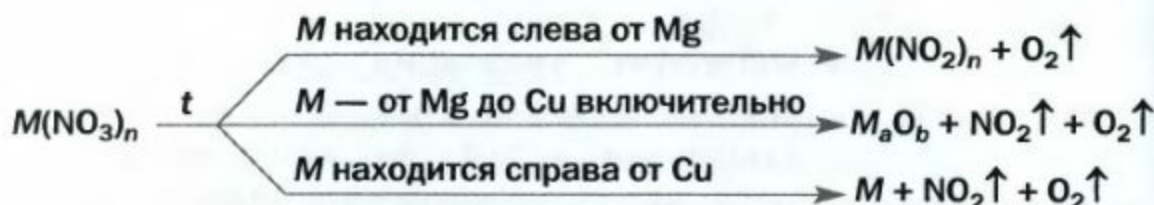
- Какие элементы в двух последних реакциях изменяют степени окисления и как именно? Напишите схемы окисления и восстановления, составьте химические уравнения.

3. Соли Аргентума и Меркурия разлагаются с образованием соответствующих металлов (оксиды этих элементов недостаточно устойчивы к нагреванию):



Варианты термического разложения нитратов обобщены на схеме 6.

Термическое разложение нитратов



Некоторые нитраты широко используют на практике. Соли NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и NH_4NO_3 являются азотными удобрениями, а KNO_3 — комбинированным, азотно-калийным удобрением. Нитраты Калия, Натрия и аммония применяют в производстве взрывчатых веществ, а Лития, Стронция и Бария — в качестве компонентов пиротехнических смесей.

ВЫВОДЫ

Нитратная кислота — бесцветная жидкость с неприятным запахом, которая неограниченно растворяется в воде, а при нагревании разлагается. Это сильная и летучая кислота.

Нитратная кислота взаимодействует с металлами. В результате этих реакций водород не выделяется, а происходит восстановление атомов Нитрогена, которое зависит от концентрации кислоты и активности металла.

Нитратная кислота вступает в реакции с основными и амфотерными оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами, а также солями с образованием нитратов.

Соли нитратной кислоты — кристаллические вещества, растворимые в воде. Они вступают в реакции обмена со щелочами, другими солями, некоторыми кислотами, разлагаются при нагревании. Продукты термического разложения нитратов зависят от положения соответствующих металлов в ряду активности.

Нитратная кислота и некоторые нитраты получили широкое применение в различных отраслях.

100. Вычислите суммарный объем газов (в перерасчете на нормальные условия), которые выделяются в результате полного термического разложения 7,4 г магний нитрата.
101. При прокаливании 12,1 г кристаллогидрата купрум(II) нитрата образовалось 4 г купрум(II) оксида. Выведите формулу кристаллогидрата.
102. Калий нитрат при нагревании потерял 10 % своей массы. Какие вещества содержатся в твердом остатке после реакции? Вычислите их массовые доли.

11

Ортофосфатная кислота. Ортофосфаты

Материал параграфа поможет вам:

- расширить свои знания об ортофосфатной кислоте и ортофосфатах;
- узнать о кислых солях, их составе и названиях;
- выяснить сферы использования ортофосфатной кислоты и ее солей.

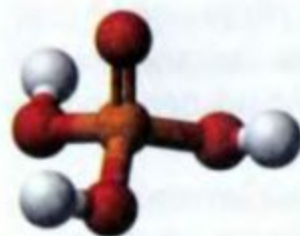


Рис. 53.
Шаростержневая
модель молекулы
ортофосфатной
кислоты

Ортофосфатная кислота. Это одна из важнейших неорганических кислот. Ее формула — H_3PO_4 . Раньше эту кислоту называли ортофосфорной.

Ортофосфатная кислота — белое гигроскопичное твердое вещество с температурой плавления $+42,5\text{ }^\circ\text{C}$. Соединение неограниченно растворяется в воде.

Химические свойства. Поскольку в молекуле ортофосфатной кислоты имеются три гидроксогруппы (рис. 53), она является трехосновной.

Ортофосфатная кислота относится к кислотам средней силы.

- Напишите уравнения всех стадий диссоциации соединения. Каких ионов в растворе ортофосфатной кислоты больше всего, а каких — меньше всего?

В ионно-молекулярных уравнениях кислоты H_3PO_4 записывают в недиссоциированной форме, которая в растворе преобладает.

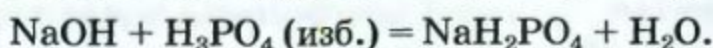
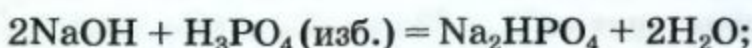
Реакции со сложными веществами. Ортофосфатная кислота реагирует с соединениями основной и амфотерной природы (оксидами, гидроксидами) с образованием солей — ортофосфатов.

► Напишите уравнения реакций кислоты H_3PO_4 с литий оксидом и барий гидроксидом.

В результате аналогичных реакций могут образовываться не только *средние* («нормальные») соли

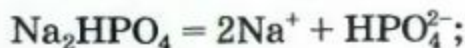


но и *кислые соли* (при условии избытка кислоты):



Кислая соль — продукт неполного замещения атомов Гидрогена в молекуле многоосновной кислоты на атомы (точнее — ионы) металлического элемента¹.

В составе кислых солей имеются водородсодержащие анионы кислотных остатков. Эти ионы существуют и в водных растворах солей такого типа. Приводим схемы электролитической диссоциации кислых ортофосфатов Натрия:



Название кислой соли состоит из двух слов. Первое слово является названием металлического элемента, который образует соль, а второе — названием аниона, начинающимся с

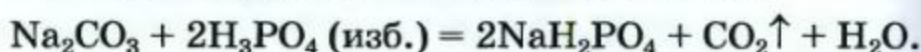
¹ Или на ионы аммония.

указания числа в нем атомов Гидрогена (если их два или более):

Na_2HPO_4 — натрий гидрогенортофосфат;

NaH_2PO_4 — натрий дигидрогенортофосфат.

Поскольку H_3PO_4 — нелетучая кислота средней силы, то с ней реагируют соли слабых, летучих, неустойчивых кислот:



Ортофосфатная кислота взаимодействует со своими средними солями, превращая их в кислые соли:

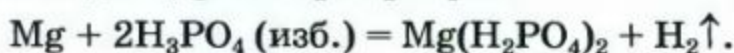


► Напишите ионно-молекулярные уравнения двух последних реакций, которые происходят в растворе.

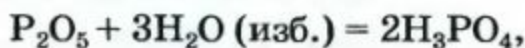
Это интересно

Известна кислая соль, содержащая два различных катиона — $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

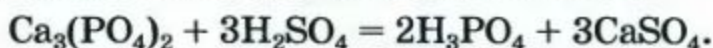
Реакции с металлами. Степень окисления +5 для Фосфора самая характерная. Поэтому этот элемент в ортофосфатной кислоте не проявляет окислительных свойств (отличие от Нитрогена в нитратной кислоте). В результате реакций кислоты H_3PO_4 с металлами функцию окислителя выполняет Гидроген. Соединение взаимодействует лишь с теми металлами, которые расположены в ряду активности слева от водорода, и водород является одним из продуктов реакций. Для осуществления реакции металла с ортофосфатной кислотой берут ее избыток, чтобы образовался растворимый дигидрогенортофосфат:



Получение. Один из методов получения ортофосфатной кислоты основан на реакции фосфора(V) оксида с водой



а другой — на реакции обмена между кальций ортофосфатом и сульфатной кислотой:



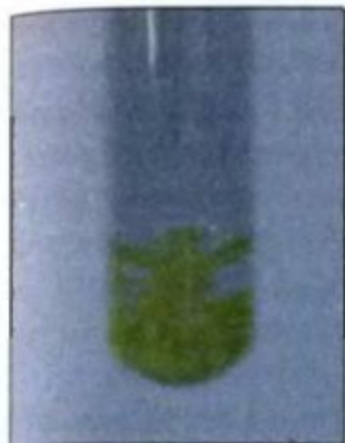


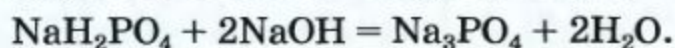
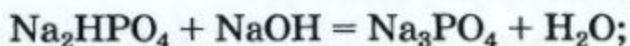
Рис. 54.
Осадок аргентум
ортофосфата

Применение. Ортофосфатную кислоту используют в производстве удобрений, кормовых фосфатов для животноводства, в пищевой промышленности (ее небольшое количество содержится в кока-коле, некоторых других напитках), для очистки металлических поверхностей и создания антикоррозионных покрытий.

Ортофосфаты. Большинство средних ортофосфатов не растворяются в воде; растворимыми являются соли Натрия, Калия, аммония. Кислые соли ортофосфатной кислоты имеют, как правило, бóльшую растворимость, чем средние.

Образование желтого осадка аргентум ортофосфата Ag_3PO_4 (рис. 54) используют для обнаружения ионов PO_4^{3-} в растворе.

Выше отмечалось, что средние ортофосфаты можно превратить в кислые, действуя на них ортофосфатной кислотой. Противоположные превращения происходят с участием щелочей:



Среди солей ортофосфатной кислоты наибольшее применение получили соединения Кальция и аммония (в качестве фосфорных удобрений, § 12), а также Натрия (как моющие средства и вещества для умягчения воды). Кислые ортофосфаты Кальция, Натрия, аммония служат кормовыми добавками в животноводстве. Некоторые из этих солей входят в состав зубных паст; они способствуют удалению зубного налета.

ВЫВОДЫ

Ортофосфатная кислота — белое твердое вещество, неограниченно растворимое в воде. Это трехосновная нелетучая кислота средней силы.

Ортофосфатная кислота взаимодействует с активными металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями, амфотерными гидроксидами и некоторыми солями с образованием ортофосфатов. При избытке этой кислоты образуются кислые соли — продукты неполного замещения атомов Водорода в молекуле кислоты на атомы (ионы) металлического элемента.

Ортофосфатную кислоту и ее соли используют в производстве минеральных удобрений, животноводстве, пищевой промышленности.



103. Изобразите графическую формулу молекулы ортофосфатной кислоты.
104. Что такое кислые соли? Могут ли образовывать соли этого типа хлоридная, сульфатная, нитратная кислоты? В случае положительного ответа запишите формулы соответствующих кислых солей Натрия и Кальция.
105. Составьте формулы феррум(II) ортофосфата, аммоний гидrogenортофосфата, алюминий дигидrogenортофосфата.
106. Напишите уравнения реакций кальций гидроксида с ортофосфатной кислотой, в результате которых образуются кислые соли. Дайте названия этим солям.
107. Напишите уравнения реакций (в ионно-молекулярной и молекулярной формах), с помощью которых можно осуществить такие превращения в водном растворе:
а) $\text{HPO}_4^{2-} \rightarrow \text{PO}_4^{3-}$; в) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightarrow \text{HPO}_4^{2-}$.
б) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightarrow \text{PO}_4^{3-}$;
108. Какие соли и в какой последовательности образуются при медленном добавлении:
а) раствора ортофосфатной кислоты к раствору калий гидроксида;
б) раствора калий гидроксида к раствору ортофосфатной кислоты?
109. В стаканах без этикеток содержатся растворы натрий нитрата и натрий ортофосфата. Можно ли их распознать, используя:
а) раствор соли Бария; б) хлоридную кислоту? Ответы обоснуйте.

110. Продукт сжигания 0,1 моль фосфора в достаточном количестве кислорода растворили в 100 г воды. Вычислите массовую долю ортофосфатной кислоты в полученном растворе.
111. Раствор, который содержал 17,1 г барий гидроксида, смешали с раствором, содержащим 29,4 г ортофосфатной кислоты. Назовите соль, которая образовалась, и вычислите ее массу.
112. Масса купрум(II) ортофосфата, полученного в результате реакции между медным купоросом $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и достаточным количеством натрий ортофосфата, оказалась вдвое меньше взятой массы медного купороса. Каков относительный выход купрум(II) ортофосфата?

12 Минеральные удобрения

Материал параграфа поможет вам:

- получить сведения об элементах, которые необходимы растениям;
- узнать о науке агрохимии;
- выяснить, какие вещества могут быть удобрениями;
- сформировать представление о видах минеральных удобрений и их производстве;
- решать задачи, в которых речь идет об удобрениях.

Химические элементы для растений. Издавна было замечено, что растения лучше развиваются и дают большие урожаи, если в почву добавлять навоз, птичий помет. Ученые выяснили, что растениям для их полноценного развития необходимы определенные элементы.

В наибольших количествах растения усваивают Карбон, Кислород, Водород, Азот, Фосфор и Калий. Эти элементы были названы *макроэлементами*. Из углекислого газа, имеющегося в воздухе, в растения поступают Карбон и Кислород, а из воды — Кислород и

Гидроген. Нитроген, Фосфор и Калий растения извлекают из почвенного раствора, в котором содержатся ионы NO_3^- , NH_4^+ , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- , K^+ (рис. 55). Из атомов и ионов макроэлементов в растениях образуются углеводы, белки, жиры, нуклеиновые кислоты, витамины, другие соединения.

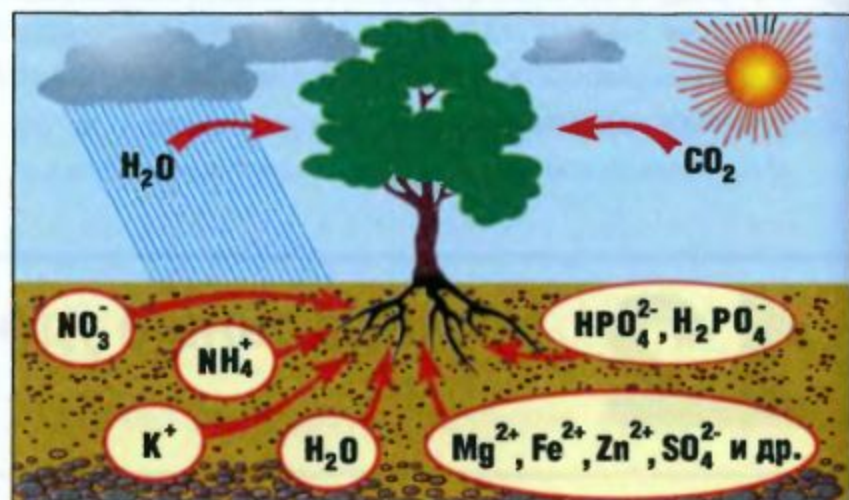


Рис. 55.
Питание
растений

Бор, Манган, Феррум, Купрум, Цинк, Кобальт и некоторые другие элементы также необходимы растениям, но в значительно меньшем количестве; это *микроэлементы*.

Удобрения. Почва, на которой выращивают сельскохозяйственные культуры, постепенно истощается, беднеет на элементы, необходимые растениям. Кроме того, вода вымывает из нее растворимые соединения Нитрогена, Фосфора и Калия. Эти потери компенсируют внесением *удобрений*.

Удобрения — вещества, которые вносят в почву для улучшения развития растений.

Различают минеральные и органические удобрения. Основой минеральных удобрений являются неорганические соединения, среди которых преобладают соли. К органическим удобрениям относятся навоз, птичий помет, торф, перегной (остатки после гниения и разложения растений) и т. п.



Выдающийся немецкий химик. Основные исследования осуществил в области органической химии. Выделил много органических соединений, впервые получил хлороформ, уксусный альдегид, открыл молочную и некоторые другие органические кислоты. Автор первой теории катализа. Изучал химию физиологических процессов. Выдвинул химическую теорию брожения и гниения, теорию минерального питания растений (1840). Один из основателей агрохимии. Содействовал внедрению минеральных удобрений в земледелие.

Минеральные удобрения начали сознательно применять в XIX в. Тогда возникла новая наука — *агрохимия*¹. Предметом ее исследований стали химические и биохимические процессы в почве и растениях. Значительный вклад в становление агрохимии сделал немецкий химик Ю. Либих.

Не все вещества, содержащие необходимые для растений элементы, могут быть удобрениями. Такие вещества должны удовлетворять определенным требованиям. Среди них — достаточная растворимость в воде и нетоксичность.



Рис. 56.
Минеральные удобрения:
а — известково-аммиачная селитра;
б — комбинированное удобрение;
в — простой суперфосфат

► Можно ли использовать нитратную кислоту в качестве удобрения? Почему?

Промышленность производит различные минеральные удобрения (рис. 56). Их делят на *азотные, фосфорные, калийные и комбинированные*, которые содержат несколько

¹ Название происходит от греческого слова *agros* — поле.

элементов, необходимых растениям. Важнейшие удобрения приведены в таблице 4.

Таблица 4

Минеральные удобрения

| Название | Состав |
|--------------------------------------|---|
| Азотные | |
| Аммоний сульфат | $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ |
| Аммоний нитрат | NH_4NO_3 |
| Карбамид (мочевина) | $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ |
| Аммиачная вода | Водный раствор NH_3 |
| Фосфорные | |
| Простой суперфосфат | Смесь $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Двойной суперфосфат | $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ |
| Фосфоритная мука | $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ |
| Преципитат ¹ | $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Калийные | |
| Калий хлорид | KCl |
| Калий сульфат | K_2SO_4 |
| Комбинированные (комплексные) | |
| Калий нитрат | KNO_3 |
| Аммофос | Смесь $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ |
| Нитрофоска | Смесь $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, NH_4NO_3 и KCl (или K_2SO_4) |

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 8

Ознакомление с образцами минеральных удобрений

Вам выданы несколько баночек с минеральными удобрениями. Внимательно рассмотрите эти вещества. По названиям или формулам на этикетках выясните, азотным, фосфорным, калийным или комбинированным является каждое удобрение.

Отсыпьте небольшие порции удобрений в отдельные пробирки. Налейте в эти пробирки по 4—5 мл воды и перемешайте смеси. Сделайте вывод о растворимости удобрений в воде.

¹ Название происходит от латинского слова *praecipitatio* или английского *precipitation* — осаждение.

Результаты наблюдений запишите в таблицу:

| Название удобрения | Химическая формула | Внешний вид | Растворимость в воде |
|--------------------|--------------------|-------------|----------------------|
| | | | |

Нормы внесения удобрений зависят от вида растения, состава и свойств почвы, других факторов и составляют (на 1 га поля):

- для азотных удобрений — от 30 до 100 кг Нитрогена;
- для фосфорных — от 60 до 100 кг в пересчете на фосфор(V) оксид;
- для калийных — от 45 до 90 кг в пересчете на калий оксид.

Заметим, что оксиды P_2O_5 и K_2O содержатся в соответствующих удобрениях в «химически связанном» состоянии (например, формулы $Ca(H_2PO_4)_2$ и K_2SO_4 можно записать как $CaO \cdot P_2O_5 \cdot 2H_2O$ и $K_2O \cdot SO_3$). Исключением является калий хлорид KCl ; говорить о содержании в нем калий оксида можно лишь условно.

Удобрения вносят, как правило, весной, а малорастворимые (например, преципитат) — преимущественно осенью.

Фосфоритная мука (тщательно измельченный фосфорит) почти не растворяется в воде. Ее используют на кислых почвах. Кислоты, которые содержатся в почве, постепенно превращают нерастворимую соль $Ca_3(PO_4)_2$ в малорастворимую $CaHPO_4$ и растворимую $Ca(H_2PO_4)_2$, анионы которых поступают в растения.

Избыток удобрения не увеличивает урожай, а накапливается в растениях, попадает в питьевую воду и может нанести вред здоровью людей. Ранние овощи, выращенные в парниках, рекомендуют употреблять в ограниченном количестве. Они содержат больше

остатков удобрений (прежде всего нитратов), чем овощи, которые росли в поле. (Почва в парнике быстро истощается, поэтому в нее вносят больше удобрений.)

Решение задач. Рассмотрим, как вычисляют массовые доли оксидов Фосфора и Калия в соответствующих удобрениях.

ЗАДАЧА 1. Массовая доля Фосфора в удобрении составляет 15,5 %.
Вычислить массовую долю фосфор(V) оксида в удобрении.

Дано:

$$w(P) = 15,5 \%$$

$$w(P_2O_5) = ?$$

Решение

1. Согласно условию задачи, в каждом 100 г удобрения содержится 15,5 г Фосфора.
Вычисляем, какой массе P_2O_5 отвечают 15,5 г Фосфора:

в 1 моль, или 142 г, P_2O_5 содержится 2 моль, или 62 г, Фосфора,
в x г P_2O_5 — 15,5 г Фосфора;

$$x = m(P_2O_5) = \frac{142 \cdot 15,5}{62} = 35,5 \text{ (г)}.$$

2. Рассчитываем массовую долю P_2O_5 в удобрении:

$$w(P_2O_5) = \frac{m(P_2O_5)}{m(\text{удобрения})} = \frac{35,5}{100} = 0,355, \text{ или } 35,5 \%.$$

Ответ: $w(P_2O_5) = 35,5 \%$.

ЗАДАЧА 2. Вычислить условную массовую долю калий оксида в калий хлориде, не содержащем примесей.

Дано:



$$w_{\text{усл.}}(K_2O) = ?$$

Решение

1. В 1 моль калий оксида K_2O , или 94 г соединения, содержится 2 моль Калия.

Определяем, какая масса калий хлорида содержит 2 моль Калия:

74,5 г KCl содержит 1 моль K ,

x г KCl — 2 моль K ;

$$x = m(KCl) = 149 \text{ г}.$$

2. Вычисляем массу калий оксида, в которой содержится столько Калия, сколько его в 100 г калий хлорида:

в 149 г KCl содержится 2 моль K,
 что отвечает 94 г K₂O,
 в 100 г KCl — z г K₂O;

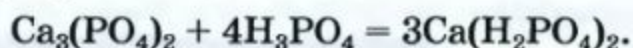
$$z = m(K_2O) = \frac{94}{149} \cdot 100 = 63,1 \text{ (г)}.$$

Отсюда $w_{\text{усл.}}(K_2O) = 63,1 \%$.

Ответ: $w_{\text{усл.}}(K_2O) = 63,1 \%$.

Производство минеральных удобрений.
 Аммоний сульфат и аммоний нитрат производят, осуществляя реакции аммиака с соответствующими кислотами, а мочевины — из аммиака и углекислого газа, нагревая их смесь при повышенном давлении.

Для получения двойного суперфосфата используют реакцию природного фосфата с ортофосфатной кислотой:



Взаимодействием этой кислоты с мелом, известняком или известью получают преципитат, а реакцией кислоты с аммиаком — аммофос.

► Напишите уравнение реакции получения преципитата из мела.

Калий хлорид производят из минерала сильвинита KCl · NaCl; при разделении хлоридов используют их различную растворимость в воде. Удобрением служит также природный калий хлорид.

Большинство удобрений выпускают в гранулированном виде. Гранулы при хранении не слеживаются, и удобрение не превращается в глыбу, что нередко случается с порошком или мелкими кристаллами. Аммиак (один из видов азотных удобрений) используют в жидком состоянии (рис. 57) или в виде водного раствора — аммиачной воды.



Рис. 57.
 Жидкий аммиак перед внесением в почву

Ежегодный объем мирового производства азотных удобрений составляет свыше 70 млн т (в перерасчете на Нитроген), фосфорных — свыше 35 млн т (в пересчете на P_2O_5), а калийных — свыше 30 млн т (в пересчете на K_2O).

Это интересно

На 1 га земной поверхности ежегодно поступает с кислотными атмосферными осадками от 2,5 до 10 кг Нитрогена.

В Украине азотные удобрения выпускают ОАО «Азот» (Черкассы), ОАО «Концерн Стирол» (Горловка), ОАО «Одесский припортовый завод», ЗАО «Северодонецкое объединение «Азот»», ОАО «Ровноазот», ОАО «Днепроазот». Лидерами по производству фосфорных удобрений являются ОАО «Сумыхимпром» и ЗАО «Крымский Титан», а калийных — ОАО «Сумыхимпром».

ВЫВОДЫ

Элементы, необходимые растениям в наибольшем количестве, называют макроэлементами. Это Карбон, Оксиген, Гидроген, Нитроген, Фосфор и Калий.

Химические и биохимические процессы в почве и растениях изучает наука агрохимия.

Удобрения — вещества, которые вносят в почву для улучшения развития растений.

Минеральные удобрения являются неорганическими соединениями.

Удобрением может быть вещество, которое содержит питательный элемент, является достаточно растворимым и нетоксичным.

Удобрения вносят в почву с соблюдением определенных норм, которые зависят от вида растения, состава и свойств почвы, других факторов.

Промышленность выпускает азотные, фосфорные, калийные и комбинированные минеральные удобрения. Для них указывают массовые доли Нитрогена, оксидов Фосфора(V) и Калия.



113. Выберите правильные ответы.
В качестве удобрения могут быть использованы:
а) азот(IV) оксид; г) калий гидрогенокарбонат;
б) кальций нитрат; д) калий оксид.
в) натрий гидрогенортофосфат;
114. По материалам Интернета подготовьте краткое сообщение об использовании удобрений для комнатных растений.
115. В двух стаканах без этикеток содержатся аммофос и преципитат. Как бы вы различили эти удобрения:
а) по физическим свойствам;
б) с помощью химических реакций?
116. Напишите уравнения реакций получения составных частей аммофоса — аммоний гидрогенортофосфата и аммоний дигидрогенортофосфата.
117. В каком веществе массовая доля Азота наибольшая — в мочеvine или аммиачной селитре?
118. Вычислите массовую долю фосфор(V) оксида: а) в гидроксоапатите $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$; б) в кальций гидрогенортофосфате, дигидрате.
119. Массовая доля Фосфора в образце аммофоса составляет 20 %. Какой массовой доле фосфор(V) оксида она соответствует?
120. По результатам химического анализа массовая доля оксида P_2O_5 в удобрении составляет 42,6 %. Вычислите массовую долю Фосфора в удобрении.
121. На поле площадью 4 га внесено 500 кг калий хлорида. Отвечает ли это нормам внесения калийных удобрений?
122. Какой массой аммоний сульфата можно заменить 1 т аммоний нитрата при внесении азотных удобрений в почву?
123. Вычислите массу преципитата, которая содержит столько Фосфора, сколько его в 1 т двойного суперфосфата. Считайте, что удобрения являются кристаллогидратами и не содержат примесей.

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Нитраты в пищевых продуктах

Остатки нитратных удобрений в пищевых продуктах, прежде всего в овощах, могут нанести серьезный ущерб здоровью. Попадая в организм, ионы NO_3^- восстанавливаются до нитрит-ионов NO_2^- .

которые действуют на гемоглобин. Вследствие этого нарушается поступление кислорода к органам и тканям. Кроме того, при участии нитрит-ионов в организме протекают реакции с образованием токсичных соединений.

Для овощей каждого вида, поступающих в торговую сеть, установлено максимально допустимое содержание нитратов. Его определяют с учетом массы и доли различных овощей в нашем питании, а также того, в каком виде мы их потребляем — сыром или после кулинарной обработки. Варка, соление, квашение, маринование овощей снижают содержание в них нитратов (например, варка — на 40—70 %). Заметим, что при кулинарной обработке теряется часть питательных веществ и витаминов.

13

Карбонатная кислота. Карбонаты

Материал параграфа поможет вам:

- закрепить свои знания о карбонатной кислоте и ее солях;
- узнать о сферах применения карбонатов.

Карбонатная кислота. Вам известно, что небольшая часть углекислого газа¹, растворенного в воде, взаимодействует с ней и превращается в слабую и неустойчивую карбонатную кислоту (ее тривиальное название — угольная кислота):

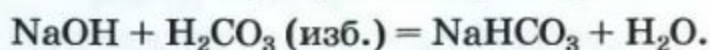
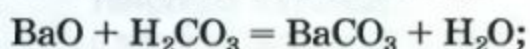


Чистая кислота не получена; она существует лишь в водном растворе. В химических уравнениях можно записывать формулу кислоты либо формулы продуктов ее разложения.

¹ Примерно 1 %.

- Какую основность имеет карбонатная кислота? Напишите уравнение каждой стадии диссоциации соединения.

Карбонатная кислота (водный раствор углекислого газа) реагирует с оксидами щелочных и щелочноземельных элементов, щелочами, аммиаком. При этом образуются средние соли (карбонаты), а в случае избытка кислоты — кислые соли (гидрогенкарбонаты):



Карбонаты и гидрогенкарбонаты. В состав средних и кислых солей карбонатной кислоты входят анионы CO_3^{2-} или HCO_3^- соответственно. Почти все средние карбонаты являются нерастворимыми в воде (исключения — соли щелочных элементов и аммония). Гидрогенкарбонаты растворимы, но получить их из растворов выпариванием воды не удастся (кроме соединений щелочных элементов и аммония), поскольку они разлагаются с образованием средних солей:



- Напишите уравнения электролитической диссоциации аммоний карбоната, натрия гидрогенкарбоната.

Средние соли карбонатной кислоты достаточно распространены в природе. Среди них имеются многочисленные минералы (рис. 58).



Рис. 58.
Карбонатные
минералы



Рис. 59.
Кальций карбонат
в живой природе

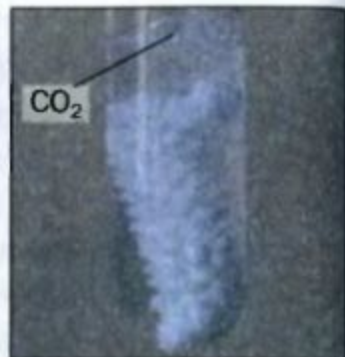
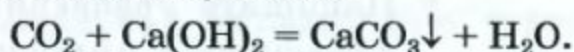


Рис. 60.
Действие кислоты
на коралл

Кальций карбонат входит в состав ракушек, кораллов (рис. 59), яичной скорлупы. Ионы HCO_3^- содержатся в пресной и морской воде. Они вместе с катионами Ca^{2+} и Mg^{2+} обуславливают временную (карбонатную) жесткость воды (§ 21).

Химические свойства. Все карбонаты и гидрогенкарбонаты взаимодействуют с кислотами (рис. 60). Эта реакция является *качественной на ионы CO_3^{2-} и HCO_3^-* . В случае их наличия в веществе или растворе выделяется газ без запаха

$$\text{BaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O},$$
 который при пропускании в известковую воду вызывает ее помутнение:



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 9

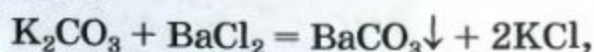
Качественная реакция на карбонат- и гидрогенкарбонат-ионы

В одну пробирку поместите кусочек мела, в другую налейте 1—2 мл раствора кальцинированной соды (натрий карбоната), а в третью — столько же раствора пищевой соды (натрий гидрогенкарбоната). В каждую пробирку добавьте 1—2 мл хлоридной кислоты. Что наблюдаете?

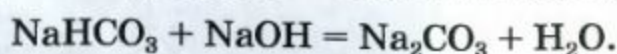
Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Это интересно
Химики
еще не
получены
карбонаты
Аурума,
Платины,
некоторых
других ме-
таллических
элементов.

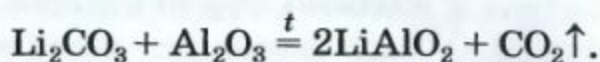
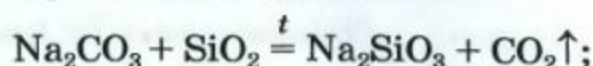
Растворимые карбонаты реагируют в раство-
рах с солями



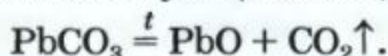
а гидрогенкарбонаты — еще и со щелочами:



Соли карбонатной кислоты при высокой температуре взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами:



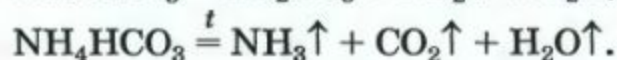
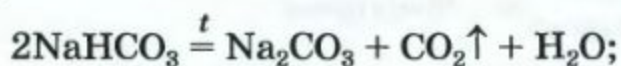
Термическое разложение. Карбонаты (кроме солей Натрия и Калия) при нагревании разлагаются на соответствующие оксиды:



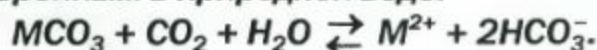
Соль аммония медленно выделяет аммиак уже в обычных условиях:



Кислые соли разлагаются при слабом нагревании (в твердом состоянии или в растворе):



Гидрогенкарбонаты Кальция и Магния постоянно образуются при взаимодействии карбонатных минералов (CaCO_3 , MgCO_3) с углекислым газом, растворенным в природной воде:



При определенном изменении внешних условий (например, при повышении температуры) происходят обратные реакции. Средние соли, выделяясь из воды, нередко образуют в известняковых пещерах карбонатные «сосульки» — сталактиты — и башнеподобные наросты — сталагмиты (рис. 61).

Карбонатная кислота и ее соли не проявляют окислительных свойств.

Рис. 61.
Сталактиты
(вверху)
и сталагмиты
(внизу)



Применение. Важнейшими для практики солями карбонатной кислоты являются кальций карбонат, натрий карбонат и натрий гидрогенкарбонат. Их использование иллюстрирует схема 7. Соли Na_2CO_3 и NaHCO_3 получают в промышленности в больших количествах.

Схема 7

Применение важнейших карбонатов



Растворение углекислого газа в воде сопровождается образованием небольшого количества карбонатной кислоты. Это слабая двухосновная кислота, которая разлагается в обычных условиях.

Карбонатная кислота реагирует с оксидами щелочных и щелочноземельных элементов, щелочами, аммиаком. При этом образуются средние соли (карбонаты), а в случае избытка кислоты — кислые соли (гидрогенкарбонаты).

Карбонаты вступают в реакции обмена с кислотами, а растворимые — еще и с солями. Гидрогенкарбонаты взаимодействуют с кислотами и щелочами. Соли карбонатной кислоты (кроме средних карбонатов Натрия и Калия) разлагаются при нагревании.

Наибольшее применение получили кальций карбонат, а также карбонат и гидрогенкарбонат Натрия.



124. Почему, на ваш взгляд, в параграфе не рассмотрены физические свойства карбонатной кислоты?
125. Укажите правильную последовательность образования соединений Карбона при постепенном добавлении водного раствора карбон(IV) оксида к раствору щелочи:
 - А. Средняя соль → кислая соль.
 - Б. Кислая соль → средняя соль.
 - В. Кислая соль → углекислый газ → средняя соль.
 - Г. Средняя соль → углекислый газ → кислая соль.
126. Как получить калий карбонат из калий гидрогенкарбоната двумя способами? Приведите уравнения реакций.
127. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:
 - а) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CO}_2$;
 - б) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$.

128. Допишите ионно-молекулярные уравнения и составьте соответствующие молекулярные уравнения:
- а) $\text{Pb}^{2+} + \dots = \text{PbCO}_3 \downarrow$; в) $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \dots + \dots$;
 б) $\text{BaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ba}^{2+} + \dots + \dots$; г) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- = \dots + \dots$.
129. В 1 л воды в нормальных условиях растворяется 1,7 л углекислого газа. Какова массовая доля этого газа в его насыщенном растворе?
130. При разложении 25 г кальций карбоната поглотилось 44,5 кДж теплоты. Запишите соответствующее термохимическое уравнение.
131. Выведите формулу кристаллической соды (кристаллогидрата натрий карбоната), если при полном термическом разложении 7,15 г соединения выделяется 4,50 г водяного пара.
132. После нагревания 20 г смеси карбоната и гидрогенкарбоната Натрия и окончания реакции масса смеси уменьшилась на 1,55 г. Какая масса натрий карбоната содержалась в смеси?
133. В результате взаимодействия 15,3 г смеси карбонатов Калия и Магния с избытком хлоридной кислоты выделилось 3,36 л газа (н. у.). Вычислите массовые доли карбонатов в смеси.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

Получение карбон(IV) оксида.

Взаимопревращение карбонатов и гидрогенкарбонатов

ОПЫТ 1

Получение карбон(IV) оксида

В большую пробирку осторожно поместите несколько кусочков мрамора. Добавьте к ним 3—5 мл разбавленной хлоридной кислоты и сразу же закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. К свободному отверстию трубки поднесите увлажненную полоску универсальной индикаторной бумаги. Объясните, почему она изменяет свой цвет.

ОПЫТ 2

Реакция карбон(IV) оксида с кальций гидроксидом

В пробирку налейте раствор кальций гидроксида (известковую воду) и погрузите в него трубку, по которой

выделяется углекислый газ (из опыта 1). Что наблюдаете? Каковы цвет и характер образующегося осадка?

ОПЫТ 3

Превращение кальций карбоната в кальций гидрогенкарбонат

В пробирку с осадком кальций карбоната, который образовался в опыте 2, продолжайте пропускать углекислый газ в течение 1—2 мин. Что происходит с осадком?

ОПЫТ 4

Превращение кальций гидрогенкарбоната в кальций карбонат

Половину раствора, полученного в опыте 3, перелейте в пустую пробирку. К одной части раствора добавьте немного раствора кальций гидроксида или натрий гидроксида, а другую часть раствора нагрейте. Что наблюдаете?

Свои действия, наблюдения, выводы и соответствующие химические уравнения запишите в таблицу:

| Последовательность действий | Наблюдения | Выводы |
|---|------------|--------|
| Опыт 1. ... | | |
| ... | ... | ... |
| Уравнения реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах): | | |

?

134. Можно ли в опыте 1 использовать: а) сухую (не увлажненную) полоску универсальной индикаторной бумаги; б) полоску бумаги, смоченную раствором фенолфталеина? Почему?
135. Как различить двумя способами белые порошки солей в каждой паре: а) Na_2CO_3 и NaHCO_3 ; б) K_2CO_3 и $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; в) BaCO_3 и BaSO_4 ? Ответы обоснуйте, напишите уравнения реакций.

Материал параграфа поможет вам:

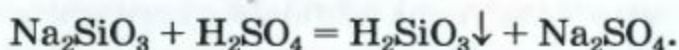
- выяснить состав и свойства силикатной кислоты;
- расширить свои знания о силикатах;
- узнать о распространенности силикатов в природе и их использовании.



Рис. 62.
Образование
силикатной кислоты

Силикатная кислота. Это соединение¹ имеет формулу H_2SiO_3 и существенно отличается от других известных вам кислот. Оно представляет собой белое твердое вещество, нерастворимое в воде.

Силикатную кислоту можно получить из водорастворимых силикатов по реакции обмена (рис. 62):



Если взять очень разбавленные растворы реагентов, то образуется объемный аморфный осадок кислоты, а если умеренно концентрированные, то реакционная смесь загустевает и становится похожей на крахмальный клейстер.

Силикатная кислота уже в обычных условиях (лучше — при нагревании) постепенно разлагается на два оксида.

- Напишите соответствующее химическое уравнение.

Высушиванием осадка силикатной кислоты получают силикагель. Это — пористое вещество с высокой поглотительной способностью. Гранулы силикагеля (рис. 63) помещают в различное оборудование, приборы, изделия из кожи для поглощения влаги и запаха. Силикагель также используют в качестве носителя

¹ Точное название соединения — метасиликатная кислота.



для катализаторов — платины, никеля и др.

Силикатная кислота не проявляет большинства химических свойств, характерных для кислот. Будучи нерастворимой в воде, она не действует на индикаторы, не реагирует с металлами, многими основными оксидами, нерастворимыми основаниями, солями, но взаимодействует со щелочами:



Силикаты. Известно большое число солей силикатной кислоты — силикатов. Среди них есть природные (рис. 64) и искусственные. Эти соединения нерастворимы в воде (за исключением солей щелочных элементов), термически устойчивы и тугоплавки. Минерал каолинит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ является основой глины.

Рис. 63.
Силикагель



Рис. 64.
Силикатные минералы

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 10

Ознакомление с образцами природных силикатов

Рассмотрите выданные вам образцы природных силикатов. Опишите их внешний вид. Чем похожи эти вещества и чем они отличаются друг от друга?

Попробуйте кусочком каждого силиката провести линии на стеклянной, медной, алюминиевой пластинках.

Какой силикат тверже стекла, меди, алюминия? Сравните силикаты по твердости.

Результаты эксперимента запишите в тетрадь.

Большинство силикатов — химически пассивные соединения. Лишь водорастворимые соли Натрия и Калия вступают в реакции обмена с кислотами, другими солями.

Растворы силикатов Na_2SiO_3 и K_2SiO_3 называют жидким стеклом. Раствор соли Na_2SiO_3 — это известный силикатный клей. Жидкое стекло используют для пропитки древесины с целью придания ей огнеупорности.

Используя силикатный клей, можно провести интересный опыт. Если в разбавленный раствор клея поместить по несколько кристалликов окрашенных, растворимых в воде солей, например феррум(III) хлорида, купрум(II) сульфата, марганец(II) сульфата, никель(II) сульфата, то из них будут медленно расти разноцветные «химические водоросли» (рис. 65). Это — смеси нерастворимых силикатов, гидроксидов и силикатной кислоты.

Силикатные материалы. Силикаты широко применяют на практике, прежде всего в строительстве. Важнейшими силикатными материалами являются стекло, керамика, цемент.

Стекло (обычное, или оконное) — это однородная смесь (твердый раствор) силикатов Натрия, Кальция и кремния(IV) оксида. Его состав чаще всего выражают с помощью формул оксидов: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Стекло производят, осуществляя реакцию соды и известняка с кварцевым песком при температуре 1400—1500 °C:

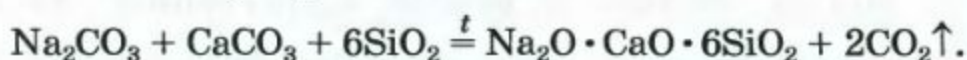




Рис. 65.
Химические
водоросли



Рис. 66.
Схема изготовления
оконного стекла



Рис. 67.
Конвейер
стеклозавода

Это интересно
Стекло начали
изготавливать
в Египте
и Месопотамии
в IV тыс.
до н. э. Его
использовали
лишь для
украшений.

Образующийся вязкий расплав стекла пропускают между валиками (рис. 66), и он быстро застывает в виде листа. Посуду, другие предметы изготавливают из расплавленной стекломассы выдуванием или формованием.

Зеленое и коричневое стекло, из которого делают бутылки (рис. 67), содержит примеси оксидов Феррума. Компонентами стекла для химической посуды являются силиций(IV) оксид, силикаты и бораты Натрия, Калия и Кальция. Оно отличается повышенной химической и термической устойчивостью.

Хрусталь — стекло, содержащее вместо силикатов Натрия и Кальция силикаты и бораты Калия и Плюмбума(II). Оно сильно преломляет свет и играет всеми цветами радуги.

Существует еще и кварцевое стекло — чистый переплавленный силиций(IV) оксид. Это стекло почти не изменяет свой объем при изменении температуры. Поэтому при погружении раскаленного кварцевого стакана в холодную воду он не трескается. В отличие от обычного стекла кварцевое пропускает ультрафиолетовые лучи; из него изготавливают лампы для медицины.

Древнейшим силикатным материалом, изобретенным человеком, является керамика¹.

¹ Название происходит от греческого слова *keramos* — глина.

Этот материал изготавливают из глины. Ее замешивают с водой, и полученной пластичной массе придают необходимую форму. После термообработки она затвердевает и становится водонепроницаемой. В зависимости от химического состава и технологии различают такие виды керамики: фаянс, фарфор, майолика, терракота. Керамическую основу имеют кирпич, черепица, облицовочная плитка, сантехнические изделия, столовая и лабораторная посуда (рис. 68).

Рис. 68.
Изделия
из силикатных
материалов



Цемент представляет собой смесь алюминатов и силикатов Кальция, в частности соединений $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ (или Ca_2SiO_4) и $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ (или Ca_3SiO_5). При добавлении воды к цементу его компоненты медленно взаимодействуют с ней, и смесь постепенно затвердевает.

Цемент — вяжущая составляющая бетона. Бетон производят, смешивая цемент и песок с водой. Заливая такой смесью железную арматуру, проволоку, балки, получают железобетон.

ВЫВОДЫ

Силикатная кислота — белое твердое вещество, нерастворимое в воде. Это слабая двухосновная кислота. Она не действует на индикаторы, не реагирует с металлами, многими основ-

ными оксидами, нерастворимыми основаниями, солями, но взаимодействует со щелочами и разлагается при нагревании.

Соли силикатной кислоты называют силикатами. Они нерастворимы в воде (кроме солей щелочных элементов), термически устойчивы и тугоплавки.

Важнейшими силикатными материалами являются стекло, керамика, цемент. Их используют в строительстве, а стекло и керамику — также для изготовления посуды различного назначения, художественных изделий, предметов домашнего обихода.



136. Объясните, почему силикатная кислота не изменяет цвет индикаторов.
137. Укажите формулы веществ, с которыми реагирует калий силикат: HNO_3 , NaCl , MgSO_4 , O_2 . Напишите уравнения соответствующих реакций.
138. Как распознать карбонат и силикат Кальция?
139. Найдите соответствие:

Название материала
(вещества)

Химическая формула

- | | |
|-----------------------|---|
| 1) обычное стекло; | а) Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 (растворы); |
| 2) жидкое стекло; | б) $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$; |
| 3) хрусталь; | в) $a\text{Na}_2\text{O} \cdot b\text{K}_2\text{O} \cdot c\text{CaO} \cdot d\text{B}_2\text{O}_3 \cdot e\text{SiO}_2$; |
| 4) химическое стекло; | г) $a\text{K}_2\text{O} \cdot b\text{PbO} \cdot c\text{B}_2\text{O}_3 \cdot d\text{SiO}_2$. |

140. Почему для химических опытов используют, как правило, посуду из стекла, а не прозрачной пластмассы?
141. Запишите уравнения реакций, которые необходимо осуществить, чтобы получить силикатную кислоту из силиций(IV) оксида.
142. Массовые доли оксидов в оптическом стекле составляют (в процентах): PbO — 65,3; SiO_2 — 31,6 (остальное — примеси). Выведите формулу этого стекла и запишите ее с помощью формул оксидов.

Материал параграфа поможет вам:

- различать круговороты вещества и элемента;
- вспомнить основные составляющие круговоротов воды и Оксигена;
- получить представление о круговоротах Карбона и Нитрогена;
- выяснить, что такое миграция химических элементов.

Каждую секунду на нашей планете происходят физические и химические превращения веществ. Многие из этих превращений периодически повторяются.

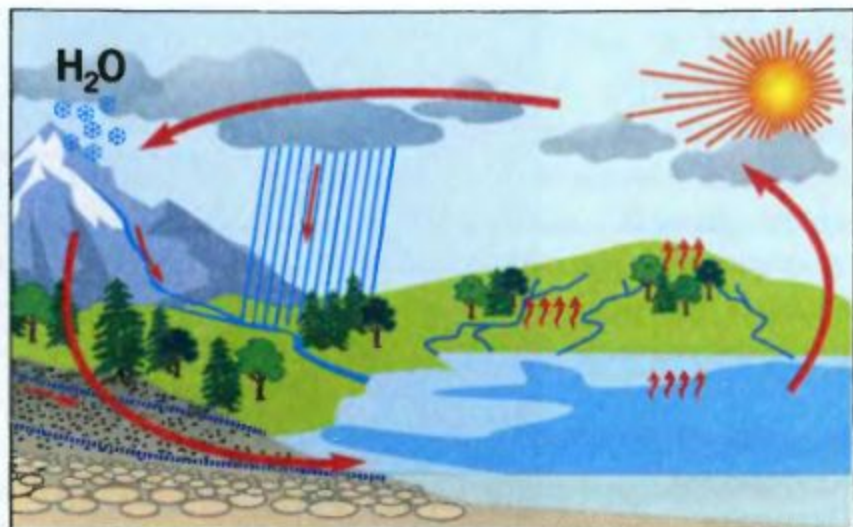
Круговороты веществ. В природе можно наблюдать явления, в результате которых вещество изменяет свое агрегатное состояние, смешивается с другим веществом или выделяется из смеси.

Совокупность природных физических процессов, в которых участвует вещество, называют *круговоротом вещества*.

На уроках природоведения в 5 классе вы ознакомились с круговоротом воды (рис. 69). Он охватывает огромные массы этого вещества. Попадая на земную поверхность с дождем, снегом, градом, вода впитывается почвой, стекает в озера, реки, моря, океаны, испаряется в атмосферу. Эти процессы многократно повторяются.

В природный круговорот воды все активнее вмешивается человек, осуществляя мелиорацию почв, изменяя русла рек, создавая искусственные моря и каналы. Такие действия, как правило, отрицательно влияют на природу, нарушают экологическое равновесие.

Рис. 69.
Круговорот
воды
на Земле



Круговорот в природе свойственен и карбон(IV) оксиду. Большая часть углекислого газа, имеющегося в атмосфере, растворяется в воде рек, морей, океанов. Одновременно происходит обратный процесс — выделение этого соединения из воды.

Круговороты элементов. Часть изменений, которые происходят с веществами на планете, обусловлена химическими реакциями.

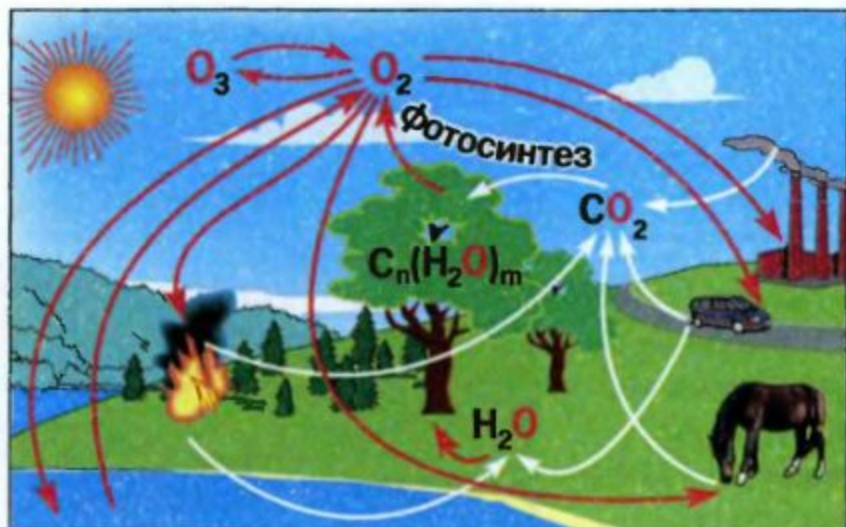
Совокупность природных процессов, в результате которых атомы или ионы элемента вследствие химических реакций переходят из одних веществ в другие, называют круговоротом элемента.

Рассмотрим круговороты неметаллических элементов, имеющих наибольшее значение для живых организмов.

Круговорот Оксигена вы изучали в 7 классе (рис. 70). Его основные звенья связаны с реакциями, в которых участвует атмосферный кислород (горение, окисление), и реакциями, в результате которых он образуется. Небольшая часть круговорота Оксигена приходится на взаимопревращение простых веществ — кислорода и озона.

► Приведите примеры двух-трех химических реакций, которые происходят в природе с участием кислорода воздуха.

Рис. 70.
Круговорот
Оксигена



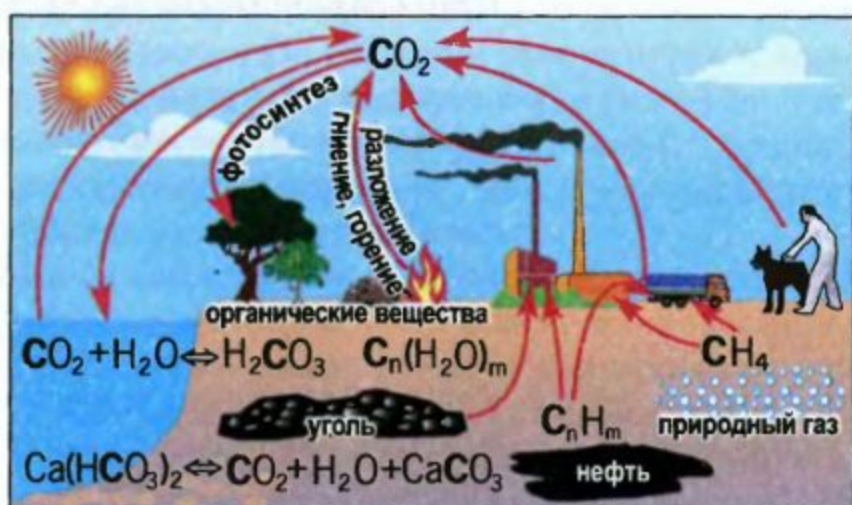
Это интересно

Ежедневно взрослый человек получает с пищей приблизительно 300 г Карбона. Массовая доля этого элемента в организме составляет 21 %.

Круговорот Карбона. Карбон — важнейший биоэлемент на Земле. Множество органических соединений содержится в растениях, организмах животных и человека. Углекислый газ находится в атмосфере, а в растворенном состоянии — в гидросфере, которая содержит еще и анионы карбонатной кислоты. Среди минералов встречаются карбонаты многих металлических элементов. Кроме них в литосфере имеются уголь, углеводороды, простые вещества Карбона — графит и алмаз.

В природном круговороте Карбона (рис. 71) принимают участие неорганические и органические соединения, а в результате деятельности человека — еще и уголь, природный газ, нефть, продукты переработки этих веществ. Основными звеньями круговорота Карбона

Рис. 71.
Круговорот
Карбона



являются процессы окисления и горения органических соединений с образованием углекислого газа, а также превращения этого оксида в растениях в органические соединения вследствие фотосинтеза. Кроме того, атомы Карбона, имеющиеся в молекулах белков, жиров, углеводов, переходят по «пищевым цепочкам» от растений к животным и человеку.

Баланс в природном круговороте Карбона в XX в. нарушился. В результате интенсивного использования человечеством топлива и горючего доля углекислого газа в атмосфере медленно возрастает, хоть и в незначительной степени, что увеличивает вероятность глобального потепления (с. 65).

Круговорот Нитрогена. Нитроген — биоэлемент, атомы которого входят в состав молекул аминокислот, белков, нуклеиновых кислот. Взаимопревращения соединений Нитрогена в природе очень важны для существования живых организмов.

В круговороте Нитрогена (рис. 72) принимают участие азот, некоторые оксиды Нитрогена, соли аммония, нитратная и нитритная кислоты, нитрогенсодержащие органические вещества.

Незначительная часть атмосферного азота в определенных условиях реагирует с кислородом с образованием оксида NO, который

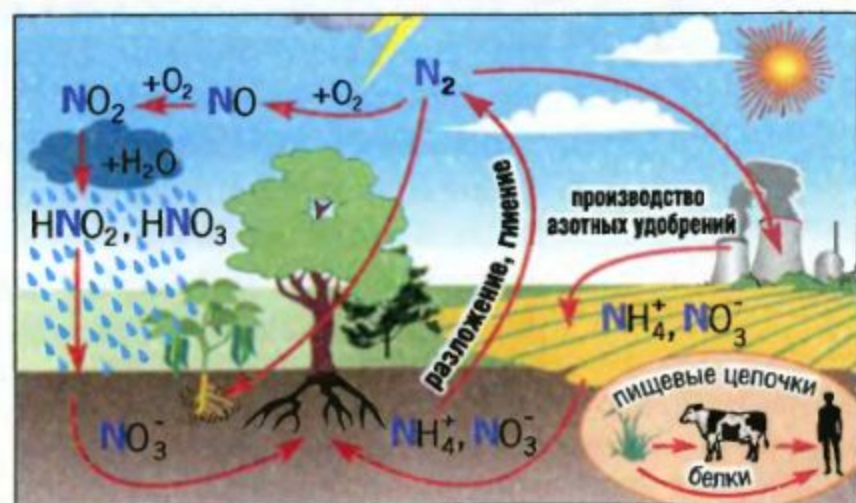


Рис. 72.
Круговорот
Нитрогена

быстро окисляется до оксида NO_2 . Это соединение взаимодействует с водой, имеющейся в воздухе. Продуктами реакции являются кислоты — нитратная HNO_3 и нитритная HNO_2 , которые с дождем и снегом попадают на земную поверхность.

Молекулы и ионы азотсодержащих соединений, имеющиеся в почве, переходят в природные растворы, откуда поступают в растения. В каждом растении происходят химические реакции с участием или образованием аминокислот, белков, других веществ. Из растений по пищевым цепочкам азот попадает в организмы животных и человека.

При разложении и гниении органических соединений, находившихся в живых организмах, образуется азот, который выделяется в атмосферу, а также аммиак. Это соединение преимущественно остается в почвенном растворе и превращается в аммонийные соли.

Интенсивное использование человеком топлива и горючего приводит к росту содержания оксидов азота в воздухе и, вследствие этого, увеличению концентрации нитратной и нитритной кислот в атмосферных осадках.

Миграция¹ химических элементов. Атомы, молекулы, ионы в составе простых и сложных веществ постоянно перемещаются в атмосфере, гидросфере, по поверхности Земли, переходят из одной «оболочки» нашей планеты в другую. Такое явление называют *миграцией химических элементов*.

Десятки и сотни миллионов лет тому назад происходили процессы кристаллизации многочисленных неорганических соединений из расплавленной магмы, их осаждение из природных водоемов, образовывались руды и минералы. С другой стороны, элементы

¹ Термин происходит от латинского слова *migratio* — переселение.

постоянно рассеиваются по планете вследствие растворения веществ в воде, разнесения их ветром.

Различают несколько видов миграции элементов. *Механическая миграция* — это перенос элементов вместе с веществами, их частицами (молекулами, ионами) водой и ветрами. Преимущественно таким способом «странствует» по планете Силиций. *Физико-химическая миграция* связана с участием природных веществ в химических реакциях, процессах растворения, осаждения, а также с изменением их агрегатного состояния. Этот вид миграции присущ Карбону. *Техногенная миграция* элементов является следствием потребления человеком природных ресурсов, переработки полезных ископаемых, производства различных веществ и материалов, использования их на практике, поступления в окружающую среду отходов промышленности, сельского хозяйства и т. д.

Одним из видов миграции элементов является *биогенная миграция*. Известно, что в «живой» природе содержится до 80 элементов. Они накапливаются в растениях, животных, выделяются из них в водоемы, воздух и почву в результате процессов обмена веществ, попадают в окружающую среду после отмирания организмов, переходят в другие организмы.

Человек в последние 150—200 лет все активнее вводит в глобальный круговорот такие элементы, как Феррум, Алюминий, Нитроген, Фосфор, Сульфур, Купрум, Цинк и многие другие. Резко возрастают масштабы использования и переработки природных ресурсов, производство металлов, удобрений, строительных материалов, полимеров и других соединений, которых нет в природе.

Проанализировав процессы, происходящие на нашей планете, выдающийся отечественный ученый В. И. Вернадский открыл и сформулировал закон биогенной миграции элементов:

Это интересно

В Украине главными загрязнителями атмосферы являются тепло-энергетика, металлургия и добывающая промышленность.

миграция химических элементов в биосфере происходит преимущественно с участием и под влиянием живых организмов.

ВЫВОДЫ

Совокупность природных физических процессов, в которых участвует вещество, называют круговоротом вещества.

Совокупность природных процессов, в результате которых атомы или ионы элемента вследствие химических реакций переходят из одних веществ в другие, называют круговоротом элемента.

Миграция химических элементов — это перемещение атомов, молекул, ионов, веществ в природе. Различают механическую, физико-химическую, техногенную и биогенную миграцию элементов. Миграция химических элементов в биосфере происходит преимущественно с участием и под влиянием живых организмов (закон Вернадского).



143. Как вы понимаете термин «круговорот»?
144. Каково различие между круговоротом вещества и круговоротом элемента?
145. Связаны ли круговороты элементов друг с другом? Ответ аргументируйте.
146. Объясните утверждение: «Круговорот воды в природе приводит к ее самоочистке».
147. Назовите несколько соединений Сульфура, которые принимают участие в круговороте этого элемента. Приведите примеры соответствующих реакций, происходящих в атмосфере и гидросфере.
148. Что такое миграция химического элемента? Какие виды миграции элементов должны быть характерными для Гидрогена? Дайте необходимые пояснения.
149. Массовые доли Карбона и Нитрогена в растении после полного удаления из него воды составляют соответственно 45 % и 1,5 %. Атомов какого элемента в растении больше и во сколько раз?

Материал параграфа поможет вам

➤ научиться решать комбинированные задачи.

В этом параграфе рассмотрены более сложные задачи, чем те, которые встречались вам ранее. Однако каждая из них предусматривает воплощение идей и выполнение расчетов, используемых в простых задачах различных типов.

ЗАДАЧА 1. Аммиак объемом 11,2 л (н. у.) поглотили 200 г раствора ортофосфатной кислоты с массовой долей H_3PO_4 14,7 %. Определить, какие соли содержатся в растворе после взаимодействия соединений, и вычислить их массовые доли в нем.

Дано:

$V(\text{NH}_3) = 11,2$ л (н. у.)
 $m(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4) = 200$ г
 $w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 14,7$ %

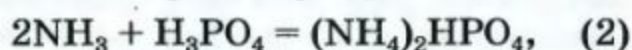
Продукты
 реакций — ?
 $w(\text{солей в р-ре})$ — ?

Решение

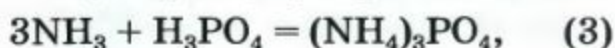
1. Записываем уравнения возможных реакций между аммиаком и ортофосфатной кислотой:



$$n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1 : 1;$$



$$n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 : 1;$$



$$n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 : 1.$$

2. Вычисляем количество вещества аммиака:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{V(\text{NH}_3)}{V_M} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

3. Находим массу и количество вещества ортофосфатной кислоты в растворе:

$$\begin{aligned} m(\text{H}_3\text{PO}_4) &= m(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4) \cdot w(\text{H}_3\text{PO}_4) = \\ &= 200 \cdot 0,147 = 29,4 \text{ (г)}; \end{aligned}$$

¹ Параграф необязателен для изучения.

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{29,4}{98} = 0,3 \text{ (моль)}.$$

4. Определяем, какие соединения образуются.

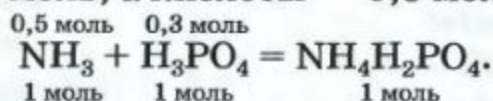
Согласно выполненным расчетам:

$$n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,5 : 0,3 = 1,67 : 1.$$

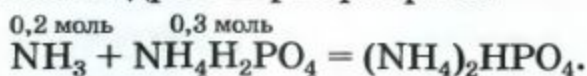
Аммиака имеем больше, чем необходимо для реакции (1), но меньше, чем необходимо для реакции (2). Следовательно, образуются две кислые соли — аммоний дигидрогенортофосфат $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и аммоний гидрогенортофосфат $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

5. Выясняем суть и последовательность химических превращений.

В начале поглощения аммиака ортофосфатная кислота имеется в значительном избытке. Поэтому происходит реакция (1). Согласно уравнению в реакцию вступают одинаковые количества вещества реагентов и образуется такое же количество вещества продукта. Аммиака имеем 0,5 моль, а кислоты — 0,3 моль:



Очевидно, что кислота израсходуется полностью, образуется 0,3 моль $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и останется $0,5 - 0,3 = 0,2$ моль NH_3 . Это количество вещества аммиака будет реагировать с продуктом реакции (1) с образованием гидрогенортофосфата:



Перед началом этой реакции количество вещества аммиака составляет 0,2 моль, а соли $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ — 0,3 моль. Взаимодействовать будут одинаковые количества вещества соединений, т. е. весь аммиак и

0,2 моль $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$. При этом образуется 0,2 моль $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ и останется $0,3 - 0,2 = 0,1$ моль $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

6. Вычисляем массы кислых солей:

$$\begin{aligned} m((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) &= n((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) \cdot \\ &\cdot M((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 0,2 \cdot 132 = 26,4 \text{ (г)}; \\ m(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) &= n(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) \cdot \\ &\cdot M(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) = 0,1 \cdot 115 = 11,5 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

7. Находим массу раствора, в котором содержатся соли:

$$\begin{aligned} m(\text{р-ра}) &= m(\text{NH}_3) + m(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4) = \\ &= n(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) + m(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4) = \\ &= 0,5 \cdot 17 + 200 = 208,5 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

8. Рассчитываем массовые доли солей в растворе:

$$\begin{aligned} w((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) &= \frac{m((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4)}{m(\text{р-ра})} = \\ &= \frac{26,4}{208,5} = 0,127, \text{ или } 12,7 \%; \\ w(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) &= \frac{m(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4)}{m(\text{р-ра})} = \frac{11,5}{208,5} = \\ &= 0,055, \text{ или } 5,5 \%. \end{aligned}$$

Ответ: $w((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 12,7 \%$;

$w(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) = 5,5 \%$.

ЗАДАЧА 2. В обычных условиях к 30 мл смеси газов N_2O и NO добавили 50 мл водорода. Смесь веществ нагрели. В результате реакций образовались азот и водяной пар. После установления начальных условий суммарный объем веществ составил 40 мл. Рассчитать объемы оксидов Нитрогена в исходной смеси.

Дано:

$$V(\text{N}_2\text{O}, \text{NO}) = 30 \text{ мл}$$

$$V(\text{H}_2) = 50 \text{ мл}$$

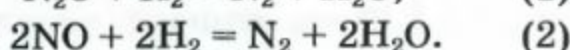
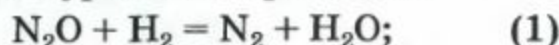
$$V(\text{газов после реакций}) = 40 \text{ мл}$$

$$V(\text{N}_2\text{O}) - ?$$

$$V(\text{NO}) - ?$$

Решение

1. Составляем уравнения реакций:



2. После эксперимента (в обычных условиях) вода будет находиться в жидком состоянии. Поскольку ее объем намного меньше, чем такого же количества водяного пара, им можно пренебречь.

3. Выясняем, имеется ли избыток какого-либо реагента.

Согласно химическим уравнениям каждый оксид Нитрогена реагирует с равным объемом водорода. Поэтому с 30 мл смеси N_2O и NO должны прореагировать 30 мл водорода. Поскольку водорода было взято 50 мл, то он имеется в избытке. Объем водорода, оставшийся после реакции:

$$V(H_2, \text{ост.}) = 50 - 30 = 20 \text{ (мл)}.$$

4. Находим объем азота, который образовался:

$$V(N_2, \text{обр.}) = V(\text{газов после реакций}) - V(H_2, \text{ост.}) = 40 - 20 = 20 \text{ (мл)}.$$

5. Выражаем общий объем азота через объемы оксидов Нитрогена, которые прореагировали. Для этого обозначим $V(N_2O)$ через x (мл). Тогда $V(NO) = 30 - x$. Согласно химическим уравнениям (1) и (2):

$$V_1(N_2) = V(N_2O) = x;$$

$$V_2(N_2) = 1/2 V(NO) = 1/2 (30 - x).$$

$$V(N_2, \text{обр.}) = V_1(N_2) + V_2(N_2) = x + 1/2 (30 - x) = 15 + x/2.$$

6. Составляем уравнение с одним неизвестным и вычисляем объемы оксидов Нитрогена:

$$V(N_2, \text{обр.}) = 15 + x/2 = 20.$$

$$\text{Отсюда: } x = V(N_2O) = 10 \text{ мл};$$

$$V(NO) = 30 \text{ мл} - V(N_2O) = 30 \text{ мл} - 10 \text{ мл} = 20 \text{ мл}.$$

Ответ: $V(N_2O) = 10$ мл; $V(NO) = 20$ мл.

ЗАДАЧА 3. Смесь купрум(II) нитрата и аргентум нитрата общим количеством вещества 0,06 моль прокалили при температуре 600 °С. Суммарный объем выделившихся газов составил в пересчете на нормальные условия 2,464 л. Вычислить количество вещества каждого нитрата в смеси.

Дано:

$n(Cu(NO_3)_2,$
 $AgNO_3) = 0,06$ моль

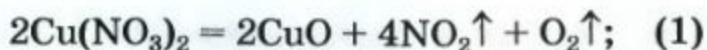
Решение

1. Составляем уравнения реакций термического разложения нитратов:

$$V(\text{газов}) = 2,464 \text{ л (н. у.)}$$

$$n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) - ?$$

$$n(\text{AgNO}_3) - ?$$



2. Рассчитываем суммарное количество вещества газов — продуктов разложения солей:

$$n(\text{газов}) = \frac{V(\text{газов})}{V_M} = \frac{2,464}{22,4} = 0,11 \text{ (моль)}.$$

3. Вычисляем количество вещества газов — продуктов разложения $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Пусть в смеси содержится x моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Тогда количество вещества AgNO_3 равно $(0,06 - x)$ моль.

Согласно химическому уравнению (1)

из 2 моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ образуется 5 моль газов
(4 моль NO_2 и 1 моль O_2),

из x моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ — n_1 моль газов;

$$n_1(\text{газов}) = x \cdot 5/2 = 2,5x.$$

4. Вычисляем количество вещества газов — продуктов разложения AgNO_3 .

Согласно химическому уравнению (2),

из 2 моль AgNO_3 образуется 3 моль газов
(2 моль NO_2 и 1 моль O_2),

из $(0,06 - x)$ моль AgNO_3 — n_2 моль газов;

$$n_2(\text{газов}) = (0,06 - x) \cdot 3/2 = 0,09 - 1,5x.$$

5. Составляем уравнение с одним неизвестным, решаем его и находим количества вещества нитратов в смеси:

$$n_1(\text{газов}) + n_2(\text{газов}) = n(\text{газов});$$

$$2,5x + 0,09 - 1,5x = 0,11;$$

$$x = n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \text{ моль};$$

$$n(\text{AgNO}_3) = 0,06 \text{ моль} - 0,02 \text{ моль} = 0,04 \text{ моль}.$$

Ответ: $n(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \text{ моль};$

$$n(\text{AgNO}_3) = 0,04 \text{ моль}.$$

?

150. Фосфор количеством вещества 1 моль прореагировал с хлором. При каком количестве вещества хлора образуется: а) только фосфор(III) хлорид; б) только фосфор(V) хлорид; в) смесь двух хлоридов? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

151. Раствором, содержащим 22,4 г калий гидроксида, поглотили 5,6 л сероводорода (н. у.). Какие соли образовались? Вычислите массу каждой из них.
152. В 172 мл раствора сульфатной кислоты с массовой долей H_2SO_4 20 % и плотностью 1,14 г/см³ добавили натрий гидроксид массой 20 г. Из полученного раствора полностью выпарили воду. Вычислите массовые доли солей в сухом остатке.
153. При сгорании 112 л (н. у.) смеси водорода и аммиака образовалось 5,5 моль воды. Какая масса водорода была в смеси?
154. После полного разложения 56 мл смеси газов NO и NO₂ при высокой температуре в присутствии катализатора получено 78,4 мл смеси азота и кислорода. Вычислите объемные доли оксидов Нитрогена в смеси.
155. В результате взаимодействия 250 мл смеси газов N₂O, NO и NO₂ с избытком водорода образовалось 200 мл азота, а также водяной пар. Какой была объемная доля нитроген(I) оксида в смеси?
156. При полном термическом разложении смеси нитратов Калия и Цинка образовался твердый остаток массой 41,3 г. После добавления воды его масса уменьшилась на 17,0 г. Вычислите массовые доли нитратов в смеси.
157. В результате реакции меди с раствором нитратной кислоты выделилось 2,24 л смеси нитроген(II) оксида и нитроген(IV) оксида, которая имела плотность 1,875 г/л (объем и плотность соответствуют нормальным условиям). Какая масса металла прореагировала с кислотой?
158. В раствор, который содержал 0,1 моль барий гидроксида и 0,3 моль калий гидроксида, постепенно добавили сульфатную кислоту количеством вещества 0,3 моль. Из полученной смеси веществ полностью выпарили воду. Какие соединения содержатся в твердом остатке? Вычислите их массы.

Металлические элементы, их простые вещества и соединения

s-элементы

d-элементы

p-элементы

[illegible]

f-элементы

| | | | | | | | | | | | | | |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

Этот раздел начинается с общей характеристики металлических элементов, их атомов и

¹ Германий, Стибий и Полоний, расположенные вблизи диагональной ломаной линии, по некоторым характеристикам схожи с металлическими элементами, а по другим — с неметаллическими.

ионов. В нем кроме известных фактов вы найдете новые данные о физических и химических свойствах важнейших металлов, оксидов, гидроксидов и солей металлических элементов. Обратим ваше внимание на то, как получают и используют эти соединения. В конце учебника рассмотрены общие методы получения металлов и химические основы черной металлургии.

17

Металлические элементы. Металлы

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о распространенности металлических элементов в природе;
- понять особенности строения атомов и ионов этих элементов;
- получить представление о металлической связи;
- вспомнить общие физические свойства металлов;
- выяснить состав и свойства некоторых сплавов.

Металлические элементы. В природе металлические элементы встречаются довольно часто. Больше всего металлических элементов содержит литосфера. Среди них наиболее распространен Алюминий (рис. 73). Элементы,





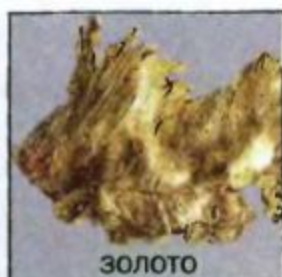
галит NaCl



куприт Cu_2O



медь



золото

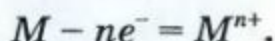
Рис. 74.
Природные
вещества,
образованные
металлическими
элементами

которые образуют активные металлы, содержатся преимущественно в хлоридных, карбонатных, сульфатных и силикатных минералах, другие — в оксидных и сульфидных минералах; очень редко встречаются самородные медь, серебро, золото, платина (рис. 74).

В гидросфере также имеется много металлических элементов, но в значительно меньших количествах. В воде морей и океанов преобладает Натрий, а в пресной воде — Кальций.

Металлические элементы содержатся и в живых организмах. Натрий и Калий входят в состав всех клеток, Магний находится в хлорофилле, а Феррум — в гемоглобине. Соединения Кальция составляют неорганическую основу костей, зубов, яичной скорлупы, ракушек.

Атомы и ионы. В атоме любого металлического элемента на внешнем энергетическом уровне имеется небольшое количество электронов (как правило, от одного до трех). Такой атом может отдавать эти электроны и превращаться в положительно заряженный ион (катион):



► Запишите схему образования иона Лития из атома, используя электронные формулы частиц.

Способность атомов металлических элементов отдавать электроны возрастает с увеличением радиусов атомов: в периоде — справа налево, а в группе — сверху вниз. Типичные металлические элементы находятся в левом нижнем углу периодической системы. Среди

них — Цезий; его атом наиболее легко теряет электрон.

Простые катионы металлических элементов входят в состав соответствующих оксидов, оснований, солей. Значения зарядов таких ионов для элементов главных подгрупп I—III групп совпадают с номерами групп: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} . Аналогичной закономерности для элементов побочных подгрупп не наблюдается. Например, элемент I группы Купрум образует катионы Cu^+ и Cu^{2+} , а элемент VIII группы Феррум — катионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

Атомы некоторых металлических элементов могут образовывать ковалентные связи с атомами неметаллических элементов. Результатом этого является существование соответствующих сложных анионов (например, MnO_4^-) или молекул (CrO_3).

Металлы. Металлические элементы образуют простые вещества — металлы. В обычных условиях они существуют в твердом состоянии (кроме ртути) и являются кристаллическими веществами.

По внешнему виду (рис. 75) и свойствам металлы очень похожи. Это связано с наличием у них химической связи особого типа.



Рис. 75.
Металлы

Металлическая связь. Атомы в металлах расположены настолько близко друг к другу, что их внешние орбитали перекрываются. Электроны, находящиеся в таких орбиталях, отделяются от «своих» атомов, которые превращаются в катионы, и начинают хаотиче-

ски перемещаться в веществе (рис. 76). Эти электроны называют *делокализованными*¹, или обобществленными.

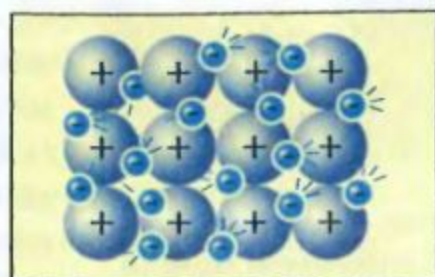


Рис. 76.
Упрощенная модель
строения металла

Связь между катионами в металле, осуществляемая с помощью делокализованных электронов, называется *металлической связью*.

Это интересно

Самую высокую электро- и теплопроводимость имеют серебро, медь, золото, алюминий.

Это интересно

Самый пластичный металл — золото.

Физические свойства. Металлы имеют особый, металлический блеск, проводят электрический ток. Эти свойства обусловлены наличием в них обобществленных электронов. Такие электроны вносят свой вклад в высокую теплопроводимость металлов.

Большинство металлов пластичны; их можно ковать, вытягивать из них проволоку. При механической обработке металла слои катионов сдвигаются относительно друг друга. Однако металлическая связь при этом не разрушается, поскольку ее обеспечивают делокализованные электроны, выступая своеобразной «смазкой» между катионами.

Температуры плавления большинства металлов превышают 1000°C . Металлы, которые плавятся ниже этой температуры (например, свинец, олово, цинк, алюминий), называют легкоплавкими. Самый тугоплавкий металл — вольфрам (т. пл. 3420°C). Наиболее низкую температуру плавления имеет ртуть ($-38,9^{\circ}\text{C}$).

¹ Термин происходит от латинской приставки *de*, которая означает отделение, отмену, и слова *localis* — местный.



Рис. 77.
Серебряная монета

Значения плотности металлов находятся в широком интервале — от 0,534 (литий) до 22,5 г/см³ (осмий).

Металлы различаются и по твердости. Самым твердым является хром; им можно резать стекло. Самые мягкие металлы — натрий, калий, свинец.

Цвет металлов обычно белый или серый. Золото и цезий имеют желтый цвет, а медь — красный (рис. 74).

Железо, кобальт и никель являются ферромагнетиками — веществами, которые способны намагничиваться во внешнем магнитном поле и сохранять такое состояние.

Применение. Важнейшими для практики металлами являются железо, алюминий, медь, цинк. Золото, серебро, платина — драгоценные металлы. Из них изготовляют ювелирные изделия, украшения, иногда чеканят монеты (рис. 77). Эти металлы также применяют в химической промышленности, приборостроении, электронной технике.

Сплавы металлов. Очень часто вместо металлов используют их сплавы (табл. 5). Каждый сплав обычно представляет собой однородную смесь (твердый раствор), которую получают путем совместного плавления металлов с последующим охлаждением.

Таблица 5

Некоторые металлические сплавы

| Название | Состав (массовые доли, %) | Название | Состав (массовые доли, %) |
|--------------------------------|--------------------------------|-----------|---|
| Нержавеющая сталь (обычная) | Fe — 74; Cr — 18; Ni — 8 | Дуралюмин | Al — 71—90; Cu — до 13; Zn, Si, Mg — остальное |
| Бронза (обычная) | Cu — 70—96; Sn — остальное | Нихром | Ni — 77—85; Cr — 15—20; Al — остальное |
| Латунь | Cu — 54—90; Zn — остальное | Мельхиор | Cu — 70—80; Ni — остальное |

По физическим свойствам сплавы отличаются от металлов, входящих в их состав. Они имеют, как правило, более низкие температуры плавления, чем чистые металлы, иные твердость и плотность. Однако сплавам также присущи металлический блеск, высокая электропроводимость.

В химических реакциях сплавы обычно ведут себя как смеси соответствующих металлов.

Ученые получают и исследуют сплавы с целью улучшения свойств металлов. Так, обычное железо быстро ржавеет, а сплавы этого металла с хромом и никелем очень устойчивы в природных условиях. Для изготовления ювелирных украшений используют не чистые драгоценные металлы — мягкие, легко стираемые, а их более твердые сплавы с медью и серебром. С помощью припоя — сплава олова со свинцом — легче паять (т. пл. припоя 180°C), чем чистыми металлами — оловом (т. пл. 232°C) или свинцом (т. пл. 327°C).

Сплавы различных металлов используют в химической промышленности, самолето- и машиностроении, технике, строительстве, монументальном искусстве, быту (рис. 78, 79).



Рис. 78.
Памятник
из бронзы¹

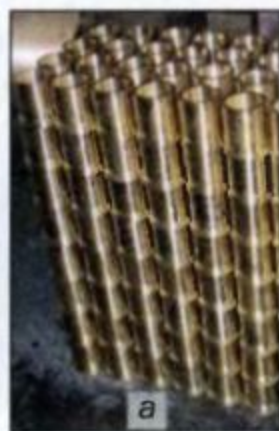


Рис. 79.
Изделия из латуни (а)
и мельхиора (б)

¹ Скульптурная композиция «Планета Альфреда Нобеля», г. Днепрпетровск.

К металлическим элементам относятся все *d*- и *f*-элементы, *s*-элементы (кроме Гидрогена и Гелия) и несколько *p*-элементов.

Металлические элементы достаточно распространены в природе.

Атомы металлических элементов могут терять электроны и превращаться в катионы. Эта их способность возрастает с увеличением радиусов атомов: в периоде — справа налево, а в группе — сверху вниз.

Металлические элементы образуют простые вещества — металлы. Каждый атом в металле теряет один или несколько внешних электронов и превращается в катион. Такие электроны начинают хаотически перемещаться в веществе, т. е. становятся делокализованными.

Связь между катионами в металле, осуществляемая с помощью делокализованных электронов, называется металлической связью.

Металлы проводят электрический ток, имеют характерный блеск, высокую теплопроводимость, большинство из них являются пластичными.

Металлы и их сплавы получили широкое применение в различных отраслях.



159. Каких элементов — металлических или неметаллических — больше в 3-м периоде, 4-м периоде?
160. Назовите группу периодической системы, в которой находятся только металлические элементы.
161. Запишите электронные формулы атома и иона Бериллия.
162. Какие физические свойства являются типичными для металлов? Объясните, почему металлы проводят электрический ток.
163. Почему чаще используют металлические сплавы, а не чистые металлы?
164. Используя материалы Интернета или другие источники информации, подготовьте краткое сообщение о металле или сплаве с особыми свойствами и его применении.

165. В образце специальной бронзы массовые доли металлов таковы (в процентах): Cu — 85; Sn — 9; Zn — 6. Атомов какого элемента в бронзе меньше всего? Сколько атомов Купрума приходится в сплаве на каждые 10 атомов этого элемента?
166. Порошок силумина (сплав алюминия с силицием) массой 5,0 г с массовой долей силиция 14 % сожгли в избытке кислорода. Вычислите массовые доли оксидов в полученной смеси соединений.

для ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Кристаллические решетки металлов

Информацию о расположении частиц в кристалле любого вещества дает модель, называемая кристаллической решеткой. В такой модели существует наименьший трехмерный фрагмент, который повторяется в любых направлениях. С его помощью можно воспроизвести весь кристалл (рис. 80).

Катионы в кристалле металла упакованы довольно плотно. Модель строения металла можно изготовить из шариков, которые будут имитировать катионы. Часть их располагают на плоскости вплотную друг к другу, а затем каждый новый шарик кладут на другой или в углубление между шариками.

Наименьшие фрагменты кристаллических решеток металлов имеют форму куба или шестиугольной призмы (рис. 81). Существует три основных варианта размещения в них катионов:

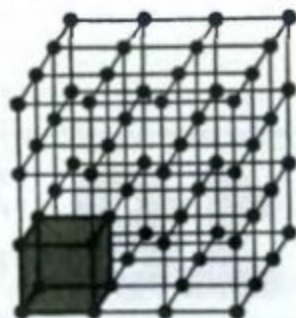


Рис. 80.
Кристаллическая решетка с выделенным наименьшим фрагментом

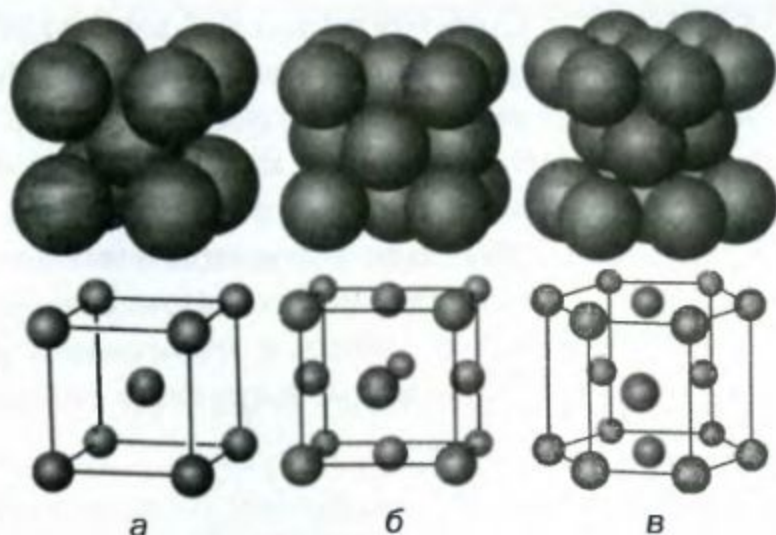


Рис. 81.
Фрагменты кристаллических решеток:
а — натрия;
б — алюминия;
в — магния

- 1) на вершинах и в центре куба (щелочные металлы, барий, хром, вольфрам и др.) — рис. 81, а;
- 2) на вершинах и в центрах граней куба (алюминий, медь, серебро, золото, платина и др.) — рис. 81, б;
- 3) на вершинах и в центрах верхней и нижней граней шестиугольной призмы, а также в трех позициях внутри призмы (магний, бериллий и др.) — рис. 81, в.

Размещение катионов в кристаллических решетках железа и некоторых других металлов зависит от температуры.

18 Химические свойства металлов

Материал параграфа поможет вам:

- повторить химические свойства металлов;
- экспериментально определять и сравнивать химическую активность металлов;
- вспомнить суть коррозии и узнать о способах защиты от нее.

Атомы металлических элементов в химических реакциях всегда отдают электроны. Поэтому металлы, взаимодействуя с различными веществами, являются восстановителями.

Реакции с неметаллами. Активные металлы реагируют со многими неметаллами в обычных условиях, а менее активные — при повышенной температуре¹. Золото взаимодействует лишь с галогенами и не реагирует с кислородом и другими неметаллами.

¹ Иногда нагревание необходимо лишь для того, чтобы реакция началась, а далее она протекает самопроизвольно с выделением теплоты.

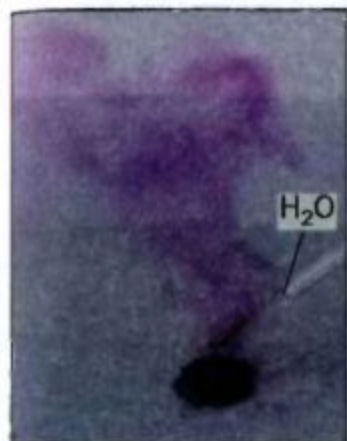
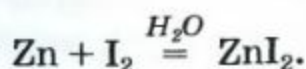


Рис. 82.
Реакция цинка
с иодом

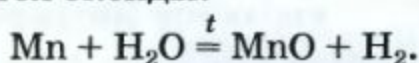
Пример реакции металла с неметаллом в присутствии катализатора — воды (рис. 82):



Реакции с водой. В обычных условиях с водой взаимодействуют щелочные и щелочноземельные металлы. Продуктами каждой реакции является щелочь и водород. Аналогичная реакция с участием магния происходит при нагревании.

- Напишите уравнение реакции бария с водой, составьте схемы окисления и восстановления.

Некоторые менее активные металлы взаимодействуют лишь с водяным паром при высокой температуре. При этом кроме водорода образуются оксиды:

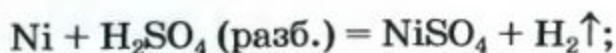


Реакции с кислотами. Для определения возможности реакции между металлом и кислотой (а также солью) используют ряд активности металлов:

Li K Ba Ca Na Mg Be Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H₂) Bi Cu Ag Hg Pt Au

← Усиление восстановительных свойств (химической активности) металлов

Металлы, находящиеся слева от водорода, взаимодействуют с такими кислотами, как хлоридная HCl, ортофосфатная H₃PO₄, сульфатная H₂SO₄ (в разбавленном растворе) с выделением водорода, а те, которые расположены после водорода, не реагируют с ними:



Окислителем в реакциях металлов с этими кислотами является Водород.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 11

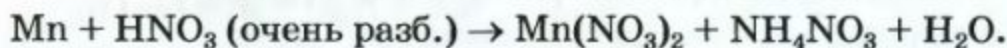
Сравнение активности металлов в реакциях с кислотой

Поместите в одну пробирку гранулу цинка, в другую — гранулу олова. Добавьте в каждую пробирку по 2 мл хлоридной кислоты с массовой долей HCl 20 %. Какой металл проявляет бóльшую химическую активность? Согласуется ли результат опыта с положением металлов в ряду активности?

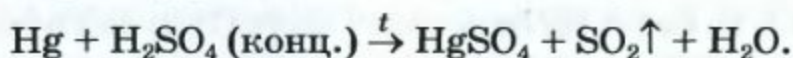
Нагрейте пробирку с менее активным металлом, но не до кипения жидкости. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

В реакциях металлов с нитратной и концентрированной сульфатной кислотами водород не выделяется, а образуются другие вещества. Элементами-окислителями в этих кислотах являются Нитроген (§ 10) и Сульфур (§ 9):

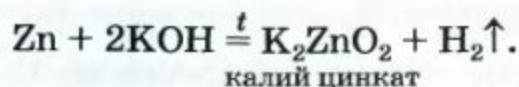


Нитратная и концентрированная сульфатная кислоты взаимодействуют даже с металлами, расположенными в ряду активности после водорода (кроме золота и платины):

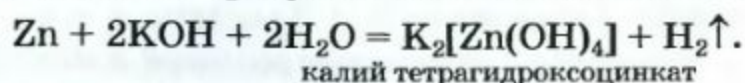


► Превратите схемы двух последних реакций в химические уравнения, подобрав коэффициенты методом электронного баланса.

Реакции со щелочами. Со щелочами взаимодействуют цинк, алюминий, олово, свинец, бериллий, некоторые другие металлы. Такая реакция возможна при одновременном выполнении двух условий: 1) металл находится в ряду активности слева от водорода; 2) оксид (гидроксид) соответствующего металлического элемента является амфотерным. Продукты реакции — соль и водород:

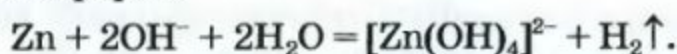


Если взаимодействие происходит в водном растворе, то образуется соль иного состава:



Вывести формулу соединения $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ можно, заменяя в формуле цинката K_2ZnO_2 каждый атом Оксигена (двухвалентный) на две OH-группы (одновалентные). Такая соль в водном растворе диссоциирует на ионы K^+ и $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

Уравнение этой реакции в ионно-молекулярной форме:



Реакции с растворами солей. Металлы взаимодействуют с солями в водном растворе с образованием других металлов и солей (рис. 83):

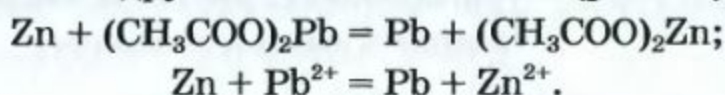
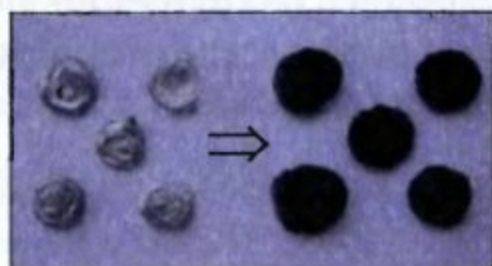


Рис. 83.

Гранулы цинка до и после реакции с плюмбум(II) ацетатом $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ в растворе



Такие реакции происходят, если металл-реагент более активен, чем металл-продукт, т. е. находится в ряду активности перед ним. Кроме того, исходная соль должна быть растворимой в воде, поскольку берут ее раствор.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 12

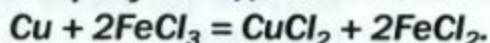
Сравнение активности металлов в реакциях с солью в растворе

Поместите в одну пробирку гранулу цинка, в другую — гранулу олова. Добавьте в каждую пробирку по 2 мл

раствора купрум(II) сульфата. Что наблюдаете? Какой металл проявляет бóльшую химическую активность? Сопоставляется ли результат опыта с положением металлов в ряду активности?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Иногда в результате взаимодействия металла с солью образуются две новых соли:

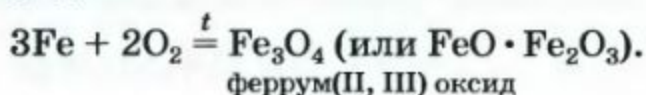


Коррозия металлов. Металлы часто меняют свой первоначальный вид. Железо ржавеет, свинец, медь, серебро темнеют и теряют характерный блеск. Эти явления обусловлены химическими реакциями металлов с кислородом, водой, другими веществами, находящимися с ними в контакте.

Процесс разрушения металлов вследствие их химического взаимодействия с веществами окружающей среды называют *коррозией*¹.

Коррозия наносит большой ущерб. Например, ржавчина «съедает» более 20 % всего железа, выплавляемого в металлургии, а это — миллионы тонн. Устойчивыми к веществам окружающей среды являются самые пассивные металлы — золото и платина.

Железо в сухом воздухе не изменяется, а при нагревании начинает взаимодействовать с кислородом:



Слой двойного оксида Феррума, так называемая железная окалина, образуется на поверхности железа при горячей обработке металла

¹ Термин происходит от латинского слова *corrosio* — разъедание.



Рис. 84.
Ржавчина
на железной
ограде

на прокатных станах, в кузницах. Окалина слабо удерживается на металле и периодически осыпается.

Магний, алюминий, цинк, хром вступают в реакцию с кислородом в обычных условиях. Поэтому на поверхности каждого из этих металлов всегда существует пленка оксида (MgO , Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3). Она очень тонкая и прозрачная (металлы сохраняют характерный блеск), но сплошная и химически устойчивая. Оксидная пленка защищает эти металлы от дальнейшего воздействия кислорода и других веществ.

Чаще происходит коррозия, в которой участвуют вода и водные растворы электролитов.

Железо, контактирующее с водой на воздухе, постепенно ржавеет (рис. 84). Этот процесс упрощенно описывают схемой



► Превратите схему реакции в химическое уравнение.

Ржавчина имеет различный цвет — от светло-бурого до коричневого. Она покрывает металл неплотным слоем и может осыпаться. Иногда железо полностью превращается в ржавчину.

Во влажной среде подвергаются коррозии медь и бронза. На памятниках, крышах, различных изделиях из меди и бронзы со временем появляется зеленый налет соединений Купрума (рис. 85).

Процесс коррозии зависит от нескольких факторов. Чем активнее металл, тем сильнее он корродирует. С повышением температуры скорость коррозии возрастает. В кислой среде коррозия большинства металлов усиливается, а в щелочной — замедляется. Важным для практики

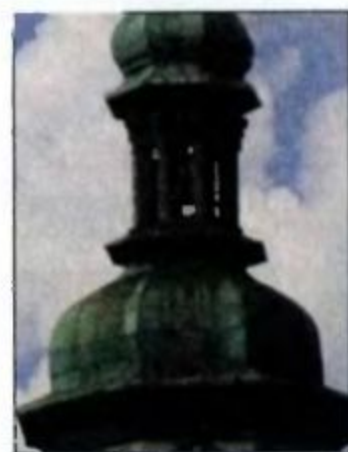


Рис. 85.
Продукты коррозии
на крыше башни,
покрытой медью

является влияние хлорид-ионов на коррозию. Железо, контактируя с морской водой, быстро разрушается. Зимой, когда лед на дорогах посыпают смесью песка и соли, усиливается коррозия нижних частей металлических корпусов автомобилей.

Это интересно

Очень чистый цинк почти не реагирует с кислотами, а очень чистое железо не подвергается коррозии.

Защита от коррозии. Простейший путь защиты от коррозии — изоляция металлов от окружающей среды. Для этого их покрывают масляными красками, лаками (рис. 86, а), которые после высыхания создают на металлической поверхности сплошные, эластичные и химически инертные пленки. К сожалению, на таких покрытиях со временем появляются трещины, краска и лак осыпаются, а при нагревании покрытия разрушаются или обгорают, из-за чего металл приходится красить или лакировать снова.

Металлы защищают от коррозии также керамическими покрытиями — эмалями (рис. 86, б). Это легкоплавкие стекловидные смеси силикатов Аллюминия, Кальция и Натрия. Они устойчивы к воде, разбавленным растворам кислот, щелочей, других веществ.

На оружие, транспортную технику, находящиеся на хранении, наносят смазочные масла. В их состав входят различные жиры, неорганические масла — химически пассивные вещества, не растворяющиеся в воде и не смазывающиеся ею.

Металл можно покрыть другим металлом, более устойчивым к коррозии, — цинком, хромом, никелем, оловом, золотом. Широкое при-

Рис. 86.
Изделия
из металлов,
покрытые:
а — лаком;
б — эмалью;
в — цинком
(оцинкованная
жесть)



менение получила оцинкованная (рис. 86, в) и луженая жесть. Ее производят, погружая железные листы в расплавленный цинк или олово.

Иногда металлы покрывают полимерными материалами.

В промышленности, транспортных средствах, быту железо все чаще заменяют нержавеющей сталью.

ВЫВОДЫ

Металлы в химических реакциях являются восстановителями. Они взаимодействуют с неметаллами, кислотами, солями (в водных растворах), некоторые — еще и со щелочами, а щелочные и щелочноземельные металлы — с водой.

Процесс разрушения металлов вследствие их реакций с веществами окружающей среды называют коррозией.

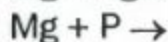
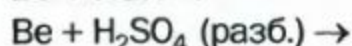
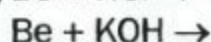
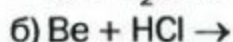
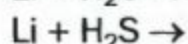
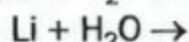
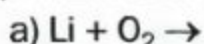
Коррозия металла чаще всего происходит с участием воды и водных растворов электролитов. Ее скорость зависит от активности металла, температуры, кислотности среды.

Металлы защищают от коррозии, покрывая красками, лаками, другими металлами, используя смазочные масла. Широкое применение получила нержавеющая сталь.



167. Соединения каких классов можно получить с помощью реакций между металлами и неметаллами? Приведите несколько примеров.

168. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:



169. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:
- а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb} \rightarrow \text{PbS}$;
 - б) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2$;
 - в) $\text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Sn} \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_2$;
 - г) $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4$.
170. Напишите уравнения возможных реакций между металлами — магнием, серебром — и кислотами — разбавленной сульфатной, концентрированной нитратной. Коэффициенты подберите методом электронного баланса.
171. Укажите возможные реакции между металлом и солью в растворе, допишите соответствующие схемы и составьте химические уравнения:
- а) $\text{Sn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 - б) $\text{Be} + \text{MgBr}_2 \rightarrow$
 - в) $\text{Mn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
 - г) $\text{Mg} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
 - д) $\text{Zn} + \text{BiCl}_3 \rightarrow$
 - е) $\text{Al} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$
- Объясните, почему другие реакции не происходят.
172. Что такое коррозия? Назовите металлы, коррозия которых протекает наиболее интенсивно, и те, что не подвергаются коррозии.
173. Почему коррозия металлических конструкций в промышленных регионах происходит интенсивнее, чем в сельской местности?
174. После проведения реакции 27 г серебра с достаточным количеством нитратной кислоты получено 40 г соли. Вычислите относительный выход аргентум нитрата.
175. В раствор, который содержал 32 г купрум(II) сульфата, погрузили железную пластинку. После того как вся соль прореагировала, масса пластинки увеличилась на 4 %. Определите массу железной пластинки перед проведением опыта.
176. Медный порошок массой 16 г некоторое время нагревали на воздухе, а потом внесли в хлоридную кислоту, взятую в избытке. В результате реакции образовался купрум(II) хлорид массой 2,7 г. Вычислите массовую долю меди в порошке после нагревания.
177. Сплав цинка и алюминия массой 15,7 г ввели в реакцию с избытком раствора щелочи. При этом выделилось 7,84 л газа (н. у.). Какие массы металлов были в сплаве?
178. После нагревания цинкового порошка на воздухе его масса увеличилась на 8 %. Вычислите массовые доли веществ в остатке после проведения опыта.

Материал параграфа поможет вам:

- решать расчетные задачи в случае наличия примесей в реагентах.

Вы знаете, что абсолютно чистых веществ не бывает. Не только природные вещества, но и полученные химиками в лабораториях, содержат различные примеси. В этом параграфе рассмотрим, как осуществляют расчеты по химическим уравнениям, если в реагентах имеются примеси.

ЗАДАЧА 1. Какой объем водорода образуется в нормальных условиях в результате взаимодействия 10,0 г бериллия с достаточным количеством хлоридной кислоты, если массовая доля примесей в металле составляет 3 %?

Дано:

$$m(\text{Be, с прим.}) =$$

$$= 10,0 \text{ г}$$

$$w(\text{прим.}) = 3 \%$$

$$V(\text{H}_2, \text{н. у.}) = ?$$

Решение

1. Вычисляем массу чистого металла.

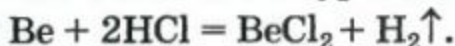
Поскольку масса примесей составляет 3 % от массы взятого металла, то на чистый бериллий приходится 97 % массы:

$$m(\text{Be}) = 10,0 \text{ г} \cdot 0,97 = 9,7 \text{ г}.$$

2. Находим количество вещества бериллия:

$$n(\text{Be}) = \frac{m(\text{Be})}{M(\text{Be})} = \frac{9,7 \text{ г}}{9 \text{ г/моль}} = 1,08 \text{ моль}.$$

3. Записываем химическое уравнение:



4. Рассчитываем количество вещества водорода.

Согласно уравнению:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{Be}) = 1,08 \text{ моль}.$$

5. Вычисляем объем найденного количества вещества водорода в нормальных условиях:

$$\begin{aligned} V(\text{H}_2) &= n(\text{H}_2) \cdot V_M = \\ &= 1,08 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 24,2 \text{ л}. \end{aligned}$$

Ответ: $V(\text{H}_2, \text{н. у.}) = 24,2 \text{ л}.$

ЗАДАЧА 2. В результате реакции 5,8 г алюминия, который содержал примеси, с достаточным количеством серы образовалось 15,0 г алюминий сульфида. Вычислить массовую долю примесей в металле.

Дано:

$$m(\text{Al, с прим.}) = 5,8 \text{ г}$$

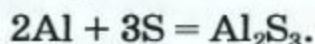
$$m(\text{Al}_2\text{S}_3) = 15,0 \text{ г}$$

$$w(\text{прим.}) = ?$$

Решение

1-й способ

1. Составляем уравнение реакции:



2. Вычисляем количества вещества алюминий сульфида и алюминия (без примесей), который вступил в реакцию:

$$\begin{aligned} n(\text{Al}_2\text{S}_3) &= \frac{m(\text{Al}_2\text{S}_3)}{M(\text{Al}_2\text{S}_3)} = \\ &= \frac{15,0 \text{ г}}{150 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\text{Al}) &= 2n(\text{Al}_2\text{S}_3) = \\ &= 2 \cdot 0,1 \text{ моль} = 0,2 \text{ моль}. \end{aligned}$$

3. Вычисляем массу алюминия (без примесей):

$$\begin{aligned} m(\text{Al}) &= n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = \\ &= 0,2 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 5,4 \text{ г}. \end{aligned}$$

4. Рассчитываем массу примесей в металле:

$$m(\text{прим.}) = 5,8 \text{ г} - 5,4 \text{ г} = 0,4 \text{ г}.$$

5. Находим массовую долю примесей в металле:

$$\begin{aligned} w(\text{прим.}) &= \frac{m(\text{прим.})}{m(\text{Al, с прим.})} = \\ &= \frac{0,4 \text{ г}}{5,8 \text{ г}} = 0,069, \text{ или } 6,9 \%. \end{aligned}$$

2-й способ

1. Составляем уравнение реакции:

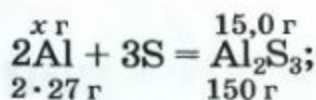


2. Рассчитываем массу алюминия (без примесей).

Делаем подготовительную запись для составления пропорции, указав массы веществ в уравнении реакции:

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Al}_2\text{S}_3) = 150 \text{ г/моль};$$



$$x = m(\text{Al}) = \frac{2 \cdot 27 \cdot 15,0}{150} = 5,4 \text{ (г)}.$$

3. Вычисляем массу примесей в металле:

$$m(\text{прим.}) = 5,8 \text{ г} - 5,4 \text{ г} = 0,4 \text{ г}.$$

4. Рассчитываем массовую долю примесей в металле:

$$\begin{aligned} w(\text{прим.}) &= \frac{m(\text{прим.})}{m(\text{Al, с прим.})} = \\ &= \frac{0,4 \text{ г}}{5,8 \text{ г}} = 0,069, \text{ или } 6,9 \%. \end{aligned}$$

Ответ: $w(\text{прим.}) = 0,069$, или $6,9 \%$.

?

179. Какую массу известняка с массовой долей примесей 10% необходимо взять для получения $22,4 \text{ л}$ углекислого газа (н. у.)?
180. При разложении калий нитрата массой $20,8 \text{ г}$, содержащего примеси, образовалось $3,2 \text{ г}$ кислорода. Вычислите массовую долю примесей в калий нитрате.
181. Какова массовая доля примесей в калий бромиде, если в результате реакции 84 г соединения с достаточным количеством хлора образовалось 48 г брома?
182. Найдите массу углекислого газа, который образуется в результате сжигания 1 т угля в избытке воздуха, если суммарная массовая доля элементов в угле, кроме Карбона, составляет 10% .
183. Какую массу натрий сульфида можно получить из 700 кг глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, содержащей 8% примесей по массе? Напишите уравнение соответствующей реакции, которая происходит при нагревании между безводным натрий сульфатом и углеродом с образованием натрий сульфида и угарного газа.
184. К образцу доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ массой 20 г добавили 150 г хлоридной кислоты с массовой долей HCl 20% . Выделилось $4,48 \text{ л}$ газа (н. у.). Вычислите: а) массовую долю примесей в доломите; б) массовые доли солей в полученном растворе. Примите во внимание, что примеси не реагируют с кислотой.
185. В результате взаимодействия $0,65 \text{ г}$ цинка с хлоридной кислотой выделилось $0,011 \text{ моль}$ водорода. Какие примеси могут быть в цинке?

Материал параграфа поможет вам:

- получить представление о распространенности Натрия и Калия в природе;
- вспомнить строение атомов и ионов этих элементов;
- повторить свойства натрия, калия и соединений соответствующих элементов;
- выяснить сферы применения натрия, калия, соответствующих щелочей и солей.

Натрий и Калий. Элементы Натрий и Калий¹ — самые типичные среди металлических элементов. Они находятся в главной подгруппе I группы периодической системы. Эти элементы, а также Литий, Рубидий, Цезий и Франций² названы щелочными, поскольку их гидроксиды растворяются в воде и являются щелочами (сильными основаниями).

Распространенность в природе. Натрий и Калий достаточно распространены на нашей планете и встречаются только в соединениях. Атомная доля Натрия в литосфере составляет 2,3 %, а Калия — 1,3 %. Важнейшие минералы этих элементов (рис. 87): каменная соль, или галит, NaCl ; мирабилит, или глауберова соль, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; сильвинит $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$; сильвин KCl ; карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; полевые шпаты $\text{M}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ ($\text{M} — \text{Na}, \text{K}$).

¹ Названия элементов происходят от арабского слова «натрун» или греческого nitron — природная сода, и арабского «аль-кали» — поташ K_2CO_3 . С карбонатами связаны также английские названия металлов и элементов: *alkali metals* — щелочные металлы, *Sodium* — Натрий, *Potassium* — Калий.

² Франций — радиоактивный элемент, практически отсутствующий в природе. Он образуется при радиоактивном распаде некоторых нуклидов.

Рис. 87.
Минералы
Натрия и Калия



В Украине имеются месторождения каменной соли в Донецкой (Артемовск), Закарпатской (Солотвино) областях, а также калийных солей во Львовской и Ивано-Франковской (Калуш) областях. Эти природные соединения в основном служат сырьем для химической промышленности.

Катионы Натрия и Калия наряду с другими находятся в природной воде, причем и в морях, и в реках ионов Na^+ больше, чем K^+ .

Натрий и Калий также содержатся в живых организмах.

Масса Натрия в организме взрослого человека равна приблизительно 100 г, а Калия — 140 г. Ионы этих элементов входят в состав плазмы крови, внутриклеточных и межклеточных жидкостей, костей, мышечных тканей. Человек теряет Натрий и Калий преимущественно с потом и мочой. Для пополнения организма Натрием следует ежедневно употреблять вместе с пищей 3—6 г соли. Больше всего Калия содержат бобы, курага, чернослив, виноград, хлеб, крупы. Среднесуточная потребность взрослого человека в Калии составляет 3—4 г.

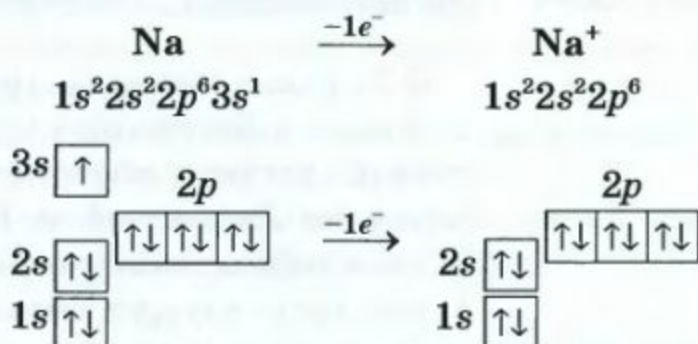
Калий является одним из важнейших элементов для растений. Он ускоряет их развитие, увеличивает устойчивость к болезням и неблагоприятным погодным условиям. Поэтому в сельском хозяйстве используют калийные удобрения (§ 12).

Электронное строение атомов и ионов.
Атомы Натрия, Калия и других щелочных

элементов имеют на внешнем энергетическом уровне по одному электрону и очень легко теряют его, превращаясь в однозарядные катионы:



Проиллюстрируем превращение атома Натрия в ион с помощью электронных формул частиц:



Ионы Na^+ и K^+ входят в состав всех соединений Натрия и Калия — оксидов, гидроксидов, солей.

Простые вещества элементов. Металлы натрий и калий — одни из наиболее легкоплавких; температуры их плавления составляют соответственно 97,9 и 63,5 °С. Они легче воды (плотность натрия — 0,97 г/см³, а калия — 0,86 г/см³), мягкие, легко режутся ножом. На свежем срезе эти металлы имеют металлический блеск, который быстро исчезает вследствие их взаимодействия с компонентами воздуха и образования различных соединений.

Натрий и калий — чрезвычайно активные металлы. Их хранят в герметически закрытых сосудах под слоем керосина.

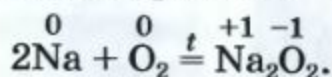
Натрий и калий взаимодействуют почти со всеми неметаллами. Эти реакции происходят с выделением значительного количества теплоты, иногда — с воспламенением или взрывом.

► Напишите уравнения реакций: а) натрия с водородом; б) калия с серой.

Это интересно

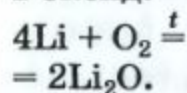
Пары натрия и калия состоят из атомов и небольшого количества молекул Na_2 или K_2 .

Взаимодействие натрия с кислородом происходит с образованием соединения, название которого — натрий пероксид:



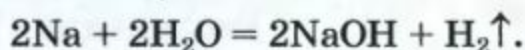
Это интересно

Легкий щелочной металл литий, реагируя с кислородом, превращается в оксид:



Одновременно образуется небольшое количество оксида Na_2O . Основным продуктом реакции калия с кислородом является соединение с формулой KO_2 .

Натрий при попадании в воду бурно реагирует с ней и плавится (реакция является экзотермической):



Во время опыта можно наблюдать, как серебристый шарик жидкого металла «бежит» по поверхности воды, а из-под него выделяется водород, который иногда вспыхивает.

Калий реагирует с водой со взрывом.

Натрий и калий очень активно взаимодействуют с кислотами. Если используют не чистые кислоты, а их водные растворы (концентрированные, разбавленные), то металлы одновременно реагируют и с водой.

Натрий используют как катализатор в производстве синтетического каучука, а в жидком состоянии (также и его сплав с калием) — как теплоноситель в системах охлаждения ядерных реакторов. Парами натрия заполняют лампы для городского освещения.

Оксиды Натрия и Калия являются типичными основными оксидами. Они активно взаимодействуют с водой с образованием гидроксидов, реагируют с кислотными оксидами, кислотами. Оксиды Натрия и Калия не удается получить из соответствующих гидроксидов или карбонатов, которые являются термически устойчивыми. Они образуются при нагревании соединений Na_2O_2 или KO_2 с соответствующими металлами в отсутствие воздуха:

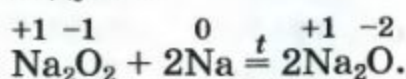




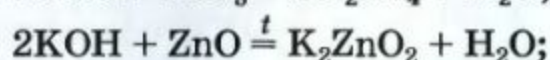
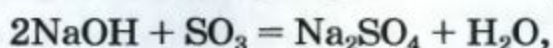
Рис. 88.
Результат
поглощения
паров воды
гранулами щелочи

Гидроксиды Натрия и Калия имеются в каждой химической лаборатории. Они были известны еще алхимикам, которые дали им названия «едкий натр» и «едкое кали». Эти соединения растворяются в воде с выделением значительного количества теплоты, хорошо поглощают влагу и даже расплываются во влажной атмосфере (рис. 88). Поэтому их хранят в герметически закрытых сосудах и используют для осушки газов, органических растворителей.

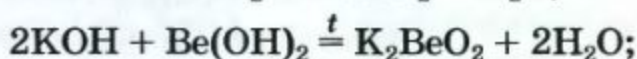
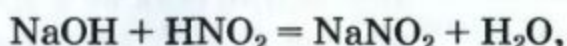
Гидроксиды Натрия и Калия и их растворы разъедают ткани, бумагу, кожу, представляют опасность для слизистых оболочек и особенно глаз, вызывают тяжелые ожоги. С этими соединениями необходимо работать очень осторожно.

Будучи сильными основаниями (щелочами), гидроксиды Натрия и Калия вступают в реакции:

- с кислотными и амфотерными оксидами



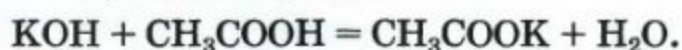
- с кислотами и амфотерными гидроксидами



- с солями



- с некоторыми органическими веществами (карбоновыми кислотами, жирами, аминокислотами, белками)



уксусная кислота калий ацетат

Это интересно

Техническое название натрий гидроксида — каустическая сода.

Гидроксиды Натрия и Калия широко применяются на практике: NaOH — в процессах очистки нефтепродуктов, производстве некоторых органических соединений, моющих средств, искусственных волокон, лекарств, бумаги; KOH — в аккумуляторах в качестве

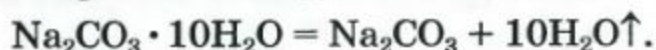
электролита. Они являются исходными веществами для получения различных соединений Натрия и Калия.

Соли Натрия и Калия — преимущественно белые порошки или бесцветные кристаллы¹, растворимые в воде. Соли Натрия окрашивают пламя в ярко-желтый цвет, а соли Калия — в бледно-фиолетовый (рис. 89). Легко заметить, что поваренная соль, попадая в пламя газовой плиты, делает его на мгновение желтым. Такими эффектами можно воспользоваться для распознавания соединений Натрия и Калия.

Рис. 89.
Окрашивание
пламени
солями
Натрия (а)
и Калия (б)



Многие соли Натрия и некоторые соли Калия образуют кристаллогидраты. При нагревании, а иногда и самопроизвольно они теряют воду, которая выделяется в виде пара. Так, бесцветные прозрачные кристаллы $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (кристаллическая сода), находясь на воздухе, постепенно превращаются в белый порошок безводного соединения:



Соли Натрия и Калия, и в первую очередь хлориды, карбонаты, сульфаты, нитраты, широко используют на практике. Хлориды являются исходными веществами в производстве щелочей, хлора, соды, а натрий карбонат

¹ Одно из исключений — черно-фиолетовый калий перманганат KMnO_4 («марганцовка»). Окраска этой соли обусловлена анионами MnO_4^- .

и натрий сульфат — в производстве стекла. Соли Калия (хлорид, сульфат, нитрат) применяют в качестве удобрений (§ 12).

ВЫВОДЫ

Натрий и Калий — важнейшие щелочные элементы. Они достаточно распространены в природе. Все соединения этих элементов содержат ионы Na^+ или K^+ .

Натрий и калий — легкие, мягкие, легкоплавкие металлы. Они очень активно взаимодействуют с неметаллами, водой, кислотами.

Оксиды Натрия и Калия являются типичными основными оксидами, а гидроксиды — щелочами.

Большинство солей Натрия и Калия — белые или бесцветные твердые вещества, растворимые в воде. Часть этих соединений является кристаллогидратами. Хлориды, карбонаты, сульфаты, нитраты Натрия и Калия широко применяются на практике. Некоторые соли Калия служат удобрениями.



186. Почему в природе нет щелочных металлов?
187. Почему натрий и калий невозможно получить с помощью реакции более активного металла с солью Натрия или Калия в водном растворе?
188. Напишите уравнения реакций натрия с азотом, селеном, хлором, фосфором.
189. Укажите правильное окончание предложения «В случае попадания концентрированного раствора щелочи на руку пораженное место необходимо...»:
 - а) вытереть салфеткой;
 - б) промыть уксусной эссенцией;
 - в) промыть проточной водой, а затем — разбавленным раствором уксусной кислоты;
 - г) промыть проточной водой, а затем — разбавленным нашатырным спиртом.

190. Допишите схемы реакций с участием щелочей, взятых в избытке, и составьте химические уравнения:
- | | |
|--|--|
| а) $\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow$ | б) $\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{PbO} \rightarrow$ | $\text{KOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ | $\text{KOH} + \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow$ |
191. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:
- а) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaOH}$;
б) $\text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4$.
192. В пронумерованных пробирках содержатся растворы хлорида, сульфита, сульфата, карбоната, силиката и ацетата Натрия. Составьте план распознавания этих растворов. Запишите соответствующие химические уравнения в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
193. Какое из соединений Натрия имеет наибольшую массовую долю этого элемента? Вычислите ее значение.
194. Выведите формулу кристаллогидрата натрия бромида, если молярная масса соединения равна 139 г/моль.
195. Некоторый сплав натрия с калием содержит одинаковое число атомов каждого элемента. Вычислите массовые доли металлов в этом сплаве.
196. Сколько молекул воды нужно записать в формуле минерала каинита $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, если массовая доля Калия в соединении составляет 15,7 %?
197. В результате реакции натрия массой 2,5 г с достаточным количеством воды образовалось 1,12 л водорода (н. у.). Рассчитайте массу примесей в металле.

для ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Цезий

Цезий — щелочной элемент, простое вещество которого является самым активным металлом¹. Почти все реакции с участием этого металла происходят с большой скоростью, выделением значительного количества теплоты, а иногда сопровождаются взрывом. Оксид, гидроксид и соли Цезия очень похожи по свойствам на аналогичные соединения Натрия и Калия.

¹ Если не принимать во внимание радиоактивный франций.

Цезий мало распространен в природе. Соединения этого элемента ограничено применяют на практике. Некоторые физические свойства цезия изменяются под действием света, благодаря чему его используют в фотоэлектрических приборах.

В результате аварии на Чернобыльской АЭС в окружающую среду попали многие радиоактивные нуклиды. Среди них был Цезий-137. Он очень опасен для человека, поскольку распадается с выделением β -частиц (электронов) и γ -излучения. Этот нуклид попадает в организм вместе с пищей, всасывается в кишечник, откладывается в мышцах, печени. Радиоактивный Цезий довольно быстро выводится из организма, поскольку соединения элемента хорошо растворимы в воде.

Существенно уменьшить содержание радионуклида ^{137}Cs в пищевых продуктах можно, если их тщательно мыть, очищать от кожуры, вымачивать в воде или уксусе, подвергать кулинарной обработке.

21

Магний и Кальций

Материал параграфа поможет вам:

- получить представление о распространенности Магния и Кальция в природе;
- вспомнить строение атомов и ионов этих элементов;
- повторить свойства и выяснить сферы применения магния, кальция и соединений соответствующих элементов;
- узнать о жесткости воды и методах ее устранения.

Магний и Кальций. Элементы Магний и Кальций¹ находятся в главной подгруппе

¹ Название элемента Магния происходит от старого названия оксида MgO — магнезия, а Кальция — от латинского слова *calcis* (*calx*) — известь.

II группы периодической системы. Эти элементы, а также Стронций, Барий и Радий называют щелочноземельными¹. Слово «щелочноземельный» берет начало из средних веков. Алхимики называли некоторые оксиды «землями» (например, соединение Al_2O_3 — глиноземом, SiO_2 — кремнеземом). Они обнаружили, что оксиды MgO , CaO , SrO , BaO взаимодействуют с водой, а раствор, который образуется при этом, имеет щелочную реакцию.

Распространенность в природе. Магний и Кальций относятся к наиболее распространенным элементам. Они, как и щелочные элементы, встречаются лишь в соединениях. Атомная доля Магния в земной коре составляет 1,6 %, Кальция — 1,8 %. Важнейшие минералы этих элементов: магнезит MgCO_3 ; карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$; кальцит, известняк, мел, мрамор CaCO_3 ; гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; флюорит CaF_2 ; фторапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ (рис. 90). Катионы Магния и Кальция имеются в природной воде.



Рис. 90.
Минералы
Магния
и Кальция

Магний и Кальций также содержатся в растениях, организмах животных и человека. Магний входит в состав хлорофилла — зеленого пигмента растений. Это соединение принимает участие в процессе фотосинтеза. Магний

¹ Бериллий не относят к щелочноземельным элементам, поскольку оксид BeO и гидроксид $\text{Be}(\text{OH})_2$ являются амфотерными соединениями.

Это интересно

При недостатке Магния в почве используют магниевые удобрения, например калимагнезию — смесь сульфатов Калия и Магния.

стимулирует усвоение растениями Фосфора, накопление сахара в сахарной свекле и крахмала в картофеле.

В организме взрослого человека находится приблизительно 20 г Магния. Этот элемент способствует формированию костей, нормальному функционированию нервной системы и мышц. Суточная потребность организма в Магнии составляет 0,3—0,4 г. Он поступает в организм преимущественно с зелеными овощами.

Кальций карбонат является неорганической основой яичной скорлупы, ракушек, кораллов, а фосфаты Кальция — основой костей и зубов. Ионы Ca^{2+} имеются в сыворотке крови; при их недостатке кровь плохо сворачивается. Масса Кальция в организме взрослого человека равна почти 1 кг, а суточная потребность в этом элементе составляет 1—1,2 г. Она удовлетворяется в основном за счет молока и молочных продуктов. При недостатке Кальция врачи рекомендуют принимать соли этого элемента и органических кислот — глюконат, глицерофосфат, глутаминат.

Электронное строение атомов и ионов. На внешнем энергетическом уровне атомов Магния и Кальция находится два электрона. Атомы легко их теряют, превращаясь в двухзарядные катионы:



► Запишите электронные формулы и изобразите их графические варианты для атома и иона Магния.

Катионы Магния и Кальция входят в состав всех соединений этих элементов.

Простые вещества элементов. Магний и кальций — серебристо-белые легкие металлы. Они тяжелее и тверже щелочных металлов, плавятся при значительно более высоких температурах: 650 (Mg) и 842 °C (Ca).

Активность магния и особенно кальция в химических реакциях высока, но уступает щелочным металлам. На воздухе кальций теряет металлический блеск, поскольку медленно реагирует с кислородом и водяным паром. Чтобы предотвратить взаимодействие кальция с компонентами воздуха, его хранят под слоем керосина.

Магний и кальций вступают в реакции со многими неметаллами. Продуктами их взаимодействия с кислородом (рис. 91) являются оксиды (отличие от натрия и калия).

Кальций медленно реагирует с водой в обычных условиях (рис. 92)



а магний — при нагревании.

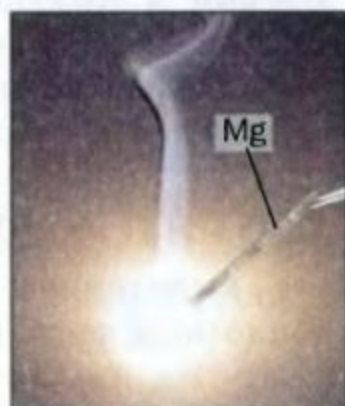


Рис. 91.
Горение магния
на воздухе

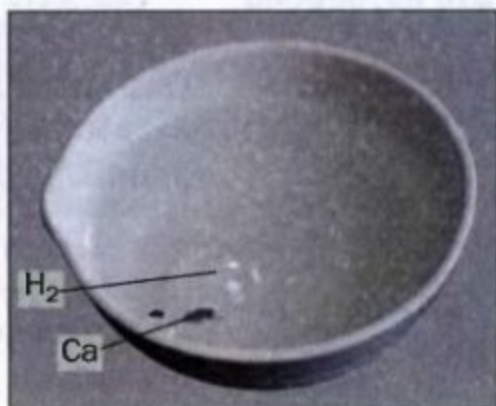
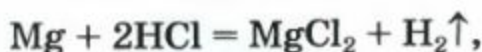
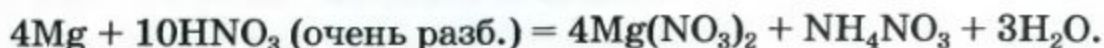


Рис. 92.
Реакция кальция
с водой

Магний и кальций активно взаимодействуют с кислотами. В результате реакций с хлоридной и разбавленной сульфатной кислотами кроме соответствующих солей образуется водород



а с нитратной и концентрированной сульфатной кислотами — продукты восстановления Нитрогена и Сульфура:

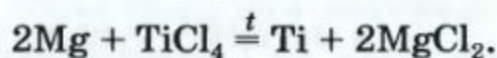
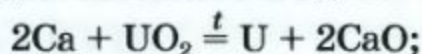


Магний взаимодействует с растворами солей, «вытесняя» менее активные металлы



а кальций одновременно реагирует и с водой.

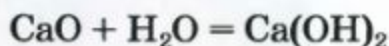
Магний получил большее применение на практике, чем кальций. Он служит основой легких и прочных сплавов для авиационной и космической техники, транспорта, других отраслей. Важнейшими сплавами магния являются магниевые (содержит алюминий) и магниевые (содержит алюминий и кремний). Магний и кальций применяют в качестве восстановителей для получения некоторых металлов из оксидов или галогенидов:



Это интересно

В 1 л воздуха после его длительного контакта с магниевым оксидом остается менее 0,01 мг паров воды.

Оксиды Магния и Кальция. Соединения MgO и CaO — белые тугоплавкие вещества. Они относятся к основным оксидам, которые взаимодействуют с водой с образованием оснований. Реакция



происходит с выделением значительного количества теплоты, и часть воды может превратиться в пар. На практике этот процесс называют гашением извести. Отсюда и технические названия соединений — негашеная известь (CaO), гашеная известь (Ca(OH)_2).

Оксиды Магния и Кальция взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами, кислотами, амфотерными гидроксидами.

► Напишите уравнения реакций кальция оксида с такими соединениями: N_2O_5 , PbO , HNO_2 , Zn(OH)_2 .

В промышленности оксиды Магния и Кальция получают обжигом природных карбонатов.

Оба соединения используют в производстве строительных материалов. Магний оксид служит основой огнеупорной керамики.

Гидроксиды Магния и Кальция. Соединения $Mg(OH)_2$ и $Ca(OH)_2$ — белые порошки, малорастворимые в воде. Суспензию кальций гидроксида в воде называют известковым молоком, а водный раствор соединения — известковой водой.

Гидроксиды Магния и Кальция являются типичными основаниями (соединения Кальция относят к щелочам). Они вступают в реакции с кислотными и амфотерными оксидами, кислотами, амфотерными гидроксидами. В отличие от гидроксидов Натрия и Калия соединения $Mg(OH)_2$ и $Ca(OH)_2$ разлагаются при нагревании, превращаясь в оксиды.

Гашеную известь $Ca(OH)_2$ используют в строительстве, производстве хлорной извести (дезинфицирующее средство), отбеливателей, для нейтрализации промышленных стоков, умягчения воды, очистки сока сахарной свеклы. Водная суспензия магний гидроксида является лекарственным средством для понижения кислотности в желудке.

Соли Магния и Кальция. Наибольшее практическое значение среди солей Магния и Кальция имеют карбонаты и сульфаты этих элементов, а также кислые ортофосфаты Кальция.

В строительстве издавна используют такие природные материалы, как известняк, ракушечник (рис. 93) и мрамор (их основу составляет карбонат $CaCO_3$), а также гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Из гипса при нагревании до $150^\circ C$ получают алебастр $2CaSO_4 \cdot H_2O$:



Если к алебастру добавить небольшое количество воды, то смесь в течение нескольких минут затвердевает, поскольку происходит обратная реакция (вновь образуется гипс). Благодаря такому свойству алебастр используют в строительном деле, при создании скульптур, в медицине



Рис. 93.
Блоки
из ракушечника



Рис. 94.
Доломит

Это интересно

В 1 л днепровской воды содержится в среднем 64 мг ионов Кальция и 12 мг ионов Магния.

для наложения гипсовых повязок. Так называемая горькая соль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (магний сульфат, гептагидрат) является лекарственным средством. Природные карбонаты — магнезит MgCO_3 и доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (рис. 94) служат сырьем для производства огнеупорных материалов. Кислые ортофосфаты Кальция применяют в качестве фосфорных удобрений (§ 12).

Жесткость воды. На производстве, в домашнем хозяйстве, быту используется пресная вода. В ней имеется небольшое количество катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Эти ионы обуславливают так называемую жесткость воды и создают определенные проблемы при ее применении.

В жесткой воде мыло плохо пенится, что не способствует полному удалению загрязнений при стирке тканей. Компоненты мыла взаимодействуют с ионами Ca^{2+} и Mg^{2+} с образованием нерастворимых соединений Кальция и Магния, не обладающих моющими свойствами. Они осаждаются на нитях и ухудшают качество ткани. Жесткая вода постепенно приводит в непригодность производственное оборудование, устройства для ее нагревания.

Различают временную и постоянную жесткость воды.

Временная, или карбонатная, жесткость обусловлена одновременным наличием в природной воде катионов Ca^{2+} , Mg^{2+} и анионов HCO_3^- , или, другими словами, растворенных гидрогенкарбонатов $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. При кипячении такой воды происходит разложение кислых солей:



Средние карбонаты, осаждаясь в системах водяного отопления, паровых котлах, чайниках, на поверхности нагревательных устройств, образуют накипь (рис. 95). Она ухудшает

Рис. 95.
Накипь



теплообмен, уменьшает пропускную способность тепломагистралей, иногда является причиной аварий.

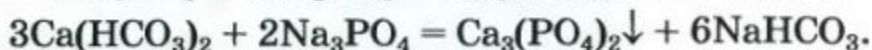
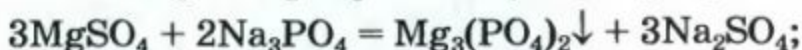
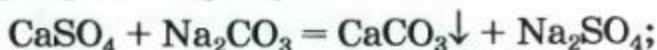
Простейший способ устранения временной жесткости воды в домашних условиях — ее кипячение. Избавиться от гидрогенкарбонатов Кальция и Магния, а также других солей этих элементов можно, добавив в природную воду небольшое количество кальцинированной соды Na_2CO_3 (несколько граммов — на каждые 10 л воды):



Постоянная, или некарбонатная, жесткость. Этот вид жесткости природной воды обуславливают ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} , принадлежащие сульфатам и другим растворенным солям Кальция и Магния.

Устранить постоянную жесткость воды кипячением нельзя.

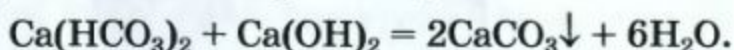
Полное удаление ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} из природной воды, т. е. устранение постоянной и временной жесткости, возможно при использовании кальцинированной соды или натрия ортофосфата Na_3PO_4 :



Незначительное количество ионов Натрия, которые появляются после этого в воде, не влияет на ее технологические качества.

- Напишите ионно-молекулярное уравнение для последней реакции.

Добавляя в природную воду гашеную известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$, можно осадить почти все ионы Магния и те ионы Кальция, которые обуславливают карбонатную жесткость:



Существуют более эффективные методы устранения жесткости воды. Один из них основан на использовании особых полимеров — ионообменных смол. Иногда в воду, направляемую на технические нужды, добавляют реагенты, которые связывают ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} в растворимые соединения, устойчивые к нагреванию, чем предотвращают образование накипи.

ВЫВОДЫ

Магний и Кальций — важнейшие щелочноземельные элементы. Они очень распространены в природе.

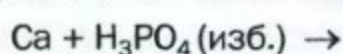
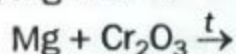
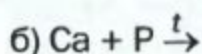
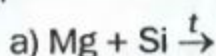
Магний и кальций — легкие, легкоплавкие, химически активные металлы. Они взаимодействуют с неметаллами, водой, кислотами.

Все соединения Магния и Кальция содержат ионы Mg^{2+} или Ca^{2+} . Оксиды этих элементов относятся к типичным основным оксидам, а гидроксиды — к типичным основаниям. Большинство солей Магния и Кальция — белые или бесцветные твердые вещества.

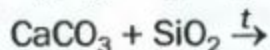
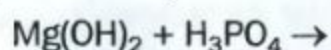
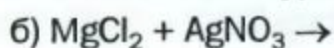
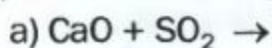
Оксиды, гидроксиды, карбонаты, сульфаты Магния и Кальция, а также ортофосфаты Кальция используют на практике.

Ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} обуславливают жесткость воды. Временная, или карбонатная, жесткость является причиной образования накипи, усложняет технологические процессы. Жесткость воды уменьшают или устраняют различными методами.

198. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:

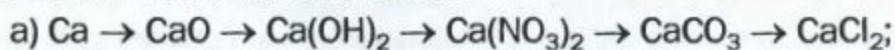


199. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:



200. Запишите уравнения реакций термического разложения гидроксида, карбоната и нитрата Магния.

201. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:



202. Как можно очистить природную воду от растворенных в ней солей Магния и Кальция?

203. Какие массы кальция и фосфора необходимо взять для получения 9,1 г кальций фосфида?

204. Какой щелочноземельный металл прореагировал с 4,48 л хлора (н. у.), если образовалось 19 г соли?

205. Вычислите массовую долю Кальция в гипсе $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, который содержит 10 % примесей по массе.

206. При нагревании порции кристаллогидрата кальций нитрата образовалось 4,1 г безводной соли и 1,8 г воды. Выведите формулу кристаллогидрата.

207. Отношение масс Кальция и Карбона в кальций карбиде составляет 5 : 3. Найдите формулу соединения.

208. Какая масса осадка образуется в результате реакции 7,6 г магний хлорида с 50 г раствора натрия гидроксида, массовая доля щелочи в котором составляет 16 %?

209. После прокаливании магний карбоната его масса уменьшилась вдвое. Полностью ли разложилась соль? Попробуйте дать ответ не проводя письменных расчетов.

210. Смесь магния и кальция разделили на две одинаковых части. В результате взаимодействия одной части смеси с избытком хлоридной кислоты выделилось 224 мл водорода (н. у.), а после добавления к другой части смеси достаточного количества холодной воды получен вдвое меньший объем водорода. Вычислите массовые доли металлов в смеси.

Стронций

Стронций — один из щелочноземельных элементов. Металл, имеющий такое же название, несколько более активен, чем кальций, но уступает барию. Соединения Стронция по своим свойствам очень похожи на соединения Кальция и Бария.

В природе Стронций мало распространен. Некоторые его соединения применяют в технике, а также при создании фейерверков (элемент окрашивает пламя в карминово-красный цвет).

Кроме стабильных нуклидов для Стронция известны и радиоактивные. Самый опасный из них — ^{90}Sr — находился в выбросах во время аварии на Чернобыльской АЭС. Этот радионуклид распадается с выделением β -частиц. Попадая в организм, Стронций-90 быстро всасывается в кровь и накапливается преимущественно в костях. Поэтому он очень медленно выводится из организма (отличие от Цезия-137). Радионуклид ^{90}Sr наносит значительный вред костной ткани, костному мозгу, кроветворной системе. Выведению радиоактивного Стронция способствует поступление в организм Кальция, который вытесняет радионуклид из неорганической основы костей.

ЭКСПЕРИМЕНТИРУЕМ ДОМА

Удаление накипи

Накипь образуется в посуде, в которой многократно кипятят водопроводную воду. В домашних условиях накипь можно удалить с помощью уксуса. Для этого в эмалированную кастрюлю или чайник с накипью налейте воды, добавьте несколько столовых ложек уксуса и кипятите раствор кислоты в течение 20—30 мин. Затем вылейте жидкость, удалите твердой губкой остаток накипи и промойте посуду водой. В случае необходимости процедуру повторите.

Уксусной кислотой можно очистить от накипи кипятильник. Погрузите его в разбавленный раствор этой кислоты и включите на 1—2 минуты, чтобы жидкость не успела закипеть. Спустя некоторое время вылейте жидкость, удалите губкой накипь и промойте кипятильник водой.

Хорошо удаляет накипь адипиновая кислота. Это — органическое соединение, кристаллический порошок белого цвета. Адипиновую

кислоту можно приобрести в хозяйственном магазине; название этого препарата — «адипинка». Порядок приготовления раствора соединения и способ его применения указаны на упаковке.

22 Алюминий

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о распространенности Алюминия в природе;
- расширить свои знания о свойствах алюминия и соединений одноименного элемента;
- выяснить сферы применения алюминия, оксида и солей Алюминия.

Алюминий. Элемент Алюминий¹ находится в 3-м периоде в главной подгруппе III группы.

Распространенность в природе. Алюминий — самый распространенный металлический элемент в литосфере; его атомная доля равна 6,4 %. Вместе с Оксигеном и Силицием он составляет основу неорганического (минерального) мира. В природе нет металла алюминия, однако существует очень много соединений одноименного элемента. Его важнейшими минералами являются боксит — смесь соединений с формулами $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{AlO}(\text{OH})$, каолинит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (основа глины), нефелин $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ или $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ (рис. 96), а также полевые шпаты (с. 144); иногда встречается корунд Al_2O_3 .

¹ Название элемента происходит от латинского слова *alumen* (*aluminis*) — квасцы. Квасцы — соединение Алюминия (с. 170), которое издавна применялось при крашении тканей и как кровоостанавливающее.

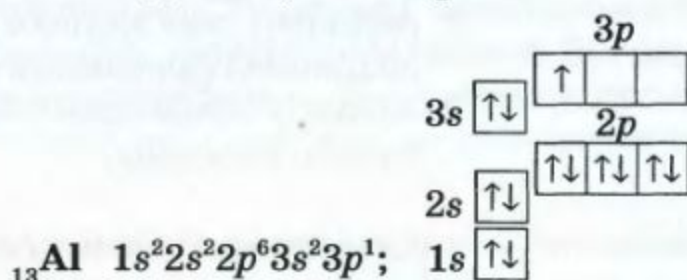
Рис. 96.
Минералы
Алюминия



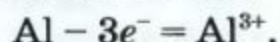
Это интересно
Соединение $AlO(OH)$, как и гидроксид $Al(OH)_3$, является амфотерным.

Несмотря на значительную распространенность Алюминия в литосфере, природная вода содержит его очень мало, а в растениях и живых организмах этого элемента практически нет.

Электронное строение атома и иона. На внешнем энергетическом уровне атома Алюминия находятся три электрона:



Атом легко теряет эти электроны, превращаясь в трехзарядный катион:



Катионы Алюминия входят в состав большинства соединений элемента.

► Запишите электронную формулу и изобразите ее графический вариант для иона Алюминия.

Простое вещество элемента. Металл алюминий известен каждому из вас. В мире его выплавляют десятки миллионов тонн ежегодно; по объему производства он занимает второе место после железа.

Физические свойства. Алюминий — серебристо-белый металл, плавящийся при температуре $660^\circ C$. Он легкий (его плотность соста-



Рис. 97.
Реакция
алюминия
с иодом

вляет $2,70 \text{ г/см}^3$) и пластичен. Из алюминия вытягивают проволоку, изготавливают тонкую фольгу. Этот металл имеет высокую электро- и теплопроводимость, образует легкие и прочные сплавы. Важнейшие среди них — дуралюмин (с. 128), силумин (сплав с силицием), магналий и авиаль (с. 156).

Химические свойства. Алюминий — очень активный металл, лишь немного уступающий магнию.

Реакции с неметаллами. С большинством неметаллов алюминий взаимодействует при нагревании, а с хлором и бромом — в обычных условиях. В смеси порошков алюминия и иода взаимодействие начинается после добавления одной-двух капель воды, которая служит катализатором (рис. 97).

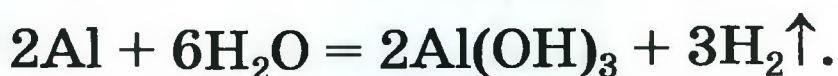
► Напишите уравнение реакции алюминия с иодом.

Это интересно

При нагревании до 600°C алюминий становится хрупким. В таких условиях из него получают порошок.

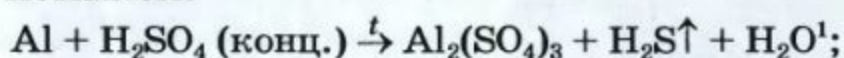
Поверхность алюминия покрыта тонким и прозрачным слоем оксида Al_2O_3 . Это результат реакции металла с кислородом воздуха, которая быстро прекращается, так как оксидная пленка защищает алюминий от дальнейшего действия кислорода.

Реакция с водой. Алюминий не взаимодействует с водой (даже кипящей) из-за наличия на поверхности металла плотной пленки оксида. Если эту пленку разрушить (нанесением на металл ртути), то начнется реакция алюминия с водой:



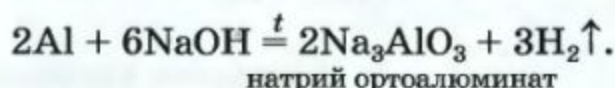
Реакции с кислотами. Алюминий взаимодействует с большинством кислот, кроме очень слабых (карбонатной, сульфидной, силикатной). В результате реакций металла с хлоридной и разбавленной сульфатной кислотами выделяется водород. С концентрированными

сульфатной и нитратной кислотами алюминий в обычных условиях практически не реагирует; его защищает оксидная пленка. Однако при нагревании эти кислоты взаимодействуют с оксидом Al_2O_3 и тотчас же — с металлом:



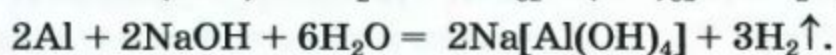
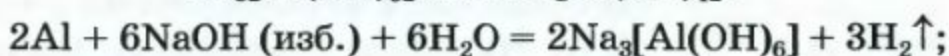
► Составьте схемы окисления, восстановления и подберите коэффициенты.

Реакции со щелочами. Алюминий находится в ряду активности слева от водорода, а оксид и гидроксид Алюминия — амфотерные соединения. Эти два фактора в совокупности делают возможным взаимодействие между металлом и щелочью:



Кислотный остаток в формуле соли отвечает амфотерному гидроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$ как кислоте — H_3AlO_3 .

Приведенное уравнение описывает реакцию алюминия с твердой щелочью (при нагревании) или ее расплавом, т. е. в отсутствие воды. Если же с металлом взаимодействует щелочь в водном растворе (рис. 98), то образуются алюминаты $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ или $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$:



Формулы этих солей можно вывести, заменяя каждый атом Оксигена в формулах Na_3AlO_3 и NaAlO_2 на две гидроксогруппы².

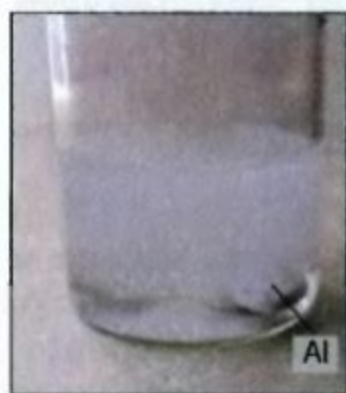


Рис. 98.
Реакция алюминия
со щелочью
в растворе

¹ Вместо сероводорода может образоваться сера или сульфур(IV) оксид.

² Соль NaAlO_2 происходит от амфотерного соединения $\text{AlO}(\text{OH})$ как кислоты — HAlO_2 . Название этой соли — натрий метаалюминат.

Такие же особенности имеют реакции с образованием цинкатов Na_2ZnO_2 , $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (с. 135) и других подобных солей, происходящих от амфотерных гидроксидов как кислот.

Реакции с солями. Алюминий реагирует с растворами солей, «вытесняя» менее активные металлы (рис. 99):

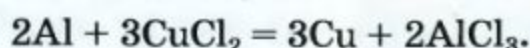
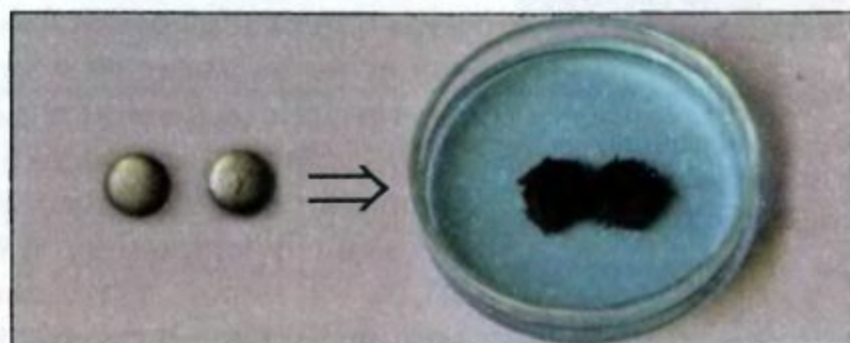


Рис. 99.
Гранулы алюминия до и после реакции с купрум(II) хлоридом в растворе



Реакции с оксидами. Алюминий взаимодействует с оксидами многих металлических элементов. Реакции начинаются при высокой температуре и сопровождаются выделением большого количества теплоты. В каждом случае образуются алюминий оксид и другой металл. С помощью таких реакций на металлургических заводах получают марганец, хром, ванадий, кальций. Название этого метода получения металлов — **алюмотермия**.

Реакцию между алюминием и двойным оксидом Феррума Fe_3O_4 (или $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$) используют для сварки стальных конструкций. Смесь порошков металла и оксида (ее называют **термитной**) поджигают с помощью магниевой ленты. В результате экзотермической реакции образуется расплавленное железо, которое при затвердевании соединяет металлические части конструкций (рис. 100):

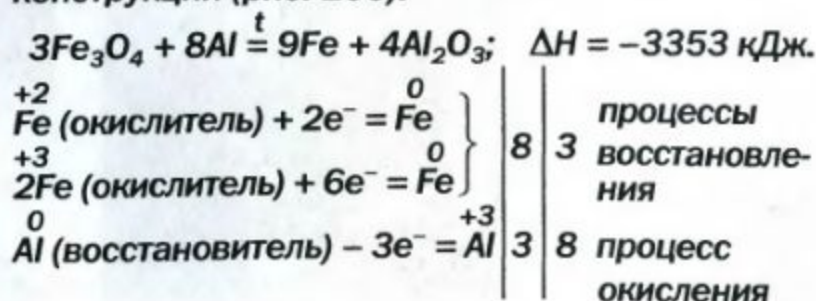




Рис. 100.
Сварка рельсов
с помощью
термитной смеси

Применение. Благодаря коррозионной устойчивости, прочности и легкости алюминий и его сплавы используют в авиационной и космической технике, водном и наземном транспорте, строительстве, а также в быту. Из алюминия изготавливают различную тару, упаковочные материалы (фольгу), «серебряную» краску (очень мелкий алюминиевый порошок). Хотя по электропроводимости алюминий уступает меди, но он легче ее и дешевле. Поэтому его широко применяют в электротехнике.

В Украине алюминий производят на Запорожском алюминиевом комбинате.

Оксид и гидроксид Алюминия. Оксид Al_2O_3 — белое тугоплавкое вещество, которое не растворяется в воде и не взаимодействует с ней. Тонкая, прозрачная и прочная пленка этого оксида всегда покрывает металл алюминий.

Алюминий оксид образует минерал корунд. Его ценные разновидности — красный рубин (содержит примесь хром(III) оксида) и синий сапфир (содержит примеси оксидов Феррума, Титана, Кобальта) (рис. 101).

Оксид Al_2O_3 является амфотерным. Его химическое поведение зависит от свойств другого реагента. Соединение реагирует при нагревании с кислотными и основными оксидами, сильными кислотами, щелочами.

► Напишите уравнения реакций алюминий оксида с хлоридной кислотой и калий гидроксидом.

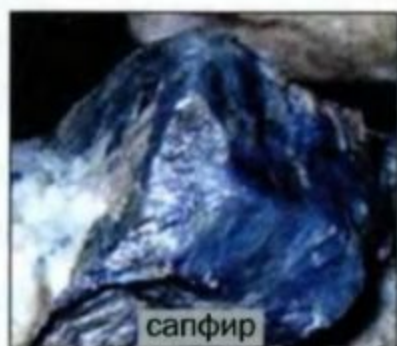


Рис. 101.
Разновидности
корунда

При высокой температуре алюминий оксид взаимодействует с карбонатами щелочных и щелочноземельных элементов (с. 99, 170).

Гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ — белое, нерастворимое в воде соединение. Это — типичный амфотерный гидроксид. Он реагирует в обычных условиях и с сильными кислотами, и с растворами щелочей.

При нагревании алюминий гидроксид разлагается на соответствующий оксид и воду.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 13

Получение алюминий гидроксида и подтверждение его амфотерности

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора алюминий хлорида и добавляйте по каплям раствор натрия гидроксида до образования достаточного количества осадка. Опишите внешний вид алюминий гидроксида.

Содержимое пробирки перемешайте стеклянной палочкой и половину смеси перелейте в другую пробирку.

Докажите, что алюминий гидроксид является амфотерным. Для этого в первую пробирку добавляйте при перемешивании раствор сульфатной кислоты, а во вторую — раствор щелочи. Что наблюдаете?

Напишите уравнения проведенных реакций в ионно-молекулярной форме.

Соли. Алюминий образует соли двух типов. В соединениях AlCl_3 , AlPO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ содержатся катионы этого элемента, а в солях NaAlO_2 , $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$ он входит в состав анионов кислотных остатков.

При охлаждении насыщенных растворов хлорида, сульфата и нитрата Алюминия или испарении воды из них выделяются бесцветные кристаллогидраты $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. В насыщенном растворе сульфатов Алюминия и Калия можно вырастить кристаллы «двойной» соли

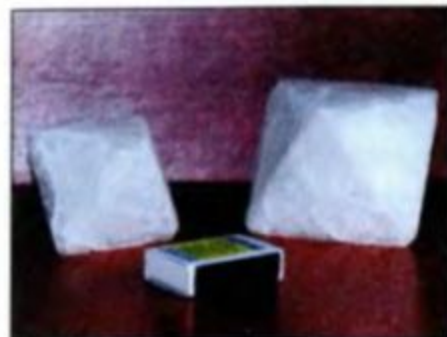


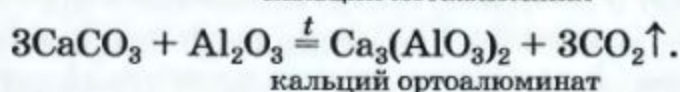
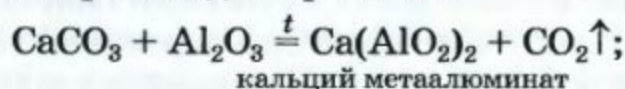
Рис. 102.
Кристаллы
алюмокалиевых
квасцов

$K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ¹. Ее тривиальное название — алюмокалиевые квасцы (рис. 102).

Применение соединений Аллюминия. Кристаллический оксид Al_2O_3 (корунд) имеет высокую твердость и служит абразивным материалом, а в виде порошка является компонентом термостойкой керамики. Хлорид

$AlCl_3$ используют в качестве катализатора в реакциях с участием органических веществ, а сульфат $Al_2(SO_4)_3$ добавляют в природную воду для ее очистки перед подачей в водопровод.

Важными в практическом отношении являются алюминаты Кальция. Вместе с силикатами Кальция они входят в состав цемента (с. 108). Цемент производят спеканием известняка с глиной $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ при температуре 1500 °С. Примеры реакций, которые происходят при этом:



ВЫВОДЫ

Алюминий — наиболее распространенный металлический элемент в литосфере, который вместе с Кислородом и Кремнием составляет основу минерального мира.

Алюминий — легкий, пластичный металл, имеющий высокую электро- и теплопроводимость. Он взаимодействует с неметаллами, кислотами, щелочами, растворами солей, а после удаления оксидной пленки — еще и с водой.

Оксид и гидроксид Алюминия — белые, нерастворимые в воде вещества. Это амфотерные соединения, которые реагируют с кислотными и основными оксидами, кислотами и щелочами.

¹ «Сокращенная» формула соединения — $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

Алюминий образует соли двух типов. Соли одного типа содержат катионы этого элемента, а в других солях (алюминатах) Алюминий находится в анионах кислотных остатков.

Алюминий и его сплавы применяются во многих областях техники, строительстве, транспорте, быту. Алюминий оксид служит абразивным материалом, является компонентом термостойкой керамики. Соли Алюминия используют в химической промышленности, для очистки воды.

?

211. Охарактеризуйте состав атома нуклида Алюминия-27.
212. Назовите свойства алюминия, благодаря которым он широко используется на практике.
213. Напишите уравнения реакций алюминия с кислородом, бромом, азотом, фосфором.
214. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:
- | | |
|---|---|
| а) $\dots + \dots \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\uparrow$; | г) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots$; |
| б) $\text{Al} + \text{CdCl}_2 \rightarrow \dots + \dots$; | д) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$; |
| в) $\text{Al} + \dots \xrightarrow{t} \text{K}_3\text{AlO}_3 + \dots$; | е) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Li}_2\text{O} \xrightarrow{t} \dots + \dots$. |
215. Составьте уравнение реакции алюминия с очень разбавленной нитратной кислотой, приняв во внимание, что элемент-окислитель восстанавливается максимально.
216. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:
- | |
|---|
| а) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{AlO}_2)_2$; |
| б) $\text{Al} \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{AlCl}_3$. |
217. Вычислите массовую долю алюминий оксида в минерале бемите $\text{AlO}(\text{OH})$.
218. Какая масса Алюминия содержится в 48,3 г кристаллогидрата $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?
219. Определите количество теплоты, которое выделяется в результате реакции 10,8 г алюминия с достаточным количеством железной окалины. Воспользуйтесь термохимическим уравнением, приведенным на с. 167.
220. Можно ли из 6 г алюминия и 9 г серы получить 15 г алюминий сульфида? Попробуйте дать ответ, не проводя письменных вычислений.

221. Какой суммарный объем газов выделится в перерасчете на нормальные условия при полном термическом разложении 0,2 моль алюминий нитрата?
222. В каком объеме воды необходимо растворить 7,5 г кристаллогидрата $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, чтобы приготовить раствор с массовой долей безводной соли 7,1 %?
223. В результате взаимодействия смеси алюминия и магния с избытком хлоридной кислоты выделилось 8,96 л газа, а при действии избытка раствора щелочи на такую же порцию смеси получено 3,36 л этого газа. Вычислите массовые доли металлов в смеси, если объемы газа измерены при нормальных условиях.

23 Феррум

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о распространенности Феррума в природе;
- выяснить строение атома и ионов Феррума;
- расширить свои знания о свойствах железа и соединений Феррума;
- получить представление о сферах использования железа и соединений Феррума.

Феррум. Ваше ознакомление с элементом Феррумом, его простым веществом — железом — и некоторыми соединениями началось в 7 классе. Теперь вы расширите свои знания об этом важном элементе, находящемся в 4-м периоде, побочной подгруппе VIII группы периодической системы.

Распространенность в природе. Феррум — один из наиболее распространенных металлических элементов в литосфере; его атомная доля составляет 1,8 %.

Известно очень много природных соединений Феррума. Некоторые из них служат сырьем для производства железа: гематит

Рис. 103.
Природные
соединения
Феррума,
являющиеся
сырьем для
металлургии



Рис. 104.
Пирит

(или красный железняк) Fe_2O_3 , магнетит (магнитный железняк) Fe_3O_4 , лимонит (бурый железняк) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (рис. 103). Украина имеет богатые залежи красного железняка в Криворожском бассейне. Пирит, или железный колчедан, FeS_2 (рис. 104) для металлургии не пригоден, поскольку примесь Сульфура в железе делает металл хрупким. Это соединение используют в производстве сульфатной кислоты.

В природе очень редко встречается самородное железо.

Небольшое количество катионов Fe^{2+} содержится в природной воде. Окисляясь растворенным кислородом, они превращаются в ионы Fe^{3+} , которые осаждаются из воды в составе бурого гидроксида $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Такой оттенок иногда имеют дно реки или озера, накипь в чайнике.

В живых существах Феррума очень мало, но без этого элемента их жизнь была бы невозможной. Ионы Fe^{2+} входят в состав гемоглобина. Недостаток Феррума в организме приводит к малокровию.

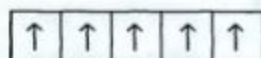
Электронное строение атома и ионов. В атоме Феррума имеется 26 электронов (порядковый номер этого элемента — 26), которые находятся на 4-х энергетических уровнях (Феррум — элемент 4-го периода). Восемнадцать электронов размещаются так же, как и в атоме элемента № 18 Аргона — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Из оставшихся 8 электронов два занимают 4s-подуровень (он заполняется в атоме элемента

№ 20 Кальция), а шесть — $3d$ -подуровень (поэтому Феррум относят к d -элементам). Электронная формула атома Феррума: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

► Изобразите графический вариант электронной формулы этого атома.

Атом Феррума сравнительно легко теряет два электрона внешнего (четвертого) энергетического уровня, превращаясь в ион Fe^{2+} . Он может лишиться еще и третьего электрона — одного из d -электронов. В этом случае образуется ион Fe^{3+} . В каждой d -орбитали его находится по одному электрону:

$3d$



Ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} содержатся в соединениях Феррума(II) и Феррума(III).

Простое вещество элемента. Железо — металл, используемый человеком уже несколько тысячелетий. Без железа и его сплавов невозможно представить развитие нашей цивилизации.

Физические свойства. Железо — серовато-серебристый, пластичный, довольно мягкий металл. Он имеет плотность $7,87 \text{ г/см}^3$, плавится при температуре 1539°C , является ферромагнетиком. Железо образует сплавы со многими металлами.

Химические свойства. Железо проявляет в химических реакциях достаточную активность. Если его получить в виде очень мелкого порошка (например, разлагая органические соединения Феррума), то металл приобретает способность самовоспламеняться на воздухе. Такое свойство вещества называют пирофорностью¹.

¹ Термин происходит от греческих слов *pyr* — огонь и *phoros* — несущий.

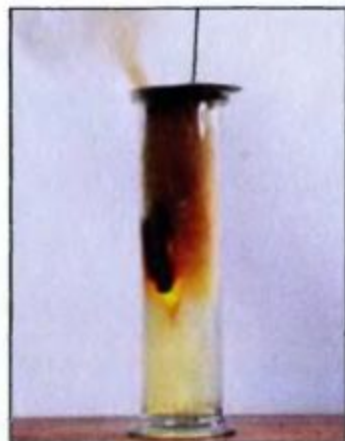
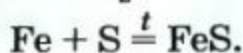
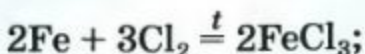
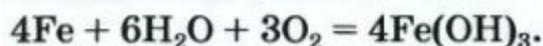


Рис. 105.
Реакция
железа с хлором

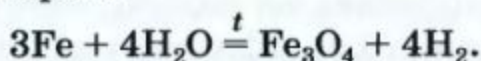
Реакции с неметаллами. При нагревании железо реагирует со многими неметаллами, в частности горит в атмосфере кислорода (с. 136), хлора (рис. 105), активно взаимодействует с серой:



Реакции с водой. Если железные стружки или гвоздь поместить в воду, то со временем на поверхности металла появится ржавчина. Это продукт взаимодействия железа с водой и растворенным в ней кислородом. Соединение имеет переменный состав — $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. В химическом уравнении формулу ржавчины для упрощения запишем как $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (эту формулу можно представить и так: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$):

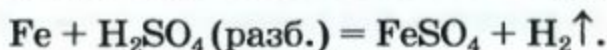


Раскаленное железо взаимодействует с водяным паром:



Раньше на этой реакции был основан промышленный метод получения водорода.

Реакции с кислотами. Железо взаимодействует с хлоридной, разбавленной сульфатной и некоторыми другими кислотами с выделением водорода и образованием солей Феррума(II):

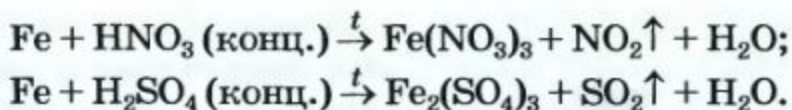


С концентрированными нитратной и сульфатной кислотами железо в обычных условиях почти не реагирует из-за образования на поверхности металла химически пассивной оксидной пленки. (Назовите другой металл, который ведет себя подобным образом.) Поэтому эти кислоты транспортируют в железных цистернах. При нагревании оксидная пленка взаимодействует с кислотой, и тотчас в реакцию вступает металл (рис. 106):



Рис. 106.

Реакция железа с концентрированной нитратной кислотой



► Подберите коэффициенты методом электронного баланса.

Реакции с солями. Железо «вытесняет» из солей в их растворах менее активные металлы — медь, серебро, висмут и др. При этом кроме них образуются соли Феррума(II), но не Феррума(III):



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 14

Отношение железа к растворам щелочи, кислоты и солей

В четыре пробирки насыпьте немного порошка железа¹. В первую пробирку налейте 1—2 мл раствора натрий гидроксида, во вторую — столько же хлоридной или разбавленной сульфатной кислоты, в третью — 1—2 мл раствора купрум(II) сульфата, в четвертую — столько же раствора магний сульфата. Происходят ли изменения в пробирках?

Сделайте выводы и напишите соответствующие химические уравнения в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Оксиды Феррума. Феррум образует три соединения с Оксигеном: простые оксиды FeO, Fe₂O₃ и двойной оксид Fe₃O₄ (или FeO · Fe₂O₃). Это — твердые вещества черного (FeO и Fe₃O₄) или коричневого цвета (Fe₂O₃). Подробно рассмотрим лишь простые оксиды (рис. 107).

Феррум(II) оксид и феррум(III) оксид можно получить термическим разложением

¹ Порошок железа можно заменить стружками, маленьким гвоздем, кнопкой или скрепкой.

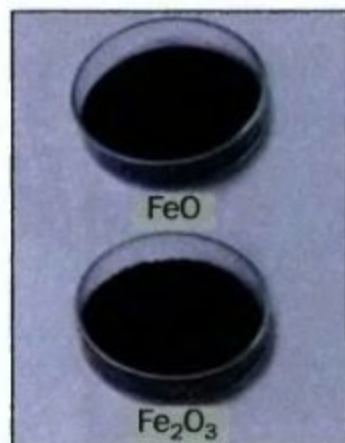
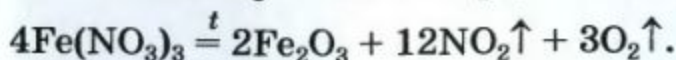
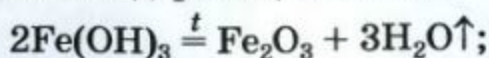


Рис. 107.
Оксиды Феррума

соответствующих гидроксидов, некоторых оксигенсодержащих солей:



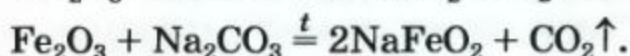
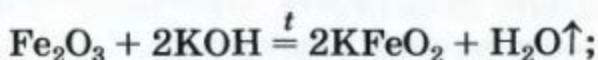
Для того чтобы получить чистый феррум(II) оксид, необходимо проводить соответствующую реакцию в отсутствие кислорода. Иначе этот оксид взаимодействует с ним, превращаясь в оксид Fe_3O_4 или Fe_2O_3 .

Простые оксиды Феррума различаются по химическому характеру: FeO — основной оксид, Fe_2O_3 — амфотерный.

- Напишите уравнения реакций оксидов FeO и Fe_2O_3 с хлоридной кислотой.

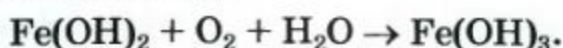
Это интересно
Ферриты используют в технике в качестве магнитных материалов.

Феррум(III) оксид не реагирует с раствором щелочи. Взаимодействие этого оксида со щелочами, а также с карбонатами щелочных и щелочноземельных элементов происходит лишь при сплавлении или спекании соединений. Продуктами реакций являются соли — ферриты:



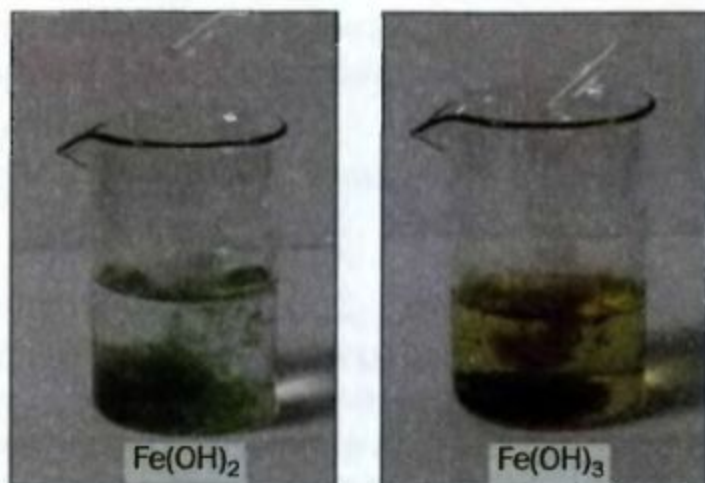
Гидроксиды Феррума нерастворимы в воде; соединение $\text{Fe}(\text{OH})_2$ имеет белый цвет, иногда с зеленоватым оттенком, а $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурый (рис. 108).

Получить чистый феррум(II) гидроксид по реакции обмена в водном растворе очень трудно; он довольно быстро окисляется кислородом воздуха, превращаясь в феррум(III) гидроксид:



- Подберите коэффициенты методом электронного баланса.

Рис. 108.
Гидроксиды
Феррума



По химическому характеру гидроксиды Феррума подобны соответствующим оксидам: соединение Fe(OH)_2 является основанием, а Fe(OH)_3 — амфотерным гидроксидом, который, однако, почти не реагирует с раствором щелочи в обычных условиях.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 15

Получение гидроксидов Феррума и исследование их свойств

Налейте в одну пробирку 1—2 мл раствора феррум(II) сульфата, в другую — столько же раствора феррум(III) хлорида. В каждую пробирку добавьте по 1—2 мл раствора натрий гидроксида. Что наблюдаете?

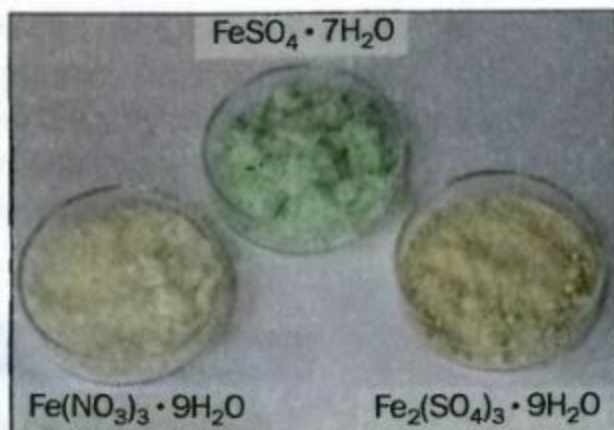
Сразу же из каждой пробирки перелейте половину раствора с осадком в другую (пустую) пробирку и исследуйте отношение гидроксидов Феррума к хлоридной или разбавленной сульфатной кислоте.

Через несколько минут выясните, изменился ли цвет оставленной порции осадка каждого гидроксида. Если изменился, то как именно? Чем это объяснить?

Запишите наблюдения и составьте уравнения происшедших реакций.

Соли Феррума. Известно много солей Феррума(II) и Феррума(III). Растворимые соли при выпаривании воды из их растворов выделяются в виде кристаллогидратов —

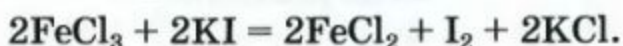
Рис. 109.
Соли
Феррума



Это интересно
Существует несколько соединений Феррума(VI): K_2FeO_4 , $BaFeO_4$ и др. Их общее название — ферраты. Все они неустойчивы.

$FeSO_4 \cdot 7H_2O$, $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ и др. (рис. 109). Большинство солей Феррума(II) зеленовато-голубые, а соли Феррума(III) имеют различный цвет: соединение $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ — коричневый, $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$ — белый, $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$ — бледно-сиреневый.

Взаимопревращения соединений Феррума(II) и Феррума(III). Соединения Феррума(II) легко окисляются с образованием соединений Феррума(III). О таких реакциях шла речь выше. Рассмотрим пример противоположного превращения — восстановления соединения Феррума(III). Если к желтовато-коричневому раствору феррум(III) хлорида добавить раствор калий иодида, то жидкость приобретает темно-коричневую окраску вследствие образования иода:



Применение соединений Феррума. Соединения Феррума широко используют на практике. Оксиды Fe_2O_3 и Fe_3O_4 являются сырьем для черной металлургии. Природные гидраты феррум(III) оксида $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ окрашены в различные цвета — от желто-коричневого до бурого; они служат пигментами в красках — охре (желтая), железном сурике и мумии (красно-коричневые). Двойной оксид Fe_3O_4 используют как материал электродов для электролиза, а также в щелочных аккумуляторах. Важнейшей солью Феррума является железный купорос (феррум(II) сульфат,

гептагидрат) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Соединение применяют для консервации древесины, борьбы с болезнями растений, в качестве восстановителя и исходного вещества для получения различных соединений Феррума.

ВЫВОДЫ

Феррум — один из важнейших и наиболее распространенных металлических элементов. Он является *d*-элементом, образует простое вещество — железо.

Железо реагирует с большинством неметаллов, кислотами, растворами многих солей, а при контакте с водой в присутствии кислорода постепенно ржавеет.

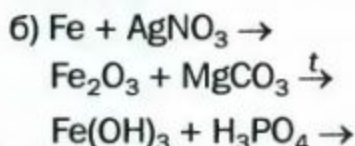
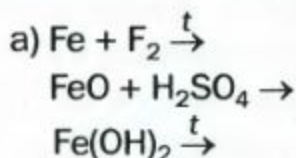
Для Феррума известны простые оксиды FeO , Fe_2O_3 и двойной оксид Fe_3O_4 (или $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$). Оксид FeO является основным, а Fe_2O_3 — амфотерным. Гидроксиды $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ по химическому характеру подобны соответствующим оксидам. Оксиды и гидроксиды Феррума реагируют с кислотами, а феррум(III) оксид при нагревании — еще и со щелочами.

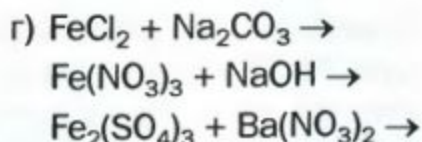
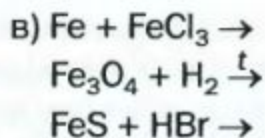
Соли Феррума имеют различную окраску, некоторые образуют кристаллогидраты.

Оксиды и соли Феррума широко используются на практике.

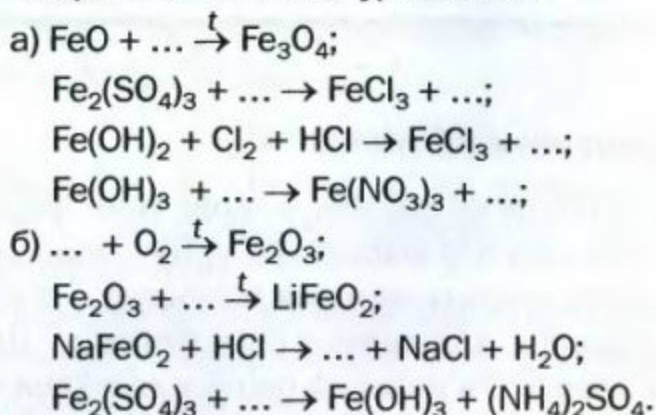
?

224. Запишите формулы минералов $\text{Fe}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_4)_3$ и $\text{Ca}_3\text{Fe}_2(\text{SiO}_4)_3$ (их общее название — гранаты) с помощью формул соответствующих оксидов.
225. Составьте электронные формулы и изобразите их графические варианты для катионов Феррума.
226. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:

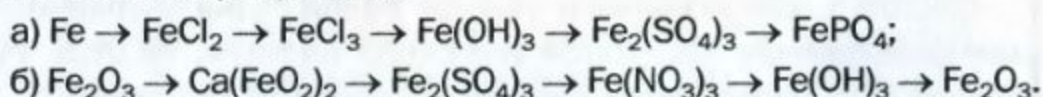




227. Вставьте вместо точек формулы веществ и превратите схемы реакций в химические уравнения:



228. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:



229. Феррум(II, III) оксид реагирует с кислотами подобно смеси простых оксидов Феррума. Напишите уравнения реакций соединения Fe_3O_4 с хлоридной и разбавленной сульфатной кислотами.

230. Составьте уравнение реакции образования ржавчины, представив ее формулу как $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

231. При пропускании сероводорода в раствор феррум(III) хлорида образуется светло-желтый осадок простого вещества. Составьте уравнение реакции.

232. Выведите формулу оксида Феррума, в котором массовая доля металлического элемента составляет 70 %.

233. Какую массу феррум(III) нитрата необходимо взять для получения 8 г феррум(III) оксида?

234. Какой объем водорода выделится при нормальных условиях, если к 1,12 г железа добавить 18 г хлоридной кислоты с массовой долей HCl 10 %?

235. Определите количество молекул воды в формуле кристаллогидрата $\text{FeCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, если массовая доля воды в соединении составляет 36,2 %.

236. В результате реакции 6,24 г смеси простых оксидов Феррума с избытком разбавленной сульфатной кислоты образовалось 15,04 г смеси сульфатов. Какие массы оксидов содержались в смеси?

237. В раствор купрум(II) сульфата погрузили железную пластинку массой 28 г. Спустя некоторое время масса пластинки увеличилась до 30 г. Вычислите массу меди, которая выделилась на пластинке. Примите во внимание, что образующийся металл с пластинки не осыпается.

для любознательных

Выведение пятен ржавчины на ткани

Вам известно, что ржавчина по составу и свойствам похожа на феррум(III) гидроксид. Поэтому для выведения пятен ржавчины на ткани можно использовать кислоту, которая реагирует с соединением $\text{Fe}(\text{OH})_3$ с образованием растворимой соли Феррума. Однако эта кислота не должна разрушать волокна ткани и действовать на краситель, если ткань цветная. Таким требованиям удовлетворяют органические кислоты — лимонная, уксусная, щавелевая, винная.

Способ 1. Загрязненный участок белой ткани смачивают концентрированным раствором лимонной кислоты, наносят на нее тонкий слой мелкой кухонной соли и оставляют на несколько часов (иногда — на сутки). После выведения пятна ткань промывают теплой водой. Вместо раствора лимонной кислоты можно использовать сок лимона.

Способ 2. Разбавленный раствор уксусной кислоты (2 столовые ложки уксуса на стакан воды) нагревают в эмалированной посуде до $80\text{--}90\text{ }^\circ\text{C}$ и погружают в него на 3—5 мин. загрязненный участок ткани. Если пятно ржавчины не исчезает, процедуру повторяют. Затем ткань промывают теплой водой, в которую добавляют нашатырный спирт (одну столовую ложку на 2 л воды).

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

Выполнение экспериментальных заданий

В вашем распоряжении — разбавленная хлоридная кислота, растворы натрий гидроксида, кальций хлорида и фенолфталеина, штатив с пробирками, стакан, промывалка с водой, воронка, фильтровальная бумага, пипетка, стеклянная палочка, спиртовка; для варианта 2 — еще и раствор гидроген пероксида.

ВАРИАНТ 1

Задание 1. Получите из кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ раствор магний хлорида.

Задание 2. Докажите наличие катионов NH_4^+ , Mg^{2+} и Al^{3+} в растворе, содержащем сульфаты аммония, Магния и Алюминия.

ВАРИАНТ 2

Задание 1. Получите из кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ феррум(III) гидроксид (осадок соединения отфильтруйте).

Задание 2. Докажите наличие анионов OH^- и CO_3^{2-} в растворе, содержащем два соединения Натрия — гидроксид и карбонат.

Перед выполнением каждого задания продумайте свои действия и составьте план эксперимента. Химические реакции в двух заданиях варианта 1 и задании 1 варианта 2 рекомендуем проводить при нагревании (но не доводя растворы до кипения).

Заполните таблицу:

| Последовательность действий | Наблюдения | Выводы |
|---------------------------------|------------|--------|
| Задание 1. Получение ... | | |
| ... | ... | ... |
| Уравнение реакции (реакций): | | |

?

238. Как можно обнаружить в одном растворе:

- а) катионы H^+ , NH_4^+ и Ba^{2+} ;
- б) анионы SiO_3^{2-} , SO_3^{2-} и SO_4^{2-} ?

Ответ подтвердите химическими уравнениями в ионно-молекулярной форме.

239. Разработайте и напишите инструкции для проведения таких экспериментов:

- а) получение калий нитрата из калий сульфата;
- б) получение калий сульфата из калий нитрата.

240. Можно ли распознать белые порошки оксидов Магния, Цинка и Фосфора(V), используя только воду и раствор щелочи? Если можно, то как это сделать? Напишите соответствующие химические уравнения.

24 Методы получения металлов

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, какие природные соединения называют рудами;
- получить представление о металлургии и ее отраслях;
- ознакомиться с химическими основами получения металлов в промышленности.

Руды. Первыми металлами, которые начали использовать люди, были золото, серебро и медь. Их находили в природе и поэтому называли самородными. Эти металлы, и в первую очередь золото, химически пассивны и довольно устойчивы по отношению к веществам окружающей среды. Активных металлов на Земле нет; их получают из природного сырья с помощью химических реакций.

Природные соединения (минералы), а также их смеси, пригодные для промышленного получения металлов, называют *рудами*. Важнейшими рудами являются оксидные и сульфидные (табл. 6, рис. 110).



Рис. 110.
Минералы —
компоненты
некоторых руд

Некоторые металлические руды

| Оксидные руды | | Сульфидные руды | |
|---|--|------------------------------------|--|
| Формула основного компонента | Название соответствующего минерала | Формула основного компонента | Название соответствующего минерала |
| $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ | Боксит | ZnS | Сфалерит, вюрцит |
| Fe_2O_3 | Гематит | Cu_2S | Халькозин |
| MnO_2 | Пиролюзит | PbS | Галенит |
| TiO_2 | Рутил | MoS_2 | Молибденит |

Существуют также полиметаллические руды. В них имеются соединения по меньшей мере двух металлических элементов. Так, основными компонентами свинцово-цинковой руды являются галенит PbS и сфалерит ZnS . В меньших количествах в ней присутствуют соединения Купрума, Феррума, других металлических элементов. Полиметаллическая руда служит сырьем для производства нескольких металлов.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 16

Ознакомление
с образцами металлических руд

Рассмотрите выданные вам образцы металлических руд. Определите их цвет, характер частиц. Однородным или неоднородным является каждый образец руды? Какова возможная причина неоднородности руды?

Если на этикетках указаны названия руд, запишите в тетради формулы веществ, а если приведены формулы — запишите названия руд.

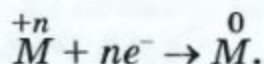
Заполните таблицу:

| Название руды | Химическая формула | Внешний вид |
|---------------|-----------------------|-------------|
| | | |

Отрасль промышленности, основой которой является получение металлов, называют металлургией.

Различают черную и цветную металлургию. Сферой черной металлургии является производство чугуна, стали, сплавов на основе железа, а цветной — получение других металлов.

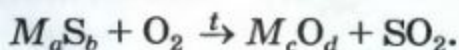
Химические реакции в металлургии. Металлические элементы имеют в соединениях положительные степени окисления. Для того чтобы из соединения получить металл, необходимо осуществить восстановление металлического элемента:



В этом заключается суть всех методов получения металлов.

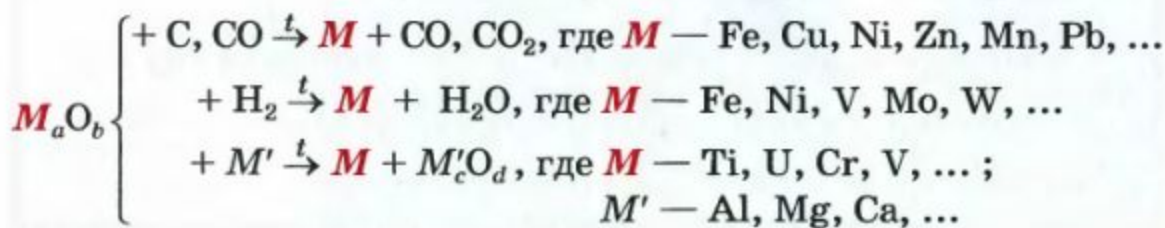
Восстановителями в металлургии служат углерод (кокс), карбон(II) оксид, водород, активные металлы. Для получения металлов также используют постоянный электрический ток.

Большинство металлургических процессов основано на восстановлении оксидов металлических элементов. В случае использования сульфидной руды ее предварительно обжигают, т. е. нагревают в присутствии воздуха. При этом сульфид металлического элемента превращается в оксид:

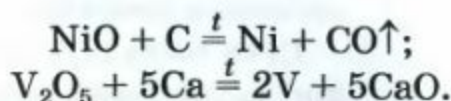


Если металл получают при высокой температуре, то соответствующая отрасль металлургии называется *пирометаллургией*, если с помощью реакций в водном растворе — *гидрометаллургией*, а если с использованием электролиза — *электрометаллургией*.

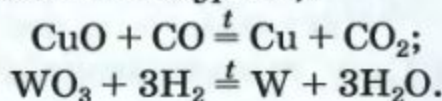
Примеры пирометаллургических процессов:



При проведении реакций с участием кокса или активных металлов (*металлотермия*) образуются металлы в расплавленном состоянии:



Восстановлением оксидов газами CO и H₂ чаще всего получают металлические порошки (*порошковая металлургия*):



Некоторые металлургические процессы основаны на реакциях соответствующих солей с более активными металлами (цинком, железом, алюминием) в водном растворе:

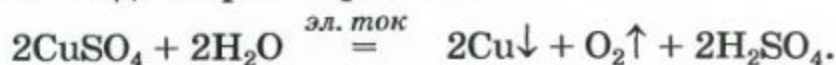


Оксиды щелочных, щелочноземельных элементов, Алюминия не восстанавливаются водородом, углеродом или карбон(II) оксидом в любых условиях. Поэтому для получения наиболее активных металлов используют постоянный электрический ток. Щелочные и щелочноземельные металлы получают электролизом расплавов хлоридов:



► Охарактеризуйте превращения, которые происходят на электродах при электролизе барий хлорида. (Вспомните соответствующий материал 9 класса по физике.)

Иногда для получения металлов средней и невысокой активности применяют электролиз водных растворов солей:



ВЫВОДЫ

Руды — минералы и их смеси, пригодные для промышленного получения металлов.

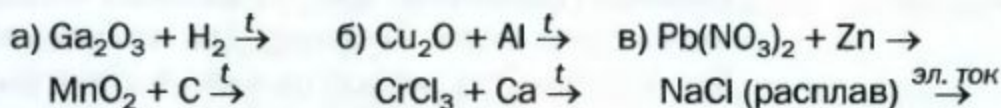
Отрасль промышленности, основой которой является получение металлов из руд, называют металлургией. Сфера черной металлургии — производство чугуна, стали, сплавов на основе железа, а цветной — получение других металлов.

Суть металлургического процесса состоит в восстановлении атомов или ионов металлического элемента, которые входят в состав руды. Восстановителями в металлургии служат углерод (кокс), карбон(II) оксид, водород, иногда — активные металлы.

В зависимости от условий получения металлов различают пирометаллургию, гидрометаллургию, электрометаллургию.



241. Допишите схемы реакций и превратите их в химические уравнения:

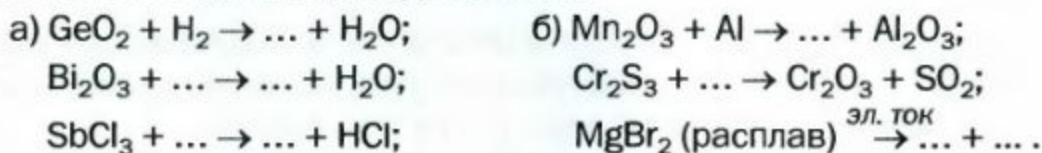


242. Напишите уравнения реакций:

- а) молибден(VI) оксида с водородом;
- б) марганец(IV) оксида с карбон(II) оксидом;
- в) феррум(III) оксида с углеродом;
- г) титан(IV) хлорида с магнием.

Примите во внимание, что вещество-восстановитель имеется в избытке.

243. Допишите формулы простых веществ в схемах реакций и превратите схемы в химические уравнения:



244. Почему не удастся получить натрий или кальций, нагревая оксид металлического элемента в атмосфере водорода?

245. Какую массу каждого из оксидов — FeO, Fe₂O₃ и Fe₃O₄ — можно восстановить до металла угарным газом объемом 1 м³ (н. у.)?

246. Вычислите массу свинца, которая образовалась в результате взаимодействия плюмбум(II) оксида с коксом, если при этом выделилось 14 кг угарного газа и 2,2 кг углекислого газа.

247. Через некоторое время после погружения алюминиевой пластинки в раствор купрум(II) хлорида масса пластинки увеличилась на 2,3 г. Какая масса алюминия прореагировала? Примите во внимание, что образующийся металл с пластинки не осыпается.

25

Химические основы производства чугуна и стали

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, чем различаются чугун и сталь;
- получить представление о производстве чугуна и стали;
- узнать о загрязнении окружающей среды предприятиями черной металлургии.

Производство чугуна. На заводах черной металлургии ежегодно выплавляют сотни миллионов тонн чугуна и стали. И чугун, и сталь — это сплавы на основе железа, содержащие примеси (в чугуне их больше).

Чугун — сплав железа, в котором массовая доля Карбона составляет от 2 до 4,8 %, а сумма массовых долей Сульфур, Фосфора, Силиция и других элементов не превышает 8 %. Примеси обуславливают твердость чугуна и придают ему хрупкость.

Процесс производства чугуна основан на восстановлении соединений Феррума, находящихся в рудах, до металла:



Восстановителями в черной металлургии являются углерод и карбон(II) оксид.

Исходные вещества. Для получения чугуна используют железную руду, кокс и флюсы.

Основу железной руды в зависимости от ее типа составляют соединения Fe_2O_3 , Fe_3O_4 или

Это интересно

Для обогащения руды, которая содержит оксид Fe_3O_4 , применяют электромагниты; к ним притягиваются частички этого соединения.

$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Руду обогащают, отделяя от песка и нерудных минералов.

Кокс производят, нагревая некоторые виды угля при высокой температуре без доступа воздуха. Он содержит 96—98 % Карбона по массе и химически более активен, чем уголь.

Флюсами называют вещества, которые взаимодействуют с примесями в руде и золой (остаток от сгорания кокса) с образованием легкоплавких соединений, которые не смешиваются с расплавленным металлом. В качестве флюса используют известняк, иногда — доломит.

Доменный процесс. Чугун выплавляют в доменной печи, или домне. Это — вертикальное сооружение высотой 30 м и более. Печь работает непрерывно в течение нескольких лет, после чего производят ее капитальный ремонт.

В верхнюю часть печи периодически загружают шихту — смесь руды, кокса и флюсов (рис. 111). Снизу подают нагретый воздух, обогащенный кислородом.

Доменный процесс состоит из нескольких стадий. Они происходят в определенной последовательности, а иногда — одновременно. Рассмотрим химические превращения на каждой стадии процесса.

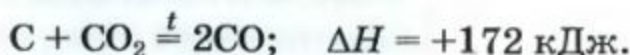


Рис. 111.
Доменная печь в разрезе

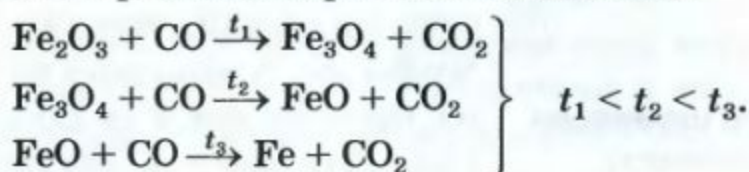
Горение кокса и образование карбон(II) оксида. При высокой температуре кокс загорается:



Вследствие этой реакции температура в печи повышается и начинается другая, эндотермическая реакция между раскаленным коксом и углекислым газом:

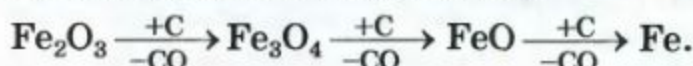


Восстановление оксидов Феррума карбон(II) оксидом и коксом. В доменном процессе шихта медленно перемещается вниз навстречу газам. Карбон(II) оксид восстанавливает оксиды Феррума. Реакции происходят одна за другой и завершаются образованием металла:



- Напишите для каждой реакции схемы окисления, восстановления и при необходимости подберите коэффициенты.

В нижней части печи остатки оксидов Феррума восстанавливаются коксом:

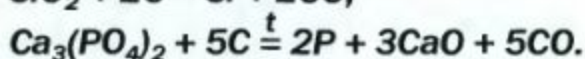
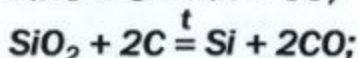
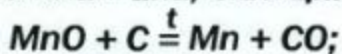


- Составьте уравнения реакций между оксидами Феррума и коксом.

Таким образом, кокс выполняет несколько функций в доменном процессе. Он служит топливом, а кроме того, восстановителем оксидов Феррума и карбон(IV) оксида. Небольшое количество кокса растворяется в жидком железе, а также взаимодействует с ним, образуя феррум карбид Fe_3C (тривиальное название соединения — цементит)¹.

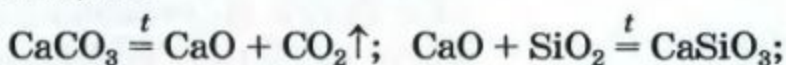
¹ Состав некоторых соединений Феррума с неметаллическими элементами не соответствует валентностям элементов.

Кокс восстанавливает и примеси в руде — соединения Мангана, Силиция, Фосфора:



Марганец, силиций и фосфор растворяются в железе, а неметаллы еще и реагируют с ним с образованием силицида Fe_3Si и фосфида Fe_3P . Примеси соединений Сульфура окисляются кислородом до сернистого газа, а также превращаются в сульфиды CaS и FeS .

Реакции с участием флюсов. После обогащения руды в ней остается небольшое количество примесей, прежде всего оксида SiO_2 . Чтобы эти соединения не загрязняли железо, их превращают в силикаты Кальция и Магния. Для этого к шихте добавляют флюсы (природные карбонаты). Они участвуют в реакциях



Расплавленные силикаты образуют *шлак*¹. Он легче расплавленного железа и всплывает на поверхность металла, изолируя его от воздуха и предотвращая окисление.

Жидкий чугун стекает в нижнюю часть домны, откуда его периодически выпускают. Отдельно удаляют шлак.

Помимо чугуна и шлака из домны выходит *доменный газ* — смесь угарного, углекислого газов и азота, находившегося в воздухе. Благодаря значительному содержанию CO (~ 30 % по объему) эта газовая смесь горюча. Ее сжигают, а полученную тепловую энергию используют для нагревания воздуха, который подается в печь.

Это интересно

Плотность твердого чугуна меньше, чем жидкого (при затвердевании чугун расширяется). Таким редким свойством обладают вода, парафин.

¹ В шлак переходят и некоторые сульфиды.

Количественная характеристика процесса производства чугуна представлена на схеме 8.

Схема 8

Материальный баланс доменного процесса (на 1 т чугуна)



Применение чугуна. Большая часть чугуна служит сырьем для выплавки стали, а из другой части отливают металлические изделия различного назначения.

Производство чугуна и окружающая среда. Черная металлургия — мощный источник загрязнения окружающей среды. Негативно влияют на природу предприятия по обогащению руды. Пустая порода большей частью остается на земной поверхности и не используется, а пыль попадает в атмосферу.

Доменный процесс дает немало выбросов. Из печи выходит часть доменного газа, в котором содержатся карбон(II) оксид CO и пыль. Шлак вывозят в отвалы или просто сбрасывают на землю. Иногда его гранулируют и применяют в строительной индустрии.

На металлургических заводах расходуется огромное количество воды — от 10 до 20 т на каждую тонну произведенного чугуна. Используемая вода загрязняется, и ее необходимо очищать, прежде чем она попадет в природные водоемы.

В последнее время в черной металлургии внедряются новые процессы, благодаря которым из железной руды можно непосредственно вырабатывать сталь без выплавки чугуна.

Производство стали. Сталь — сплав железа, в котором массовая доля Карбона не превышает 2 %, а Фосфора и Сульфура содержится очень мало. Ввиду наличия значительно меньшего количества примесей, чем в чугунах, сталь пластична и пригодна для механической обработки.

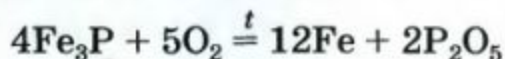
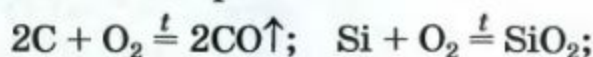
Сталь вырабатывают из чугуна. Суть этого процесса состоит в удалении из металла большей части примесей — простых веществ (например, углерода, силиция) и соединений (карбида, сульфида, фосфида Феррума и др.).

В производстве стали кроме чугуна используют железный лом, руду, известняк. Процесс осуществляют в конвертерах (рис. 112), мартеновских или электрических печах.

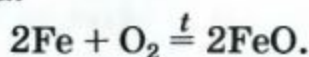


Рис. 112.
Конвертер
в разрезе

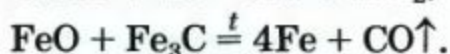
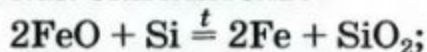
В конвертер заливают расплавленный чугун и продувают в него кислород. При этом происходит окисление примесей



и части железа:

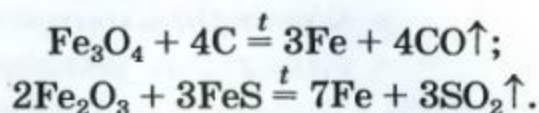


Феррум(II) оксид также взаимодействует с примесями как окислитель:



Высокая температура в конвертере поддерживается благодаря протеканию экзотермических реакций с участием кислорода.

В *мартеновской печи* к чугуну добавляют обогащенную руду или железный лом, в котором есть немало ржавчины. Функцию окислителя в этом случае выполняют оксиды Феррума, содержащиеся в руде, и феррум(III) оксид, который образуется при термическом разложении ржавчины:



В этом способе производства стали используют топливо — природный газ.

Оксиды Фосфора и Силиция извлекают из расплавленного металла с помощью флюсов — известняка или извести. В результате взаимодействия этих соединений образуются легкоплавкие фосфаты и силикаты (шлак), которые накапливаются на поверхности жидкого железа.

Мартеновские и конвертерные шлаки могут содержать до 3 % Фосфора. Поэтому их иногда используют в сельском хозяйстве вместо фосфорных удобрений.

Высококачественные специальные стали выплавляют в *электрических печах*. С помощью электрического тока в них создают температуру свыше 2000 °С, что позволяет получать металл с очень малым содержанием Сульфура и Фосфора.

В процессе производства стали в нее часто вводят так называемые легирующие¹ добавки — марганец, хром, никель, вольфрам, некоторые другие металлы, которые улучшают ее свойства, придают устойчивость к коррозии.

Конвертерный и электротермический способы производства стали имеют важные

¹ Термин происходит от латинского слова *ligare* — соединять.

преимущества по сравнению с мартеновским. Они более экономичны, а также экологически выгодны, поскольку существенно уменьшается количество твердых отходов и газовых выбросов.

Применение стали. Очевидно, не существует такой сферы производства или потребления, где бы не использовалась сталь. В зависимости от предназначения металла различают:

- *конструкционную сталь* (материал для арматуры, рельсов, труб, листов, строительного и технического оборудования, транспортных средств);
- *инструментальную сталь* (для режущих инструментов, пружин);
- *нержавеющую сталь* (для труб и аппаратов химической и пищевой промышленности).

Сталь и в будущем останется одним из важнейших материалов.

Это интересно

Для увеличения твердости сталь сильно нагревают, а потом резко охлаждают (закачивают).

Бездоменный метод получения железа. Традиционная (двухступенчатая) технология переработки железной руды в сталь признана нерациональной. Одним из перспективных методов в черной металлургии является бездоменный метод получения железа. По этому методу обогащенную и измельченную руду спекают с небольшим количеством кокса и извести и подвергают восстановлению водородом, синтез-газом (смесь CO и H_2) или природным газом при температуре 1000—1300 °C.

- Составьте уравнения всех возможных реакций между феррум(III) оксидом и водородом.

Бездоменным методом получают губчатое железо с массовой долей металла 85—95 %. Потом его переплавляют в электрических печах на компактный высококачественный металл. При необходимости в железо вводят легирующие добавки.

Основные преимущества этого метода в экологическом аспекте — незначительное количество твердых отходов и газовых выбросов, существенное уменьшение потребления кокса, а значит — сокращение его производства.

ВЫВОДЫ

Чугун и сталь — сплавы железа. В чугуна массовая доля Карбона составляет от 2 до 4,8 % и имеются примеси Сульфюра, Фосфора, Силиция, других элементов. Массовая доля Карбона в стали не превышает 2 %, а Фосфора и Сульфюра содержится очень мало.

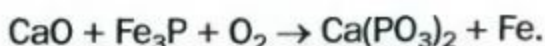
Исходными веществами для получения чугуна являются железная руда, кокс и флюсы. Чугун выплавляют в доменных печах. Этот процесс состоит из следующих стадий: горение кокса, образование карбон (II) оксида, восстановление оксидов Феррума коксом и карбон(II) оксидом.

Большую часть чугуна направляют на производство стали, которое осуществляют в конвертерах, мартеновских или электрических печах.

Черная металлургия — один из основных источников загрязнения окружающей среды. Перспективным и экологически выгодным является бездоменный метод производства железа из руды.

?

248. Сравните чугун и сталь по составу и свойствам.
249. Какие вещества используют для производства чугуна?
250. Охарактеризуйте участие кислорода при выплавке чугуна и стали.
251. Напишите уравнения всех возможных реакций между оксидами Феррума и железом.
252. Схема одной из реакций, которые происходят при производстве стали:



Превратите эту схему в химическое уравнение без использования метода электронного баланса.

253. Массовая доля Феррума в железной руде, содержащей феррум(II, III) оксид Fe_3O_4 , составляет 50,4 %. Вычислите массовую долю Fe_3O_4 в руде.
254. Какую массу чугуна с массовой долей примесей 4 % можно выплавить из 10 т железной руды, в которой массовая доля Fe_2O_3 составляет 80 %? Предположите, что производственные потери отсутствуют.
255. При сжигании 2,4 г железного порошка в избытке кислорода собрано 56 мл углекислого газа (н. у.). Какова массовая доля Карбона в железе? Из стали или чугуна изготовлен этот порошок?
256. Соотношение объемов азота, угарного и углекислого газов в доменном газе составляет 4 : 2 : 1. Пренебрегая примесями других газов, найдите, какой объем воздуха необходим для сжигания 7000 м³ этого газа. Объемную долю кислорода в воздухе считайте равной 21 %.
257. Из железной руды, содержавшей 16 т феррум(III) оксида, получили 11 т чугуна с массовой долей Феррума 95 %. Вычислите относительный выход металла.
258. Какую массу двойного суперфосфата $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ в качестве фосфорного удобрения может заменить 1 т конвертерного шлака с массовой долей Фосфора 3,1 %?

для ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Развитие черной металлургии в Украине

Черная металлургия начала интенсивно развиваться на юге царской России (территория современной Украины) благодаря открытию в этом регионе больших залежей железной руды и каменного угля. Первый чугун был произведен в 1873 г. на Юзовском (ныне — Донецком) металлургическом заводе. В 1913 г. в пределах нынешней Украины выплавлено свыше 2/3 всего русского чугуна и 60 % стали.

Во время Первой мировой войны производство чугуна и стали значительно сократилось, а потом начало стремительно расти благодаря реконструкции старых заводов и строительству новых, индустриализации и электрификации народного хозяйства. В 1940 г. в Украине было выплавлено 60 % чугуна и 47 % стали от общего производства в СССР.

В годы Второй мировой войны украинские металлургические заводы пришлось эвакуировать в восточные регионы СССР. После войны предприятия черной металлургии были восстановлены; объемы их продукции быстро увеличивались.

Основные предприятия черной металлургии Украины сосредоточены в Донбассе (Макеевка, Донецк, Енакиево, Алчевск), Приднепровье (Днепропетровск, Кривой Рог, Никополь, Запорожье, Днепродзержинск), Крыму (Керчь) и Приазовье (Мариуполь). Наибольшая в мире доменная печь действует на Криворожском металлургическом заводе.

В 2007 г. на отечественных заводах выплавлено свыше 35 млн т чугуна и 42 млн т стали, что составляет почти десятую часть мировой продукции. Украина поставляет в другие страны чугун и сталь, листовой металл и металлические трубы, другие изделия из железа и его сплавов. Металлургия обеспечивает треть национального внутреннего валового продукта и свыше 40 % валютных поступлений.

Послесловие

На уроках химии в этом учебном году вы ознакомились с важнейшими химическими элементами, их простыми веществами и соединениями. Вам стало известно о распространённости металлических и неметаллических элементов в природе и круговороте элементов, имеющих наибольшее значение для живых организмов.

Изучая свойства простых веществ и соединений, вы проводили лабораторные опыты, выполняли практические работы. Надеемся, что химические эксперименты были интересными и помогли вам овладеть теоретическим материалом, изложенным в учебнике и рассмотренным на уроках.

В 10 классе вы научились решать расчетные задачи новых типов.

Многие неорганические соединения и некоторые простые вещества получили применение в промышленности, технике, строительстве, медицине. Без них мы не можем обойтись и в повседневной жизни. Достижения неорганической химии успешно внедряются в практику, вносят заметный вклад в прогресс нашей цивилизации.

В 11 классе вы будете изучать основы органической химии, расширите свои знания о типах органических соединений, их составе, свойствах, использовании, участии в биохимических процессах.

Авторы учебника уверены в том, что интерес к химии у вас и ваших одноклассников будет возрастать и в дальнейшем.

Приложение

I. Классификация неорганических соединений по составу и химическим свойствам



Обозначения:

E — металлический или неметаллический элемент (в оксидах, оксигенсодержащих кислотах и их солях), неметаллический элемент (в безоксигеновых кислотах и их солях);

M — металлический элемент.

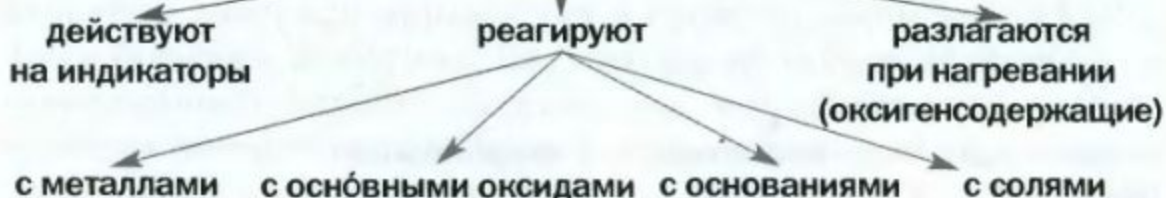
II. Химические свойства неорганических соединений



ОСНОВАНИЯ



КИСЛОТЫ



АМФОТЕРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ



СОЛИ



III. Способы получения неорганических соединений



СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СОЛЕЙ



Ответы к задачам и упражнениям

Раздел 1.

Неметаллические элементы, их простые вещества и соединения

7. Наиболее полярная связь P-F. 10. Арсен. 11. $w(\text{Cl}^-) = 1,7 \%$. 21. $\varphi(\text{O}_3) = 4,9 \%$. 28. Среди этих соединений — водород пероксид. 30. $w(\text{H}_2\text{S}) = 0,3 \%$. 31. А — Li, В — Cl; LiH, HCl. 32. Обратите внимание на особенности химической связи в молекулах веществ. 34. Обратите внимание на строение соединений. 40. $\alpha(\text{HCl}) = 7/8$. 41. Феррум. 42. $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. 43. Выясните, полярной или неполярной является молекула каждого вещества. 45. б) $3\text{NH}_4\text{OH} + \text{Cr}^{3+} = \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$. 48. $\rho(\text{NH}_3) = 0,76 \text{ г/л}$. 49. $V(\text{NH}_3) = 6,93 \text{ л}$. 50. $V(\text{p-ра}) = 177 \text{ мл}$. 51. $\varphi(\text{NH}_3) = 1/3$; $\varphi(\text{N}_2) = 1/6$; $\varphi(\text{H}_2) = 1/2$. 52. Увеличится в 1,2 раза. 54. б) $2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- = 2\text{NH}_4\text{OH} + \text{BaSO}_4 \downarrow$. 58. $V(\text{NH}_3) = 11,2 \text{ л}$. 59. $w(\text{NH}_4\text{Cl}) = 52,2 \%$. 60. $\eta(\text{Br}_2) = 87,5 \%$. 61. $m(\text{кислоты}) = 1,67 \text{ кг}$. 67. $w(\text{NH}_3) = 16,2 \%$. 68. Объем газа в случае образования жидкой воды — 15 мл, а объем газов в случае образования водяного пара — 55 мл. 75. $M(\text{CO}, \text{CO}_2) = 32 \text{ г/моль}$. 76. $V(\text{CO}_2) = 4 \text{ мл}$. 77. За 22,5 мин. 78. $m(\text{CH}_4) = 2,4 \text{ г}$. 83. Возможны 3 реакции. 85. Молекул кислоты больше в 9 раз. 86. $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/8$. 87. $m(\text{H}_2\text{O}) = 234 \text{ г}$. 88. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. 89. $\eta(\text{H}_2\text{SO}_4) = 93,7 \%$. 96. $\text{KNO}_3 (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 \uparrow$. 97. $m(\text{ост. HNO}_3) = 2,1 \text{ г}$. 98. $\eta(\text{NaNO}_3) = 95,3 \%$. 99. $m(\text{воды}) = 100 \text{ г}$. 100. $V(\text{газов}) = 2,8 \text{ л}$. 101. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. 102. $w(\text{KNO}_3) = 0,41$; $w(\text{KNO}_2) = 0,59$. 110. $w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 9,15 \%$. 111. $m(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 33,1 \text{ г}$. 112. $\eta(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) = 98,2 \%$. 113. Правильных ответов — 3. 118. а) $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 42,4 \%$; б) $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 41,3 \%$. 119. $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 45,8 \%$. 120. $w(\text{P}) = 18,6 \%$. 121. Да. 122. $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 1,65 \text{ т}$. 123. $m(\text{прецип.}) = 1,365 \text{ т}$. 129. $w(\text{CO}_2) = 0,333 \%$. 131. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. 132. $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 15,8 \text{ г}$. 133. $w(\text{MgCO}_3) = 54,9 \%$. 142. $5\text{PbO} \cdot 9\text{SiO}_2$. 149. Атомов Карбона больше в 35 раз. 150. а) $n(\text{Cl}_2) \leq 1,5 \text{ моль}$; б) $n(\text{Cl}_2) \geq 2,5 \text{ моль}$; в) $1,5 \text{ моль} < n(\text{Cl}_2) < 2,5 \text{ моль}$. 151. $m(\text{K}_2\text{S}) = 16,5 \text{ г}$; $m(\text{KHS}) = 7,2 \text{ г}$. 152. $w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 28,3 \%$; $w(\text{NaHSO}_4) = 71,7 \%$.

153. $m(\text{H}_2) = 8 \text{ г.}$ 154. $\varphi(\text{NO}) = 20 \text{ \%}$. 155. $\varphi(\text{N}_2\text{O}) = 60 \text{ \%}$.
156. $w(\text{KNO}_3) = 26,3 \text{ \%}$. 157. $m(\text{Cu}) = 4,8 \text{ г.}$ 158. $m(\text{BaSO}_4) =$
 $= 23,3 \text{ г; } m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 17,4 \text{ г; } m(\text{KHSO}_4) = 13,6 \text{ г.}$

Раздел 2.

Металлические элементы, их простые вещества и соединения

165. 176 атомов Cu на 10 атомов Sn. 166. $w(\text{SiO}_2) = 15,6 \text{ \%}$.
171. Возможны 4 реакции. 174. $\eta(\text{AgNO}_3) = 94,1 \text{ \%}$. 175. $m(\text{плас-}$
 $\text{тинки}) = 40 \text{ г.}$ 176. $w(\text{Cu}) = 90,2 \text{ \%}$. 177. $m(\text{Al}) = 2,7 \text{ г.}$
178. $w(\text{Zn}) = 62,5 \text{ \%}$; $w(\text{ZnO}) = 37,5 \text{ \%}$. 180. $w(\text{прим.}) = 2,9 \text{ \%}$.
181. $w(\text{прим.}) = 15 \text{ \%}$. 182. $m(\text{CO}_2) = 3,3 \text{ т.}$ 183. $m(\text{Na}_2\text{S}) = 156 \text{ кг.}$
184. а) $w(\text{прим.}) = 8 \text{ \%}$; б) $w(\text{CaCl}_2) = 6,95 \text{ \%}$; $w(\text{MgCl}_2) = 5,95 \text{ \%}$.
193. $w(\text{Na}) = 95,8 \text{ \%}$. 194. $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. 195. $w(\text{Na}) = 37,1 \text{ \%}$.
196. $n = 3$. 197. $m(\text{прим.}) = 0,2 \text{ г.}$ 198. б) $\text{Ca} + \text{H}_3\text{PO}_4 (\text{изб.}) \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\uparrow$. 204. Магний. 205. $w(\text{Ca}) = 20,9 \text{ \%}$.
206. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. 207. CaC_2 . 208. $m(\text{осадка}) = 4,64 \text{ г.}$
209. Нет. 210. $w(\text{Mg}) = 37,5 \text{ \%}$. 217. $w(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,85$. 220. Нет.
221. $V(\text{газов}) = 16,8 \text{ л.}$ 222. $V(\text{H}_2\text{O}) = 52,5 \text{ мл.}$ 223. $w(\text{Mg}) = 69 \text{ \%}$.
224. Сначала определите степени окисления Феррума в
минералах. 232. Fe_2O_3 . 233. $m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 24,2 \text{ г.}$ 234. $V(\text{H}_2) =$
 $= 448 \text{ мл.}$ 235. $n = 4$. 236. $m(\text{FeO}) = 1,44 \text{ г; } m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 4,8 \text{ г.}$
237. $m(\text{Cu}) = 16 \text{ г.}$ 242. в) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} (\text{изб.}) \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}\uparrow$.
244. Выясните возможность сосуществования продуктов
гипотетических реакций. 245. $m(\text{FeO}) = 3,21 \text{ кг; } m(\text{Fe}_2\text{O}_3) =$
 $= 2,38 \text{ кг; } m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 2,59 \text{ кг.}$ 246. $m(\text{Pb}) = 124,2 \text{ кг.}$ (Расчеты
осуществите по каждому химическому уравнению.) 247. $m(\text{Al}) =$
 $= 0,9 \text{ г.}$ 251. Таких реакций — три. 253. $w(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 69,6 \text{ \%}$.
254. $m(\text{чугуна}) = 5,83 \text{ т.}$ 255. $w(\text{C}) = 1,25 \text{ \%}$. Порошок изго-
товлен из стали. 256. $V(\text{возд.}) = 4762 \text{ м}^3$. 257. $\eta(\text{металла}) = 93,3 \text{ \%}$.
258. $m(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 126 \text{ кг.}$

Словарь терминов

Агрохимия — наука о химических и биохимических процессах в почве и растениях.

Адсорбция — явление поглощения атомов, молекул, ионов поверхностью твердого вещества.

Аллотропия — явление образования элементом нескольких простых веществ.

Алюмотермия — метод получения металлов с помощью экзотермической реакции между оксидом металлического элемента и алюминием.

Атомная доля элемента — отношение количества атомов элемента к количеству атомов всех элементов в определенной среде.

Делокализованные электроны — электроны, которые перемещаются в веществе от одного атома к другому.

Диполь — частица (молекула), которая имеет два разноименно заряженных полюса.

Доменный газ — смесь угарного, углекислого газов и азота, которая выходит из доменной печи.

Жесткость воды — свойство природной воды, обусловленное наличием в ней катионов Кальция и Магния.

Качественная реакция — реакция, по внешнему эффекту которой обнаруживают определенный ион или соединение.

Кислая соль — продукт неполного замещения атомов Гидрогена в молекуле многоосновной кислоты на атомы (ионы) металлического элемента или ионы аммония.

Кислотные осадки — атмосферные осадки (дождь, снег), содержащие примеси кислот.

Кокс — вещество, полученное нагреванием угля при высокой температуре без доступа воздуха.

Коррозия — процесс разрушения металла вследствие его химического взаимодействия с веществами окружающей среды.

Круговорот вещества — совокупность природных физических процессов с участием вещества.

Круговорот элемента — совокупность процессов в природе, при которых атомы или ионы элемента вследствие химических реакций переходят от одних веществ к другим.

Макроэлементы — химические элементы, которые усваиваются растениями в наибольших количествах.

Металлическая связь — связь между катионами в металле, осуществляемая с помощью делокализованных электронов.

Металлургия — отрасль промышленности, основой которой является получение металлов.

Миграция химических элементов — перемещение атомов, молекул, ионов, веществ в атмосфере, гидросфере, на поверхности Земли, а также из одной «оболочки» планеты в другую.

Относительный выход продукта реакции — 1) величина, характеризующая полноту протекания химической реакции или степень превращения одного вещества в другое; 2) отношение количества вещества или массы полученного продукта реакции к его количеству вещества или массе, вычисленной по химическому уравнению.

Парниковый эффект — явление удерживания теплоты на планете вследствие поглощения инфракрасных лучей углекислым газом и некоторыми другими газами, имеющимися в атмосфере.

Пассивация — явление образования во время реакции на поверхности металла пленки химически пассивного соединения.

Ржавчина — продукт взаимодействия железа с кислородом воздуха и водой.

Руда — природное соединение (минерал) или смесь соединений, которые используют для промышленного получения металла.

Сталь — сплав железа, в котором массовая доля Карбона не превышает 2 %, а Фосфора и Сульфура содержится очень мало.

Удобрения — вещества, которые вносят в почву для улучшения развития растений.

Черная металлургия — отрасль металлургии по производству чугуна, стали и сплавов на основе железа.

Чугун — сплав железа, в котором массовая доля Карбона составляет от 2 до 4,8 %, а сумма массовых долей Сульфура, Фосфора, Силиция и других элементов не превышает 8 %.

Шлак — смесь солей (силикатов, фосфатов), которая образуется при металлургическом процессе.

Предметный указатель

А

- Агрохимия 89
- Адсорбция 24
- Аллотропия 13
 - Карбона 14
 - Оксигена 14
 - Сульфура 21
 - Фосфора 21
- Алмаз 14
- Алюминий 163
 - гидроксид 168
 - оксид 168
 - применение 168
 - соединений 170
 - простое вещество 164
 - распространенность в природе 163
 - соли 169
 - электронное строение атома 164
- Алюмотермия 167
- Аммиак 38
 - получение 44
 - применение 45
 - строение молекулы 38
 - физические свойства 39
 - химические свойства 40
- Атомная доля элемента 7

Г

- Гидроген хлорид 31
- Гидрогенкарбонаты 97
- Гидрометаллургия 186
- Графит 14

Д

- Доменный газ 190, 192
- Доменный процесс 190

Ж

- Железо 174
 - физические свойства 174
 - химические свойства 174
- Жесткость воды 158
 - временная 158
 - постоянная 159

З

- Закон биогенной миграции элементов (закон Вернадского) 115

К

- Калий 144
 - гидроксид 148
 - оксид 147
 - применение 147
 - соединений 149
 - простое вещество 146
 - распространенность в природе 144
 - соли 149
 - электронное строение атома 145
- Кальций 152
 - гидроксид 157
 - оксид 156
 - применение 156
 - соединений 157
 - простое вещество 154
 - распространенность в природе 153
 - соли 157
 - электронное строение атома 154
- Карбонатная кислота 96
- Карбонаты 97
 - качественная реакция 98
 - применение 100
 - распространенность в природе 97
 - физические свойства 97
 - химические свойства 98
- Качественная реакция 34
- Кварцевое стекло 107
- Керамика 107
- Кислая соль 83
- Кислотные осадки 65
- Кокс 190
- Конвертер 194
- Коррозия 136
- Круговорот вещества 110
 - воды 110
- Карбона 112

Нитрогена 113
Оксигена 111
элемента 111

М

Магний 152
гидроксид 157
оксид 156
применение 156
соединений 157
простое вещество 154
распространенность
в природе 153
соли 157
электронное строение
атома 154
Макроэлементы 87
Мартеновская печь 195
Металлическая связь 126
Металлические элементы 124
атомы и ионы 125
распространенность
в природе 124
Металлургия 186
цветная 186
черная 186
Металлы 126
кристаллические
решетки 131
получение 186
применение 128
распространенность
в природе 125, 184
физические свойства 127
химические свойства 132
Миграция элементов 114
Микроэлементы 88

Н

Накипь 158, 162
Натрий 144
гидроксид 148
оксид 147
пероксид 147
применение 147
соединений 149
простое вещество 146
распространенность
в природе 144
соли 149
электронное
строение атома 145

Неметаллические элементы 5
атомы и ионы 7
валентность 9
распространенность
в природе 6
степени окисления 10
электроотрицательность 9

Неметаллы 13
применение 18
распространенность
в природе 15
строение 13
физические свойства 16
химические свойства 17

Нитратная кислота 76
применение 78
физические свойства 76
химические свойства 76

Нитраты 78
применение 80
физические свойства 78
химические свойства 78

О

Озон 14, 15
Озоновый слой 15
Оксиды неметаллических
элементов 58
названия 59
применение 63
состав 58
строение 59
физиологическое
действие 66
физические свойства 60
химические свойства 60
Ортофосфатная кислота 82
получение 84
применение 85
физические свойства 82
химические свойства 82

Ортофосфаты 85
Относительный выход
продукта реакции 51

П

Парниковый эффект 64
Пирометаллургия 186
Противогаз 24

Р

Ржавчина 137, 182
Руды 184

С

- Силикатная кислота 104
 - физические свойства 104
 - химические свойства 104
- Силикатные материалы 106
- Силикатный клей 106
- Силикаты 105
- Соединения неметаллических элементов с Водородом 25
 - названия 26
 - состав 25, 26
 - строение 26
 - физические свойства 27
 - химическая связь 27
 - химические свойства 28
- Соли аммония 47
 - качественная реакция 48
 - получение 42
 - применение 49
 - физические свойства 47
 - химические свойства 48
- Спички 22
- Сплавы 128
- Сталагмиты 99
- Сталактиты 99
- Сталь 194
 - применение 196
 - производство 194
- Стекло 106
- Стехиометрическая схема 54
- Стронций 162
- Сульфатная кислота 69
 - применение 72
 - строение молекулы 69
 - физические свойства 69
 - химические свойства 69
- Сульфаты 72
 - качественная реакция 72
 - применение 74
 - физические свойства 72
 - химические свойства 73

Т

- Термитная смесь 167

У

- Уголь 23
 - активированный 24
- Удобрения 88
 - азотные 90
 - калийные 90
 - комбинированные 90

- минеральные 88
- нормы внесения 91
- производство 93
- фосфорные 90

Ф

- Феррум 172
 - гидроксиды 177
 - оксиды 176
 - применение соединений 179
 - простое вещество (см. Железо)
 - распространенность в природе 172
 - соли 178
 - электронное строение атома 173
- Флюсы 190
- Фуллерен 14, 15

Х

- Хлоридная кислота 31
 - получение 33
 - применение 35
 - химические свойства 32
- Хлориды 34
 - качественная реакция 34
 - применение 35
- Хлороводород (см. Водород хлорид)
- Хрусталь 107

Ц

- Цезий 151
- Цемент 108

Ч

- Чугун 189
 - применение 193
 - производство 190

Ш

- Шлак 192

Щ

- Щелочноземельные элементы 153
- Щелочные элементы 144

Э

- Электрометаллургия 186
- Эмаль 138

Література для учасників

Учебная

Березан О. В. Енциклопедія хімічних задач. — Т.: Підручники і посібники, 2001. — 304 с.

Бочеваров А. Д., Жикол О. А. Хімія у визначеннях, таблицях і схемах: Довідково-навчальний посібник. — Х.: Ранок, 1998. — 128 с.

Буринська Н. М. Методи розв'язування задач. — К.: Либідь, 1996. — 80 с.

Крикля Л. С., Попель П. П. Хімія: задачі та вправи. 8 клас. — К.: ВЦ «Академія», 2002. — 232 с.

Кузьменко М. Є., Єрьомін В. В. Хімія. 2400 задач для школярів та абітурієнтів: Пер. з рос. — Т.: Навчальна книга — Богдан, 2001. — 560 с.

Кукса С. П. 600 задач з хімії. — Т.: Мандрівець, 1999. — 144 с.

Попель П. П. Складання рівнянь хімічних реакцій: Навч. посіб. — К.: Рута, 2000. — 128 с.

Слободяник М. С. та ін. Хімія: Навч. посіб. — К.: Либідь, 2003. — 352 с.

Хімія: завдання та тести / В. М. Амірханов, О. І. Білодід, М. М. Верховод та ін.; за ред. М. Ю. Корнілова. — К.: Школяр, 2000. — 512 с.

Хімія. Тести. 8—11 класи: Посібник / Автори-укладачі: І. М. Курмакова, Т. С. Куратова, С. В. Грузнова та ін. — К.: ВЦ «Академія», 2007. — 280 с.

Ярошенко О. Г., Новицька В. І. Збірник задач і вправ з хімії: Навч. посіб. — 5-те вид. — К.: Станіца, 2003. — 245 с.

Познавательная и научно-популярная

Аликберова Л. Ю. Занимательная химия: Книга для учащихся, учителей и родителей. — М.: АСТ-ПРЕСС, 2002. — 560 с.

Базелюк І. І., Величко Л. П., Титаренко Н. В. Довідкові матеріали з хімії. — К.; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. — 224 с.

Большая детская энциклопедия: Химия / Сост. К. Люцис. — М.: Русское энциклопедическое товарищество, 2001. — 640 с.

Василега М. Д. Цікава хімія. — К.: Рад. шк., 1989. — 188 с.

Гроссе Э., Вайсмантель Х. Химия для любознательных. Основы химии и занимательные опыты: Пер. с нем. — Л.: Химия, 1978. — 392 с.

Зоммер К. Аккумулятор знаний по химии: Пер. с нем. — М.: Мир, 1985. — 294 с.

Карцова А. А. Химия без формул. — СПб.: Авалон; Азбука-классика, 2005. — 112 с.

Левицкий М. М. Увлекательная химия. Просто о сложном, забавно о серьезном. — М.: АСТ; Астрель, 2008. — 448 с.

Леенсон И. А. 100 вопросов и ответов по химии: Уч. пособие. — М.: АСТ; Астрель, 2002. — 347 с.

Леенсон И. А. Занимательная химия. — М.: РОСМЭН, 2000. — 104 с.

Степин Б. Д., Аликберова Л. Ю. Книга по химии для домашнего чтения. — М.: Химия, 1995. — 400 с.

Химия. (Иллюстрированная энциклопедия школьника.) — М.: Мир энциклопедий, 2006. — 96 с.

Химия: Школьный иллюстрированный справочник: Пер. с англ. — М.: РОСМЭН, 1998. — 128 с.

Химия: Энциклопедия химических элементов / Под ред. проф. А. М. Смолеговского. — М.: Дрофа, 2000. — 432 с.

Энциклопедический словарь юного химика / Сост. В. А. Крицман, В. В. Станцо. — М.: Педагогика, 1990. — 319 с.

Энциклопедия для детей. / Глав. ред. В. А. Володин. — М.: Аванта+, 2000. — Т. 17. Химия — 640 с.

Яковішин Л. О. Цікаві досліді з хімії: у школі та вдома. — Севастополь: Біблекс, 2006. — 176 с.

Сайты Интернета, содержащие интересный материал по химии

1. <http://www.alhimik.ru>
2. <http://chemistry-chemists.com>
3. <http://chemworld.narod.ru>
4. <http://www.hemi.nsu.ru>
5. <http://www.hij.ru>

Содержание

| | |
|--------------------------------|---|
| Дорогие десятиклассники! | 3 |
|--------------------------------|---|

1 раздел

Неметаллические элементы, их простые вещества и соединения

| | |
|--|-----------|
| § 1. Неметаллические элементы | 6 |
| § 2. Неметаллы..... | 12 |
| <i>Для любознательных. Простые вещества</i> | |
| Сульфура и Фосфора | 21 |
| История спички | 22 |
| Уголь | 23 |
| <i>Экспериментируем дома. Адсорбция веществ</i> | <i>24</i> |
| § 3. Соединения неметаллических элементов с Гидрогеном..... | 25 |
| § 4. Гидроген хлорид. Хлоридная кислота. Хлориды | 30 |
| § 5. Аммиак | 38 |
| § 6. Соли аммония | 47 |
| § 7. Расчеты по химическим уравнениям (I) | 51 |
| § 8. Оксиды неметаллических элементов | 58 |
| § 9. Сульфатная кислота. Сульфаты. | 68 |
| § 10. Нитратная кислота. Нитраты | 75 |
| § 11. Ортофосфатная кислота. Ортофосфаты | 82 |
| § 12. Минеральные удобрения..... | 87 |
| <i>Для любознательных. Нитраты</i> | |
| в пищевых продуктах..... | 95 |
| § 13. Карбонатная кислота. Карбонаты | 96 |
| Практическая работа № 1. | |
| Получение карбон(IV) оксида. | |
| Взаимопревращение карбонатов | |
| и гидрогенкарбонатов..... | 102 |
| § 14. Силикатная кислота. Силикаты | 104 |

| | |
|---|-----|
| § 15. Круговороты веществ и элементов в природе | 110 |
| § 16. Решение комбинированных расчетных задач | 117 |

2 раздел

Металлические элементы, их простые вещества и соединения

| | |
|--|-----|
| § 17. Металлические элементы. Металлы | 124 |
| Для любознательных. Кристаллические решетки металлов | 131 |
| § 18. Химические свойства металлов | 132 |
| § 19. Расчеты по химическим уравнениям (II) | 141 |
| § 20. Натрий и Калий | 144 |
| Для любознательных. Цезий | 151 |
| § 21. Магний и Кальций | 152 |
| Для любознательных. Стронций | 162 |
| Экспериментируем дома. Удаление накипи | 162 |
| § 22. Алюминий | 163 |
| § 23. Феррум | 172 |
| Для любознательных. Выведение пятен ржавчины на ткани | 182 |
| Практическая работа № 2. Выполнение экспериментальных заданий | 182 |
| § 24. Методы получения металлов | 184 |
| § 25. Химические основы производства чугуна и стали | 189 |
| Для любознательных. Развитие черной металлургии в Украине | 198 |
| Послесловие | 200 |
| Приложение | 201 |
| Ответы к задачам и упражнениям | 205 |
| Словарь терминов | 207 |
| Предметный указатель | 209 |
| Литература для учащихся | 212 |

Попель П. П.

Химия : учеб. для 10 кл. общеобразоват. учебн. заведений / П. П. Попель, Л. С. Крикля. — К. : ИЦ «Академия», 2010. — 216 с. : ил.

ISBN 978-966-580-330-0

ISBN 978-966-580-336-2

ББК 24. 1я 721

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

ХІМІЯ

Підручник для 10 класу
загальноосвітніх навчальних закладів

(російською мовою)

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Редактор Н. Л. Ленська
Коректор О. С. Брегус
Художнє оформлення В. М. Штогриня
Комп'ютерна верстка Є. М. Байдюка

Підписано до друку 19.08.2010.

Формат 60×90/16.

Папір офс. № 1.

Гарнітура Шкільна.

Друк офсетний.

Ум. друк. арк. 13,5.

Обл.-вид. арк. 9,70. Зам. 10-347.

Видавничий центр «Академія»

04119, м. Київ-119, а/с 37.

Тел./факс: (044) 483-12-11; 456-84-63.

E-mail: academia-pc@svitonline.com; academia.book@gmail.com

Свідоцтво: серія ДК № 555 від 03.08.2001 р.

ВАТ «Білоцерківська книжкова фабрика».

09117, м. Біла Церква, вул. Леся Курбаса, 4